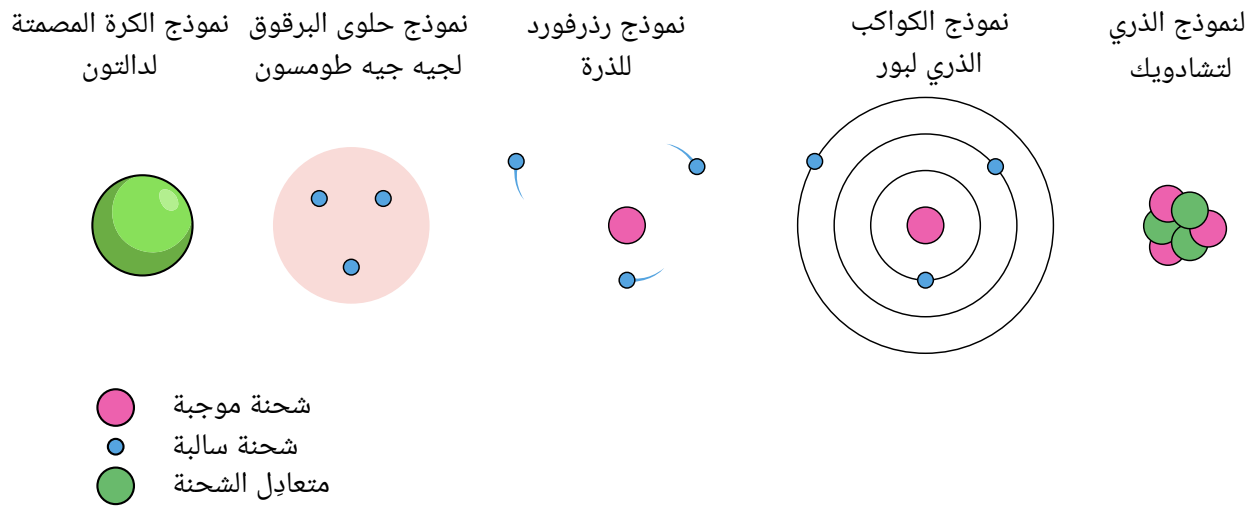
شارح: النظرية الذرية الحديثة

في هذا الشارح، سوف نتعلَّم كيف نَصِف مفاهيم النظرية الذرية الحديثة.

طُوِّر كل نموذج متتالٍ للذرة للحصول على تفسير نظري لنتيجة عملية.

- عبَّر نموذج الكرة المصمتة لجون دالتون عن طريقة تراص الذرات معًا.
- فسَّر نموذج حلوى البرقوق لجيه جيه طومسون وجود جسيمات سالبة الشحنة في الذرة، نُسمِّيها «الإلكترونات».
- أثبت كلٌّ من جيجر وماريسدن وإرنست رذرفورد وجود النواة، وهي جزء كثيف موجب الشحنة موجود في مركز الذرة تمامًا. وهذه النواة تحتوي على البروتونات.
- قدَّم نيلز بور وإرنست رذرفورد نموذج بور-رذرفورد، المُسمَّى غالبًا نموذج بور فحسب، وفي هذا النموذج تشغل الإلكترونات مدارات حول النواة مثل الكواكب حول الشمس. وهذا يفسِّر خواص طيف انبعاث الهيدروجين.
- أثبت تشادويك فيما بعد أن النوى أيضًا تحتوي على جسيمات غير مشحونة. وهذه الجسيمات هي النيوترونات.

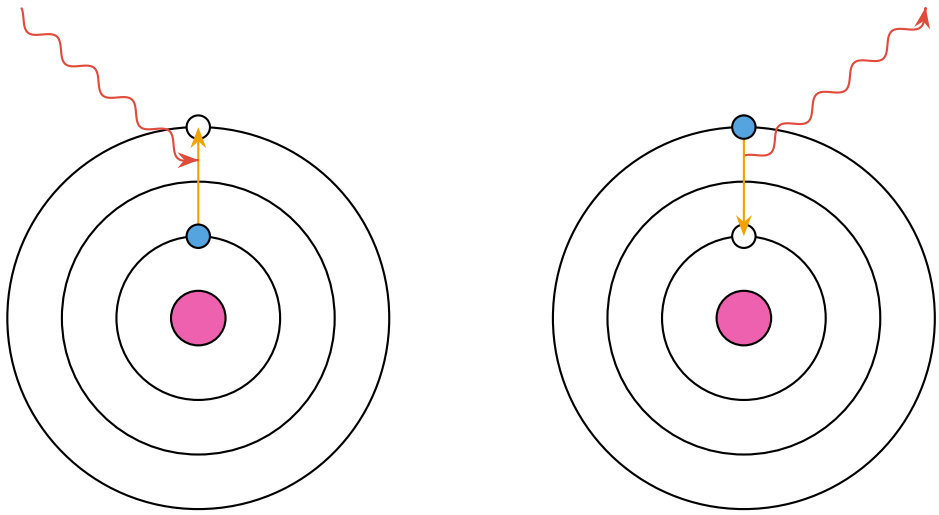


يقترح نموذج بور ما يلي عن الذرات:

- نُوجِد في مركز الذرة نواة موجبة الشحنة
- تدور الإلكترونات حول النواة في مدارات دائرية مستوية.
- يتحدَّد نصف قطر كل مدار بواسطة الشحنة النووية.

- من المستحيل أن يدور إلكترون حول النواة في الفراغات الموجودة بين هذه المدارات الثابتة.

فسَّر نموذج بور حقيقة أنه عند استثارة الذرات أو الأيونات، تنبعث منها أنماط متكرِّرة من الطيف، وهي خطوط فردية لها أطوال موجية محدَّدة.



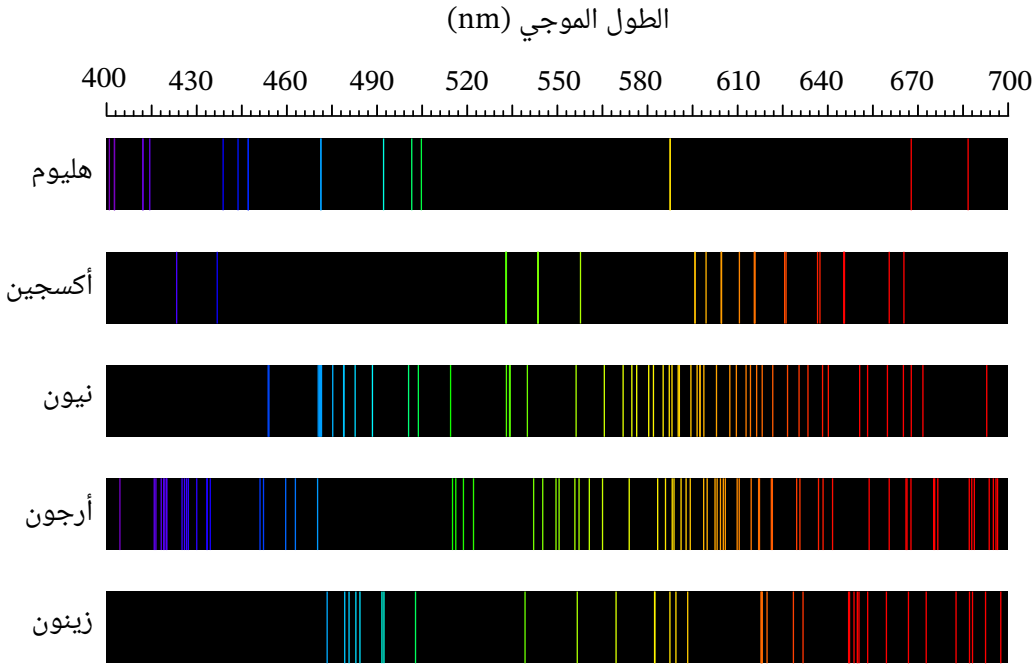
إثارة الهيدروجين
بواسطة الضوء

الهيدروجين المثار
ينبعث منه ضوء

الاختلافات الدقيقة في الطاقة بين المدارات هي المسئولة عن هذا السلوك. ويمكن انتقال الإلكترون إلى مدار أعلى، وعندما يهبط مرة أخرى، فإنه يُطلِق طيفًا محدَّد الطاقة.

وضع نموذج بور لكل نواةٍ قائمةً توضِّح الانتقالات المحدَّدة المسموح به وطاقاتها. بالنسبة إلى الهيدروجين الذري، كان نموذج بور دقيقًا جدًّا. لكن مع الذرات التي تحتوي على أكثر من إلكترون، عجز نموذج بور عن تقديم نتائج تجريبية.

فيما يلي أطياف الانبعاث لبعض هذه العناصر.



المشكلات الرئيسية في نموذج بور التي أدت إلى مراجعته:

- لم يفسّر النموذج طاقات انتقالات الإلكترون في الأنظمة التي تحتوي على أكثر من إلكترون واحد.
- لم يفسّر النموذج حقيقة أن بعض خطوط الانبعاث في طيف الانبعاث الذري أكثر كثافةً من غيرها.
- لم يفسّر النموذج حقيقة أن بعض خطوط الانبعاث قريبة جدًا بعضها من بعضها؛ ما يعني أنها لم تَنتج عن انتقالات مختلفة.
- لم يوفِّر نموذجًا لكيفية الترابط.
- يخالِف النموذج مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج.

تعامَلَ نموذج بور مع الإلكترونات بصفتها جسيمات؛ ونعلم الآن أن الإلكترونات لها خواص موجية أيضًا. وطبقًا لنموذج بور، فإن ذرة الهيدروجين ثنائية الأبعاد؛ حيث يتحرَّك الإلكترون في مستوًى واحد مستوٍ.

مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج هو مبدأ من مبادئ ميكانيكا الكم، جاء لاحقًا. وهو حقيقة أساسية في الكون.

تعريف: مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج

كلما زادت دقة تحديد موضع جسيم ما في الفراغ، قلَّت قدرتنا على تحديد كمية حركته بدقة (والعكس صحيح).

ببساطة، يمكننا معرفة موضع الجسيم أو مدى سرعته (واتجاهها). يُعَد هذا المبدأ مهمًا فقط للجسيمات دون الذرية، أو الأجسام الأكبر حجمًا التي تتحرَّك بسرعات كبيرة جدًا.

يتعامل نموذج بور مع الإلكترونات على أنها جسيمات تدور بطريقة يمكن التنبؤ بها. وهذا النموذج يخالف مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج؛ ومن ثَمَّ، فإن نموذج بور لا بد أن يكون غير صحيح بشكل ما.

كان عمل فيرنر هايزنبرج حول مبدأ عدم التأكد جزءًا من عمل أكبر وسَّع نطاق وصفنا للكون. قدَّم لويس دي برولي واحدة من أهم الأفكار التي أعادت تعريف تصوُّرنا لسلوك الإلكترونات. أوضح دي برولي أن الإلكترونات لها خواص موجية، بالإضافة إلى الخواص الجسيمية.

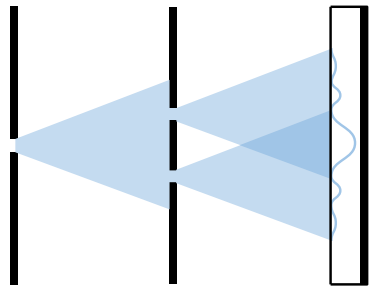
يتضح من ذلك أن أي جسيم يمكن وصفه بطرق موجية، وأي موجة يمكن وصفها بطرق جسيمية. لكننا بوجهٍ عام لا نلاحظ السلوك الموجي إلا عندما تتحرَّك الجسيمات بسرعة قريبة من سرعة الضوء.

ويُطلَق على هذا المفهوم ازدواجية الموجة والجسيم.

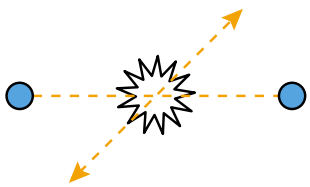
تعريف: ازدواجية الموجة والجسيم

يمكن أن تُظهِر الأجسام المادية خواصَّ موجية وخواصَّ جسيمية. ويتوقَّف مدى ظهور هذا السلوك على طبيعة هذه الأجسام ومدى سرعة حركتها.

يمكن أن يتصرَّف الإلكترون كالجسيم؛ لأن الإلكترونات لها كتلة، كما يمكن للإلكترونات أن ترتد عند اصطدام بعضها ببعض. ومع ذلك يمكن للإلكترونات أيضًا أن تسلك سلوك الموجات، وتُنتِج أنماط حيود بنفس الطريقة التي يتصرَّف بها الضوء في تجربة الشق المزدوج. يُظهِر الإلكترون ازدواجية الموجة والجسيم. للإلكترون خواص جسيمية وخواص موجية.



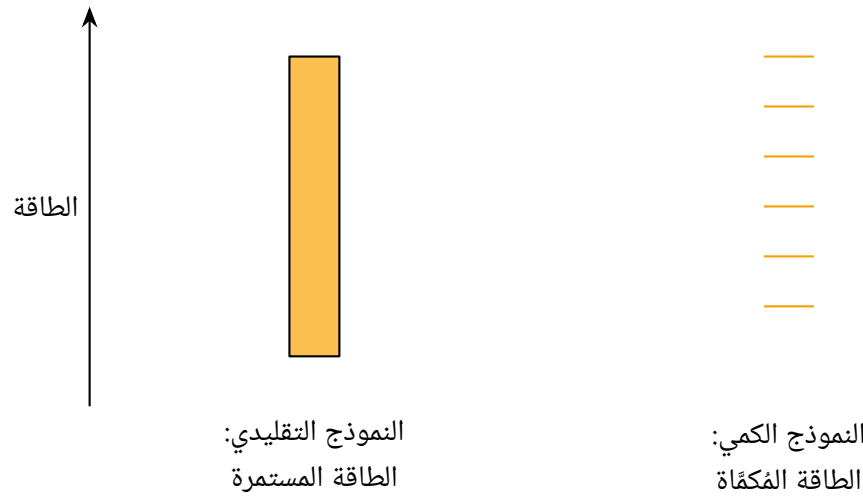
سلوك موجي



سلوك جسيمي

ويُعَد المفهوم القائل بأن الجسيمات تتصرَّف أيضًا كالموجات مفهومًا أساسيًا في النظرية الذرية الحديثة، التي تعتمد أيضًا على نظرية الكم. ففي أوائل القرن العشرين، كان هناك العديد من النظريات والاكتشافات التي أحدثت ثورة فيما نُسمِّيه بالفيزياء الكلاسيكية. في الفيزياء الكلاسيكية، يُنظَر إلى جميع أنواع الطاقة على أنها مستمرة. يمكن أن تأخذ الطاقة أي قيمة.

لكن نظرية الكم طرحت الفكرة القائلة بأن أنواعًا محدَّدة من الطاقة تأتي في حزم متفرِّدة تُسمَّى الكمَّات. وتعتمد كمية هذه الكمَّات على النظام الذي نتعامل معه. وتفاصيل هذا المفهوم معقَّدة، لكن الأمر الأساسي الذي يجب معرفته هو أن هذا المفهوم مهَّد الطريق لبناء نموذج أفضل للذرة.



كان لنظرية الكم أثر هائل في فهمنا للضوء. ينتقل الضوء في صورة كمَّات تُسمَّى الفوتونات. ففوتون الضوء الأخضر يملك تقريبًا المقدار المناسب من الطاقة لكسر الرابطة الأحادية بين ذرتَي كلور. أما فوتون الضوء الأزرق فيمتلك طاقة أكبر، ويمتلك فوتون الضوء الأحمر طاقة أقل. وفي ضوء هذا الفهم، يمكننا أن نفهم لماذا يكون لبعض الأطوال الموجية للضوء تأثير، ولا يكون للبعض الآخر. إذا كانت طاقة الفوتون أصغر من فرق الطاقة اللازم للانتقال، فلا يمكن أن يحدث هذا الانتقال.

أدى فهم ازدواجية الموجة والجسيم ونظرية الكم إلى النموذج الحديث للذرة. وعلى الرغم من خضوعه لمراجعات منذ القرن العشرين، فإن النسخة المبسَّطة من النموذج ظلَّت كما هي.

التعديل الأول على نموذج بور هو أن الإلكترونات يمكن أن تتصرَّف بطرق تُشبه الموجة. لا يُنظَر إلى الإلكترونات على أن لها موضعًا أو كمية حركة ثابتين وواضحين، ولكن يمكنها أن تتحرَّك بطريقة ليست سهلة الوصف أو الفهم.

مثال ١: التعرُّف على العبارة التي لا تمثِّل أحد عيوب نموذج بور للذرة

أيٌّ من الآتي **ليس** من عيوب نموذج بور للذرة؟

أ. تتحرَّك الإلكترونات حول النواة في مدارات دائرية مستوية.

ب. تُعَدُّ الإلكترونات جُسيمات فقط، وليست موجات.

ج. من المُمكِن تحديد موضع الإلكترون وكمية حركته بدقة في الوقت نفسه.

د. تستطيع الإلكترونات في الذرات أن تَشغَل فقط مستويات الطاقة المُكمَّاة.

هـ. يشرح طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين فقط.

الحل

كان نموذج بور للذرة في وقت ما أفضل وصف للذرة. ومع ذلك لم يخلُ هذا النموذج من العيوب. أبرزت الاكتشافات الفيزيائية وميكانيكا الكم عيوب نموذج بور للذرة. في هذا السؤال، لدينا خمس عبارات عن نموذج بور، وعلينا تحديد أيٍّ منها ليس من عيوب النموذج.

في نموذج بور للذرة، وُصِفت الإلكترونات بأن لها مدارات دائرية مستوية حول نواة مركزية. وبمعاملة الإلكترونات على أنها جسيمات فقط، أوضح نموذج بور أن ذرة الهيدروجين ستكون ثنائية الأبعاد؛ حيث يتحرَّك الإلكترون في مستوًى واحد مستوٍ. ولكن دي برولي أثبت أن الإلكترونات تتصف بازدواجية الموجة والجسيم، في حين وصف نموذج الميكانيكا الموجية لشرودنجر أن الإلكترونات لها مجموعة من المواضع الممكنة. ففي أي لحظة من الزمن، قد يكون الإلكترون قريبًا من النواة أو بعيدًا عنها. بناءً على هاتين النقطتين، يمكننا بوضوح أن نقول إن العبارتين (أ) و(ب) من عيوب في نموذج بور.

بوصف الجسيمات بأنها تدور بطريقة يمكن التنبؤ بها، يُشير نموذج بور إلى أنه يمكن تحديد موضع وكمية حركة الإلكترون بدقة في الوقت نفسه. لكن، وفقًا لمبدأ عدم التأكد لهايزنبرج، كلما زادت دقة تحديد موضع جسيم ما في الفراغ، قلَّت قدرتنا على تحديد كمية حركته بدقة. بعبارة أخرى، لا يمكننا تحديد موضع وكمية حركة الجسيم في الوقت نفسه. وهذا عيب آخر في نموذج بور، إذن العبارة (ج) من عيوب نموذج بور.

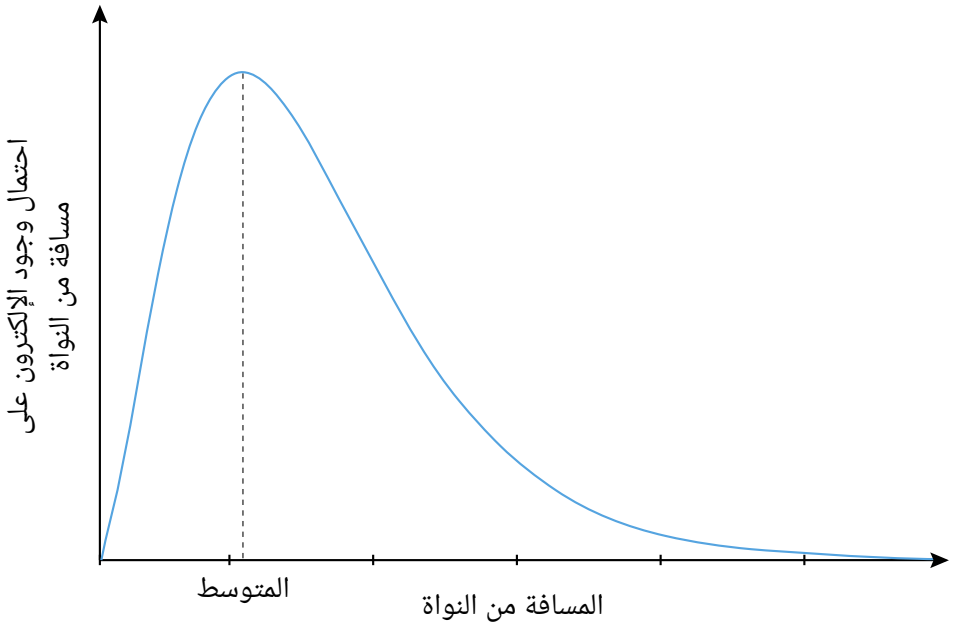
طرح نموذج بور للذرة فكرة أن الإلكترونات تشغل مدارات ذات طاقات ثابتة. ونتيجةً لذلك، لا يمكن أن يدور الإلكترون حول النواة في الفراغ بين هذه المدارات الثابتة. ونتج عن ذلك قائمة بالانتقالات الممكنة بين المدارات التي لها قيمة طاقة محدَّدة. بناءً على هذه الانتقالات والطاقات المميزة، يمكن تفسير طيف الانبعاث الخطي لذرة الهيدروجين بدقة. ولكن لم ينجح هذا النموذج مع الذرات التي تحتوي على أكثر من إلكترون واحد. وهذا يجعل العبارة (هـ) أحد عيوب نموذج بور للذرة.

وبما أن مفهوم شغل الإلكترونات لمستويات طاقة مُكمَّاة لا يزال جزءًا من النظرية الذرية الحديثة، فإن العبارة (د) ليست من عيوب نموذج بور.

إذن الإجابة الصحيحة هي العبارة (د).

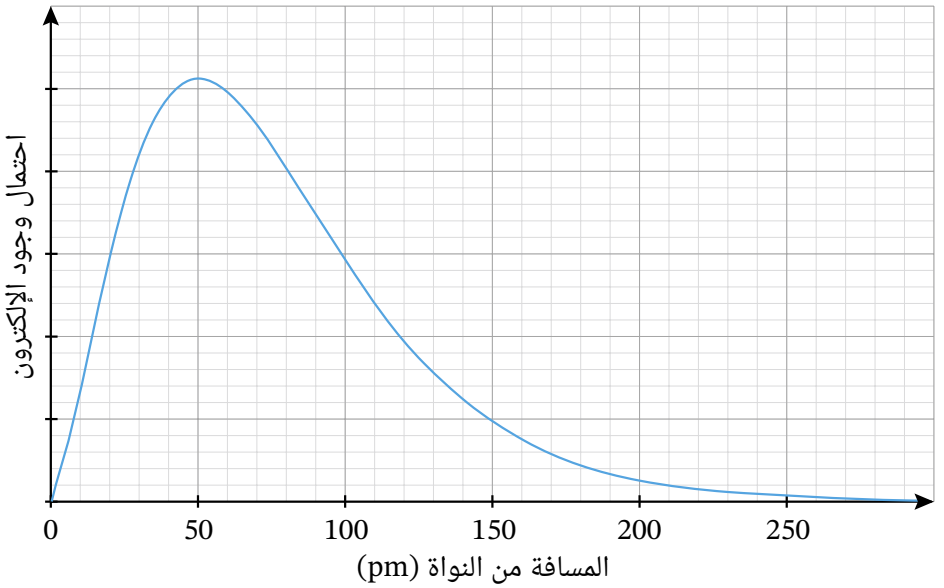
إحدى أهم المزايا الناتجة عن الحسابات والتصورات هي أننا لا نفكِّر كثيرًا في موضع الإلكترون، لكن نفكِّر في المكان الذي من الممكن أن يُوجَد فيه. بعد ذلك نحسب المتوسطات لفهم سلوك الإلكترون. ومن ثَمَّ، ولأن المسافة بين الإلكترون والنواة في الوصف القديم ظلت ثابتة، أوضح نموذج الميكانيكا الموجية أن للإلكترونات مجموعة من المواضع الممكنة. ففي أي لحظة من الزمن، قد يكون الإلكترون قريبًا من النواة أو بعيدًا عنها.

والأمر الأهم من وجهة النظر الرياضية هو التوزيع ومتوسطه. عندما يكون لدينا مواضع لها احتمالات مختلفة، نستخدم مصطلح التوزيع. يمكننا أن نفكِّر في أن الإلكترون موجود على مسافة ثابتة من النواة لمقدار محدَّد من الزمن. ففي بعض الأحيان يكون الإلكترون قريبًا من النواة، وأحيانًا أخرى يكون بعيدًا عنها. لكن في معظم الأحيان يكون الإلكترون في المنتصف بينهما، على الرغم من أن موضع الإلكترون ذي الخواص الموجية أمر معقَّد للغاية؛ لذا، فهذا مجرد تبسيط.



مثال ٢: يمكن إلى حدٍّ كبير تحديد المسافة التي يبعُدها إلكترون عن النواة في المدار s1.

يوضِّح التمثيل البياني احتمال وجود الإلكترون الموجود على بُعد مسافة من النواة في المدار s1 لذرة الهيدروجين. ما المسافة التقريبية التي يُحتمَل وجود الإلكترون عندها بعيدًا عن النواة؟



الحل

توضِّح النظرية الذرية الحديثة، أو تحديدًا نظرية الكم، أن الإلكترون لا يشغل مدارًا دائريًّا يقع على مسافة ثابتة من النواة، وذلك على عكس نموذج بور. بدلًا من ذلك، يمكن أن يشغل الإلكترون مجموعة من المواضع المختلفة، لكن باحتمالات مختلفة. يمكننا أن نفكِّر في أن الإلكترون موجود على مسافة ثابتة من النواة لمقدار محدَّد من الزمن.

يوضِّح التمثيل البياني المُعطى في السؤال احتمال إيجاد إلكترون على مسافة من النواة في المدار 1s لذرة الهيدروجين. يمثِّل المحور س المسافة من النواة بالوحدة بيكومتر (pm)، أما المحور ص فيمثِّل احتمال وجود الإلكترون عند هذه المسافة. كلما زادت قيمة ص، زاد احتمال وجود الإلكترون.

يقع الإلكترون هنا في المدار 1s. المدارات من النوع s كروية؛ ولذا، علينا فقط مراعاة المسافة من النواة وليس الزاوية.

من هذا التمثيل البياني، يمكننا أن نلاحظ أن أعلى نقطة على المنحنى؛ ومن ثَمَّ أعلى قيمة على المحور ص، تقابل مسافة قدرها 50 pm تقريبًا من النواة. وبما أن السؤال لا يطلب سوى المسافة التقريبية، فلا يجب علينا الإجابة بدقة عالية.

الإجابة الصحيحة هي 50 pm.

عندما نأخذ هذه السلوكيات في الاعتبار، نبدأ في الحديث عن الاحتمالات، ويُعرَف التوزيع الاحتمالي لموضع الإلكترون باسم الدالة الموجية. التوزيع الاحتمالي للإلكترونات يمكن أن يكون له أشكال معقَّدة، لكن في هذا المثال البسيط، سنلتزم بالمسافة من النواة.

توصَّل إرفين شرودنجر إلى صيغة تربط هذا التوزيع الاحتمالي بطاقة الإلكترون، تَطابَقت مع طاقات نموذج بور لذرة الهيدروجين. تبدو هذه المعادلة بسيطة، لكن هذا غير صحيح؛ لأن تفاصيلها معقَّدة للغاية. المهم هو أن هذا النهج الخاص بالاحتمال والموجات الإلكترونية أتاح لنا التنبؤ بالطريقة التي تسلكها الأنظمة ذات الإلكترونات المتعدِّدة. كما أتاح لنا أيضًا فهم سلوك الإلكترونات عندما تتحد معًا في روابط كيميائية. يُعرَف النموذج الحديث الذي وضعه شرودنجر بنموذج الميكانيكا الموجية للذرة. بحل معادلة شرودنجر، يمكننا تحديد مستويات الطاقة والموقع الأكثر احتمالًا للإلكترون في كل مستوًى من مستويات الطاقة بالنسبة إلى النواة. أدى عمل شرودنجر إلى مفهوم السحابة الإلكترونية، وهي منطقة الفراغ المحيطة بالنواة التي يمكن أن يُوجَد فيها الإلكترون. وأدَّى ذلك إلى معرفة المدارات الذرية، وهي أشكال أكثر تعقيدًا من المدارات الدائرية المستوية لنموذج بور. ولكن، لا يمكن حل معادلة شرودنجر بدقة إلا مع ذرة الهيدروجين فقط.

تعريف: السحابة الإلكترونية

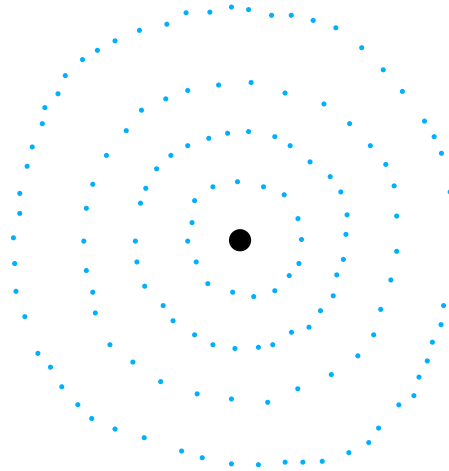
السحابة الإلكترونية تَصِف الفراغ الموجود حول نواة الذرة الذي يُحتَمل وجود الإلكترون فيه.

تعريف: المدارات الذرية

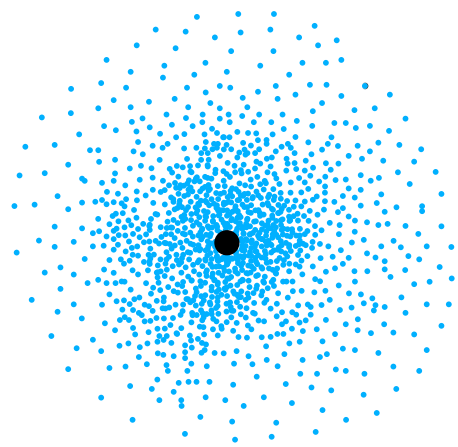
المدارات الذرية تعبيرات رياضية ثلاثية الأبعاد تَصِف جزءًا من السحابة الإلكترونية، وتمثِّل الموقع الأكثر احتمالًا للإلكترون في الذرة.

مثال ٣: تحديد مخطط الكثافة الذي يَصِف بأفضل طريقة الموقع المحتمل للإلكترون في ذرة الهيدروجين طبقًا لنظرية الكم

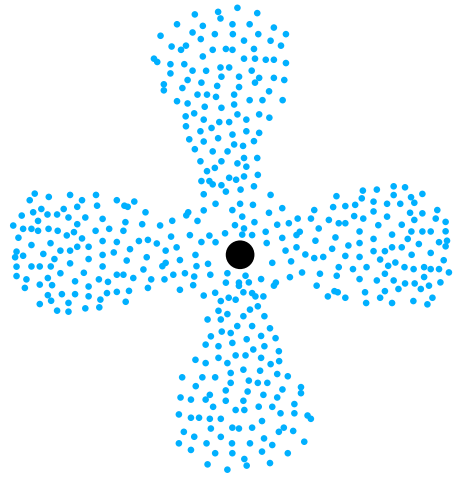
أيُّ مخططات الكثافة يمثِّل تمثيلًا دقيقًا الموقع المحتمل للإلكترون في ذرة الهيدروجين وفقًا لنظرية الكم للذرة؟



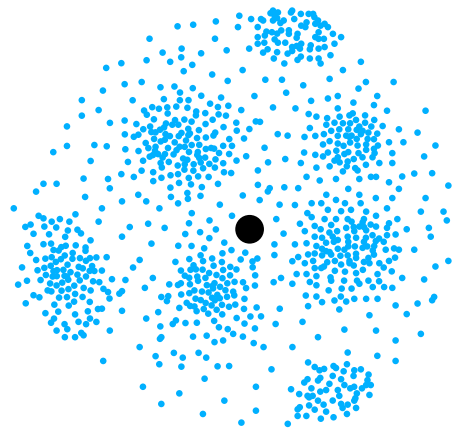
(أ)



(ب)



(ج)



(د)

الحل

كل مخطط يحتوي على نقطة كبيرة سوداء (النواة) وبعض النقاط الزرقاء الصغيرة (كثافة الإلكترون). كلما اقتربت النقاط الزرقاء بعضها من بعض، زاد احتمال وجود الإلكترون في هذا الموضع. كل عدم التأكد هذا يأتي من الطبيعة الموجية للإلكترونات عندما تكون حول نواة.

تحتوي ذرة الهيدروجين على إلكترون واحد في مدار s1. ينجذب هذا الإلكترون بقوة إلى نواة الهيدروجين، ومن المرجح أن يُوجَد بالقرب من النواة. كلما ابتعدنا عن النواة، قل احتمال وجود الإلكترون.

الخيار (أ) غير صحيح؛ لأن هناك احتمالًا لوجود الإلكترون على أي مسافة من النواة، وليس عند مسافات ثابتة فقط. هذا الشكل أقرب إلى نموذج بور للذرة.

الخيار (ب) جيد جدًّا. كلما اقتربنا إلى النواة، زادت كثافة النقاط الزرقاء؛ ما يُشير إلى زيادة احتمال وجود الإلكترون كلما اقتربنا من النواة.

في الخيار (ج)، تتبع النقاط نمطًا غير معتاد، فتُوجَد مساحات بها نقاط كثيرة ومساحات فارغة. وقد يحدث هذا في الحالة المثارة للإلكترون، لكن في الحالة المستقرة لذرة الهيدروجين، ستكون الكثافة الإلكترونية ذات تماثل كروي، وهو أقل توزيع للطاقة. ولذلك، فإن الخيار (ج) غير صحيح.

يحتوي الخيار (د) على تجمُّعات غريبة تزداد فيها كثافة الإلكترونات، ولا يوجد سبب وراء ذلك؛ لأنه لا يُوجَد شيء لجذب الإلكترون إلى النواة.

مخطط الكثافة الأكثر دقةً هو الذي يوضِّح زيادة كثافة الإلكترونات كلما اقتربنا من النواة. الإجابة هي الخيار (ب).

النقاط الرئيسية

- النموذج الحديث للذرة تطويرٌ لنموذج بور، الذي ينص على أن الإلكترونات تدور في مدارات دائرية حول النواة على مسافات ثابتة.
- استطاع نموذج بور تفسير طاقات الذرات ذات الإلكترون الواحد فقط مثل الهيدروجين.
- افترَض نموذج بور أن للإلكترونات خواص جسيمية فقط، لكن للإلكترونات خواص موجية أيضًا.
- طبقًا لنموذج بور، يدور إلكترون ذرة الهيدروجين حول النواة في مستوًى ثنائي الأبعاد، وهو ما يجعل ذرة الهيدروجين مسطحة بشكل أساسي.
- يخالف نموذج بور مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج، الذي يُعَد أحد الخواص الأساسية للكون.
- ينص مبدأ عدم التأكد لهايزنبرج على أنه كلما زادت دقة معرفتنا بموضع الجسيم، قلَّت دقة معرفتنا بكمية حركته، والعكس.
- الطبيعة الموجية للإلكترون جزءٌ من مفهوم ازدواجية الموجة والجسيم، الذي ينص على أن الجسيمات، مثل الإلكترونات، لها خواص موجية أيضًا.
- توضِّح لنا النظرية الحديثة للذرة؛ أي نموذج الميكانيكا الموجية، أن الإلكترونات مثل الموجات الثابتة؛ لها توزيعات احتمالية لمواضعها. وتُعرَف التوزيعات الاحتمالية هذه بالدوال الموجية.
- من خلال حل معادلة شرودنجر، يمكن تحديد مستويات الطاقة الممكنة في نظام ما، وتحديد مناطق الفراغ حول النواة التي يمكن إيجاد الإلكترون فيها، والتي تُعرَف باسم السحابة الإلكترونية.