تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج البحرينية

*للحصول على أوراق عمل لجميع الصفوف وجميع المواد اضغط هنا

https://almanahj.com/bh

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف الحادي عشر اضغط هنا

https://almanahj.com/bh/11

* للحصول على جميع أوراق الصف الحادي عشر في مادة كيمياء ولجميع الفصول, اضغط هنا

https://almanahj.com/bh/11chemistry

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف الحادي عشر في مادة كيمياء الخاصة بـ الفصل الأول اضغط هنا

https://almanahj.com/bh/11chemistry1

* لتحميل كتب جميع المواد في جميع الفصول للـ الصف الحادي عشر اضغط هنا

https://almanahj.com/bh/grade11

* لتحميل جميع ملفات المدرس رمضان فايز اضغط هنا

للتحدث إلى بوت على تلغرام: اضغط هنا almanahjbhbot/me.t//:https

• الدرس الأول نظرية الكم والذرة

الفكرة الرئيسية : توجد علاقة بين طيف الإنبعاث الذري ومستويات الطاقة في الذرة والأفلاك الذرية.

الذرة: هي أصغر جزء من المادة وتحمل خواص المادة .

نموذج بور للذرة :

حالة الاستقرار : هي الحالة الأقل طاقة والمسموح بها للذ رة

حالة الإثارة : حالة الذرة عندما تكتسب الذرة طاقة وينتقل فيها الإلكترون من مستوى طاقة أقل إلى مستوى طاقة أعلى .

فروض نظرية بور : . 1. اقترح أن لذرة الهيدروجين مستويات طاقة معينة فقط مسموح بها للذرة

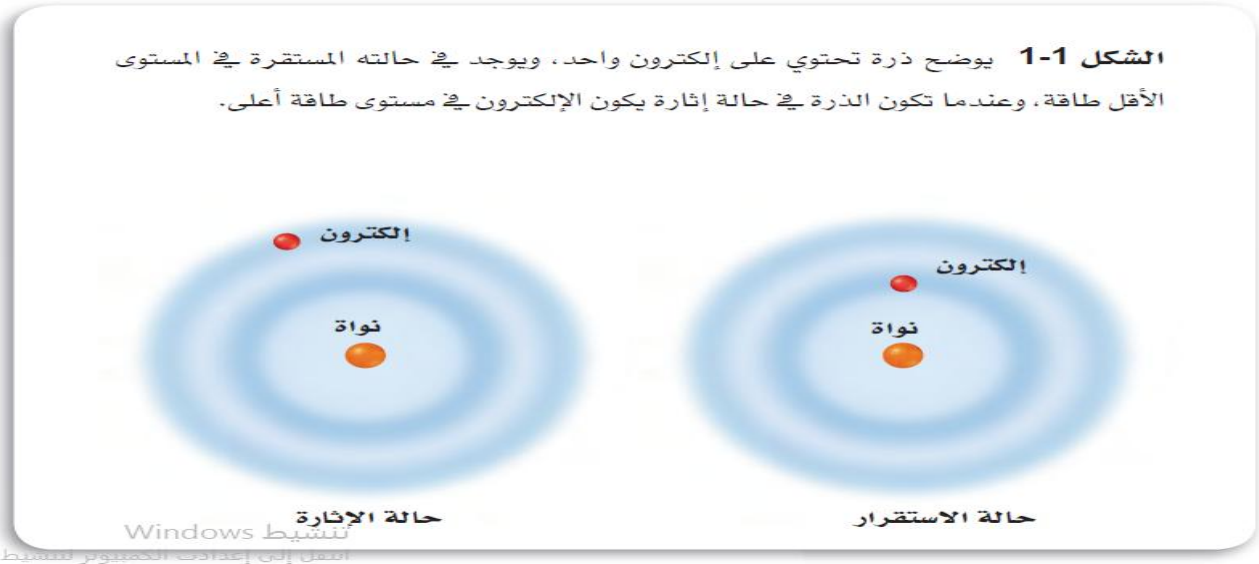
2. ربط بين مستويات الطاقة لذرة الهيدروجين والإلكترونات داخلها .

3. اقترح أن إلكترون ذرة الهيدروجين يتحرك حول النواة في مدارات دائرية مسموح بها فقط .

4. كلما صغر مدار الإلكترون قلت طاقة الذرة أو قل مستوى الطاقة وعلى العكس كلما كبر مدار الإلكترون زادت طاقة الذرة أو زاد مستوى الطاقة (طاقة الإلكترون مرتبطة بطاقة المستوى الموجود فيه)

5. لذرة الهيدروجين حالات إثارة كثيرة رغم أنها تحتوي إلكترون واحد **علل** **لأنها تختلف بحسب كمية الطاقة التي تعطى للإلكترون.**

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



أ/ رمضان فايز ٣٦٢٨٢٢٧٩
تنشيط Windows

6. خصص بور لإجراء حساباته عدد n لكل مدار أطلق عليه **العدد الكمي** **وهو عدد مخصص لوصف الإلكترون في مستويات الطاقة** .

7. قام بحساب أنصاف أقطار المدارات واستعمل معادلة تربط بين الطاقة النسبية لذرة الهيدروجين والأفلاك

الطاقة النسبية لأي مستوى = مربع رقم المستوى × طاقة المستوى الأول

$$E_n = n^2 E_1$$

الجدول 1-1	وصف بور لذرة الهيدروجين			
مدار بور الذري	العدد الكمي	نصف القطر المداري (nm)	مستوى الطاقة الذري المقابل	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	$E_7 = 49E_1$

وهذا يعني أن طاقة المستوى الثاني 4 أضعاف طاقة المستوى الأول بينما طاقة المستوى السابع = ... ضعف لطاقة المستوى الأول

طيف الهيدروجين الخطي :

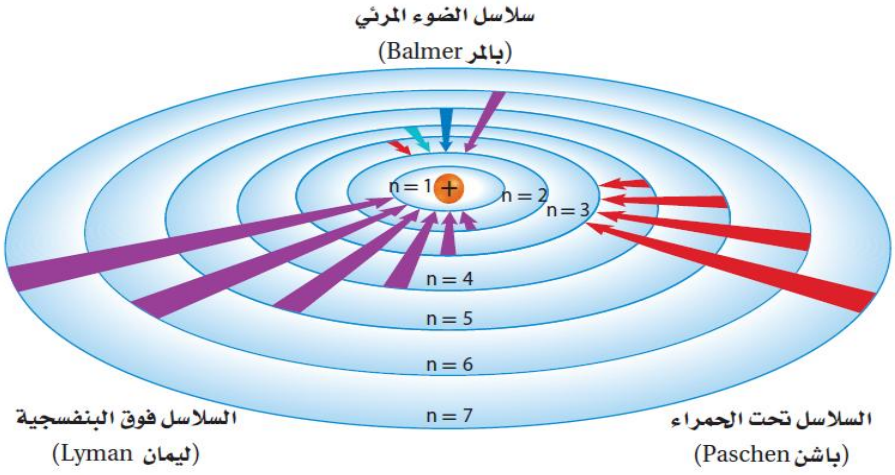
- ✓ اقترح بور أن ذرة الهيدروجين تكون في الحالة المستقرة المسماة (**بمستوى الطاقة الأول**) عندما يكون الإلكترون الوحيد في مستوى الطاقة n=1 ولا تشع الذرة طاقة عند هذه الحالة.
- ✓ عندما تضاف طاقة من مصدر خارجي مثل (تسخين الذرة بواسطة اللهب أو تمرير تفريغ كهربي عبر الذرة) ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة الأقل إلى مستوى طاقة أعلى فيجعل الذرة في **حالة الإثارة**
- ✓ يمكن أن ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة الأعلى إلى مستوى الطاقة الأقل فترسل الذرة **فوتوناً له طاقة تساوي الفرق بين طاقة المستويين اللذين انتقل بينهما**.

الشكل 3-1 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.

تنشيط Windows

- ✓ إلكترون ذرة الهيدروجين يمكنه الانتقال فقط من مستوى طاقة مسموح به إلى مستوى طاقة آخر؛ لذا يمكن أن تُمتص أو تنبعث كميات معينة من الطاقة (فوتونات) تساوي فرق الطاقة بين المتسويين.
- ✓ مستويات الطاقة في ذرة الهيدروجين لا يبعد بعضها عن بعض مسافات متساوية كما في درجات السلم.
- ✓ **ينتج عن انتقال الإلكترون من مستويات الطاقة العليا إلى مستوى الطاقة n=2 خطوط الهيدروجين المرئية كلها والتي تشكل سلسلة بالمر**

- **سلسلة بالمر :** تتكون عندما ينتقل الإلكترون من مستوى طاقة أعلى إلى n = 2 .
- **سلسلة ليمان (فوق البنفسجية) :** ينتقل فيها الإلكترون من مستويات طاقة عليا إلى n = 3 وهي منطقة غير مرئية .
- **سلسلة باشن (تحت الحمراء) :** تنتج عن انتقال الإلكترون من مستويات طاقة أعلى إلى n=1 وهي منطقة غير مرئية .



الشكل 2-1 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 $n_f = 1$ و$n_f = 2$ و$n_f = 3$ على الترتيب.

تنشيط Windows

س : علل : لماذا ينتج سلوك الإلكترون في الذرة ألواناً مختلفة للضوء؟

ج/ بسبب الاختلاف في الطاقة بين المستويات

قصور ومميزات نموذج بور: .

1. لم ينجح في تفسير الطيف الخطي لأي ذرة ما عدا الهيدروجين .

2. لم يستطع تفسير السلوك الكيميائي للذرات .

3 أوضح أن الإلكترونات تدور فقط في مدارات دائرية محددة حول النواة لكن التجارب اللاحقة أثبتت خطأ ذلك حيث توجد أدلة تؤكد أن الإلكترونات لا تتحرك حول النواة في مدارات دائرية.

النموذج الكمي (الموجي) للذرة :. نموذج ذري يعامل الإلكترونات على أنها موجات .

مبدأ الطبيعة المزدوجة لـ دي برولي: اقترح فكرة أن للجسيمات المتحركة خواص موجية

- إذا كان للإلكترون حركة موجية وكان مقيد بمدارات دائرية أنصاف أقطارها ثابتة فإنه يستطيع إشعاع موجات ذات أطوال موجية وترددات وطاقات معينة .

العلاقة بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية

$$\lambda = \frac{h}{m\nu}$$

λ تمثل طول الموجة
h ثابت بلانك
m تمثل كتلة الجسيمات
ν تمثل السرعة

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

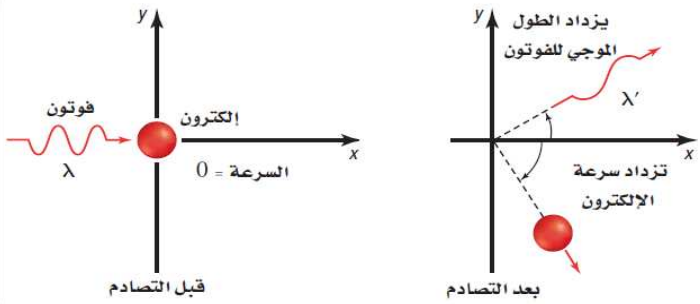
ملاحظة : لا يمكن ملاحظة الموجة المصاحبة للجسم الكبير (علل)

ج/ لأن طول الموجة المصاحبة له تكون صغيرة جداً لدرجة أنه لا يمكن قياسها

. بزيادة سرعة الجسم يقل الطول الموجي المصاحب لحركته عند ثبات كتلة والعكس .

. بزيادة كتلة الجسيم يقل الطول الموجي المصاحب لحركته عند ثبات سرعته والعكس.

مبدأ هايزنبرج للشك :. **" من المستحيل معرفة سركة جسيم ومكانه في الوقت نفسه وبدقة".**



الشكل 4-1 عندما يتفاعل فوتون مع إلكترون في وضع السكون تتغير كل من سرعة الإلكترون ومكانه. وهذا ما اعتمد عليه مبدأ هايزنبرج للشك. فمن المستحيل أن نعرف مكان الجسيم وسرعته في الوقت نفسه.

فسر لماذا تتغير طاقة الفوتون؟

يعني مبدأ هايزنبرج للشك 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 الإلكترون حول النواة.

معادلة شرودنجر الموجية : **اشتق معادلة على اعتبار أن الكترون ذرة الهيدروجين موجة .**

✓ انطبق نموذج شرودنجر على ذرات العناصر الأخرى بعكس نموذج بور فشل في تحقيقه.

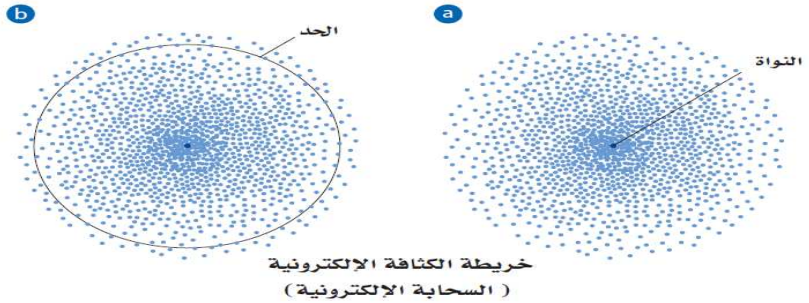
أوجه التشابه بين نموذج بور والنموذج الكمي للذرة : يحددان طاقة الإلكترونات بقيم معينة.

أوجه الاختلاف : لا يحاول النموذج الكمي للذرة وصف مسار الإلكترون حول النواة بعكس نموذج بور حدد مدارات دائرية بأنصاف أقطار ثابتة للإلكترون حول النواة.

دالة الموجة : كل حل لمعادلة شرونجر ،

. الفلك الذري : منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة يصف الموقع المحتمل لوجود الإلكترون .

. الفلك الذري يشبه سحابة تتناسب كثافتها عند نقطة معينة مع احتمال وجود الإلكترون عند تلك النقطة.



الشكل 5-1 تمثل خريطة الكثافة احتمال وجود إلكترون في موقع معين حول النواة.
a. تظهر الكثافة العالية للنقاط قرب النواة أن احتمال وجود الإلكترون قرب النواة كبير جدًا.
b. هناك احتمال نسبته 90% لوجود الإلكترون ضمن المنطقة الدائرية الظاهرة عند أي لحظة. وأحيانًا يتم اعتبار هذه الحدود تمثيلا لحدود الذرة. وفي هذا الرسم تمثل الدائرة مسقطا ثلاثي الأبعاد لكرة تحتوي على الإلكترونات.

رمضان فاروق ٠٢٦٢٨٢٧٩

خريطة الكثافة الإلكترونية (السحابة الإلكترونية):

صورة لحظية لحركة الإلكترون حول النواة تمثل كل نقطة فيها موقع الإلكترون عند لحظة معينة .

- ✓ . الكثافة العالية للنقاط تمثل الاحتمالية العليا لوجود الإلكترون في هذ الموقع

ملاحظة : بسبب عدم وجود حدود معرفة للسحابة ؛ يمكن أن يوجد الإلكترون على مسافة أبعد من النواة.

الأفلاك الذرية للهيدروجين :

س1: علل: ليس للفلك الذري حجم ثابت ودقيق ؟

جـ/ وذلك لأن حدود الفلك غير واضحة.

س2: وضح كيف تغلب العلماء على عدم التحديد المتأصل في موقع الإلكترون؟

جـ/ وذلك برسم سطحاً للفلك يحتوي على 99٪ من الاحتمال الكلي لوجود الإلكترون وهذا يعني أن احتمال وجود الإلكترون ضمن هذه الحدود هو 0.9 واحتمال وجوده خالجها هو 0.1 كما بالشكل السابق.

ملاحظات هامة :

- ✓ في نموذج بور تم تعيين أعداد كم لمدارات الإلكترونات. وفي النموذج الكمي تم بصورة مشابهة تعيين أربعة أعداد كم للأفلاك الذرية .
- ✓ أول **عدد كم هو عدد الكم الرئيسي** (n) :. وهو يعبر عن الحجم النسبي وطاقة الأفلاك الذرية .
- ✓ كلما ازدادت قيمة n زاد حجم الفلك ؛ لذا يحتاج الإلكترون إلى وقت أكبر بعيد عن النواة فتزداد طاقة الذرة .
- ✓ تحدد n مستويات الطاقة الرئيسية للذرة ويسمى كل مستوى **بمستوى الطاقة الرئيسي**
- ✓ **يعطى مستوى الطاقة الأدنى للذرة عدد الكم الرئيسي = 1 وكلما زاد عدد الكم الرئيسي للمدار زادت طاقته.**
- ✓ **عندما يحتل إلكترون واحد من ذرة الهيدروجين فلكاً برقم n=1 تكون الذرة في الحالة المستقرة.**
- ✓ **تم تحديد سبع مستويات طاقة لذرة الهيدروجين، مما يعطي n أعداد تتراوح بين 1 و 7** .

أ/ رضا فايز ٢٦٢٨٢٧٩

مستويات الطاقة الفرعية :

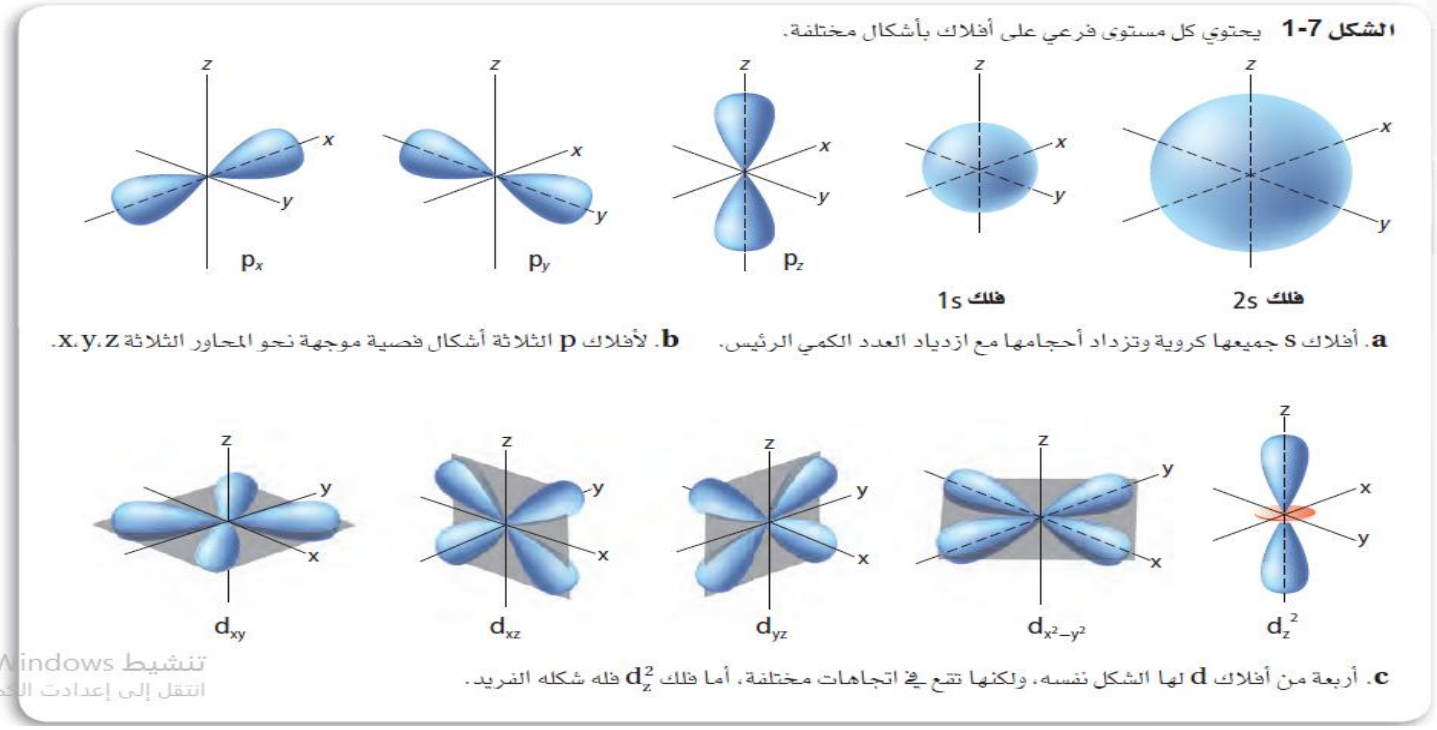
- ✓ تحتوي مستويات الطاقة الرئيسية على مستويات فرعية
- ✓ كل مستوى طاقة رئيسي يحتوي على عدد من المستويات الفرعية تساوي رقمه
  - حيث المستوى الرئيسي الأول به مستوى فرعي واحد والمستوى الرئيسي الثاني به 2 مستويات فرعية

س: ما هي العلاقة بين مستويات الطاقة الرئيسية والمستويات الفرعية؟

ج/ يتزايد عدد المستويات الفرعية للطاقة في مستواها الرئيسي عندما تزداد قيمة n .

أشكال الأفلاك :

- ✓ كل مستوى فرعي به عدد من الأفلاك كالتالي :
- ❖ المستوى الفرعي S به **فلك واحد** ويتسع لإلكترونين (2) يكون شكله **كروي** الشكل
- ❖ المستوى الفرعي P به **ثلاثة أفلاك** ويتسع **لست** (6) **إلكترونات ذات طاقة متساوية** وتتكون من **فصين** هي P_x , P_y , P_z
- ❖ المستوى الفرعي d به **خمس** أفلاك ذات طاقة متساوية **ويتسع لعشر**(10) **إلكترونات** ،والمستوى الفرعي f به **سبع أفلاك ذات طاقة متساوية** ويتسع **لـ** 14 **إلكترون** وأفلاك f , d ليس لها الشكل نفسه .
- ❖ الفلك 2s كروي الشكل مثل 1s ولكنه أكبر حجماً
- ❖ **يحتوي كل فلك على الكترونين كحد أعلى**



أ/ رمضان فايز ٠٢٨٢٢٧٩
تنشيط Windows
انتقل إلى إعدادات الكمبيوتر

الجدول 2-1	مستويات الطاقة الأربعة الأولى للهيدروجين			
عدد الكم الرئيس (n)	المستويات الفرعية (أنواع الأفلاك) الموجودة	عدد الأفلاك في المستويات الفرعية	مجموع الأفلاك في مستوى الطاقة الرئيس (n^2)	مجموع عدد الإلكترونات في مستوى الطاقة الرئيس ($2n^2$)
1	s	1	1	2
2	s p	1 3	4	8
3	s p d	1 3 5	9	18
4	s p d f	1 3 5 7	16	32

تنشيط Windows
انتقل إلى إعدادات الكمبيوتر لتنـ

- تحسب عدد الإلكترونات في كل مستوى طاقة رئيسي من العلاقة $2n^2$.
- يحسب عدد الأفلاك في كل مستوى طاقة رئيسي من العلاقة n^2 .

اختبر معلوماتك

س1 عرف كل من

طيف الانبعاث الذري :

طيف الامتصاص :

س2 : علل لماذا يحتوي طيف الانبعاث على ترددات معينة للضوء ، حسب نموذج بور الذري .

.....

س3. لماذا يكون موقع الإلكترون غير محدد باستخدام مبدأ الشك لهايزنبرج؟

رمضان فاز ٠٢٦٢٨٢٢٧٩

س4 : قارن بين نموج بور والنموذج الموجي (الكمي) للذرة .

نموذج بور	النموذج الكمي للذرة
يتعامل مع الإلكترونات على أنها جسيمات فقط حيث أنه يمكن تحديد مكان الإلكترون وسرعته في الوقت نفسه	يتعامل مع الإلكترون كجسيم له خصائص موجية من المستحيل تحديد مكانه وسرعته في الوقت نفسه وبدقة .
حدد قيم معينة لطاقة الإلكترون حدد العدد الكمي لمدارات الإلكترون حول النواة	حدد قيم معينة لطاقة الإلكترون حدد أربع أعداد كم للأفلاك الذرية.
الإلكترون يتحرك في مسار دائري حول النواة	يحتمل تواجد الإلكترون في منطقة ثلاثية الأبعاد حول النواة
نجح في تفسير طيف ذرة الهيدروجين فقط	نجح في تفسير أطياف ذرة الهيدروجين وذرات أخرى.

س5 : قارن بين سلاسل ليمان وباشن وبالمر :

س6 : ما يقصد بكل من :

1. الفلك الذري :

2. مبدأ الطبيعة المزدوجة لدي برولي :

3. الذرة المثارة :

4. حالة الاستقرار :

س7 : كم مرة تكون طاقة المستوى الرابع مساوية لطاقة المستوى الأول؟ .....

س8 : ما دلالة كل من

1. $2n^2$

2. n^2

3. وضع العلاقة التي تربط بين الجسيم والموجة الكهرومغناطيسية

أ/ رمضان فايز ٠٢٦٢٨٢٢٧٩