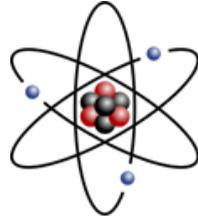




محاضرات

فيزياء ذرية



لطلاب كلية التربية

أستاذ المقرر

د. مصطفى سعد على عبيد

2023

قسم الفيزياء- كلية العلوم

المحتويات

الصفحة	الموضوع
Atom Structure تركيب الذرة	
3	مقدمة
3	التصور القديم لتركيب الذرة
6	ذرة دالتون
8	نموذج طومسون للذرة
8	اكتشاف اشعة المهبط
10	فروض نموذج طومسون
11	القصور في نموذج طومسون
12	نموذج رانفورد للذرة
12	تجربة رانفورد لمعرفة التركيب الذري
14	فروض نموذج رانفورد
15	القصور في نموذج رانفورد
16	نموذج بور للذرة
17	فروض نموذج بور
23	نظرية الكم للذرة الهيدروجين
23	إيجاد نصف القطر والسرعة للإلكترون حول النواة
26	إيجاد الطاقة الكلية للإلكترون في المدار حول النواة.
30	إيجاد تردد الإشعاع الكهرومغناطيسي الناتج عن انتقال الإلكترون بين
34	مستويات الطاقة.
34	النظرية الذرية الحديثة
35	الطبيعة المزدوجة للإلكترون
36	مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج)
38	المعادلة الموجية (شرودنجر)
39	
40	

الصفحة	الموضوع
42	الأعداد الكمية ومبدأ باولي للاستبعاد
43	تحديد أعداد الكم
44	عدد الكم الرئيسي (n)
48	عدد الكم الثانوى (l)
49	عدد الكم المغناطيسى (m)
50	عدد الكم المغزلى (m_s)
50	التكيب الالكترونى للنرات
52	قواعد توزيع الإلكترونات فى مستويات الطاقة
	مبدأ البناء التصاعدى
	قاعدة هوند
	التحقيقات العملية لتكميم مستويات الطاقة
	إثارة النرات
	تجربة فرانك - هرترز
Atomic Spectra الأطياف الذرية	
58	مما يتكون جهاز المطياف
61	أولاً : أطياف اللهب
62	ثانياً: أطياف الإصدار " الانبعاث"
64	ثالثاً: أطياف الامتصاص
Appendices ملحقات	
	ملخص
	تمارين
	مسائل عامة وتخمينات

تركيب الذرة

Atom Structure

مقدمة

➤ التصور القديم لتركيب الذرة

حاول العلماء والفلاسفة منذ القدم الإجابة على التساؤلات المتعلقة بالمادة وتركيبها وما إذا كان ممكناً قسمتها إلى أجزاء صغيرة في عملية قسمة لا نهائية أم إذا كنا سنصل في عملية القسمة هذه إلى أجزاء صغيرة يستحيل قسمتها إلى أجزاء أصغر.

وقد انشغل الإغريق أكثر من غيرهم في دراسة هذا الموضوع ، وانقسموا إلى فريقين : الفريق الأول أيد نظرية أرسطو التي تسمح بقسمة المادة إلى ما لا نهاية ، وأما الفريق الثاني أنصار الرأي القائل بأن المادة لا يمكن قسمتها إلى ما لا نهاية، وأن حجر الزاوية في تركيب المادة هو الذرة *Atom* (وهي كلمة إغريقية تعني غير قابل للانقسام).

رأي ديمقريط:

وهكذا نجد أن فكرة النظرية الذرية قد ظهرت في المجتمع الإغريقي ، ويجمع العلماء على أن مؤسسها المفكر الإغريقي " ديمقريط " (357 - 470 ق . م)

وقال أن المادة تتكون من أجزاء صغيرة غير قابلة للانقسام تسمى ذرات ، وهي في حالة حركة مستمرة في الفراغ .

رأى فلاسفة الإغريق:

استندت النظرية الذرية الإغريقية على الفرضيات التالية :

- تتحرك الذرات باستمرار في الفراغ وتؤثر على بعضها بالدفع والضغط .
- تتغير المادة نتيجة انفصال الذرات أو اتصالها .
- يمكن تفسير اختلاف المواد باختلاف شكل الذرات المكونة لها وحجمها .

رأى أرسطو:

وفي القرن الرابع قبل الميلاد قدم أرسطو مفهوما مغايرا للذرة

- رفض فكرة الذرة .
- زعم أن كل المواد مهما اختلفت طبيعتها تتألف من مكونات أربعة هي الماء والهواء والتراب والنار وتختلف نسب هذه المكونات من مادة الى أخرى ولذلك اعتقد العلماء أنه يمكن تحويل المواد الرخيصة (مثل الحديد أو النحاس) إلى مواد نفيسة (مثل الذهب) بتغير نسب المكونات الأربعة وسيطر هذا الاعتقاد لمدة 2000 سنة حتى العام 1600 ميلادية .

رأى بويل:

- رفض مفهوم أرسطو
- وضع أول تعريف للعنصر

العنصر: مادة نقية بسيطة لا يمكن تحليلها إلى ما هو أبسط منها بالطرق الكيميائية المعروفة.

رأى نيوتن:

وفي عهد النظرية الجسيمية لنيوتن كان التصور عن شكل الذرة انها جسيم صغير كرى الشكل صلب وغير قابل للتقسيم. بذلك تقبل علماء الفيزياء في القرن التاسع عشر فكرة ان العناصر الكيميائية تتركب من ذرات، إلا انهم كانوا يجهلون الكثير عن الذرات نفسها. وقد ساعدت كل هذه التصورات عن التركيب الذرى فى وضع نظرية الحركة فى الغازات ولقد أدت التفريغ الكهربى خلال الغازات الى اكتشاف الالكترىون كاحد المكونات الاساسية لذرات جميع العناصر بواسطة العالم طومسون مما القى اول ضوء على التركيب الذرى. ورغم التطور الكبير الذى أداه " نيوتن " فى إحياء النظرية الذرية الإغريقية وتطويرها إلا أنه يمكن اعتبار العالم الإنجليزى " جون دالتون " (1766 – 1844) أول من وضع النظرية الذرية على أسس علمية حديثة. وكان ذلك فى بداية القرن التاسع عشر

➤ ذرة دالتون Dalton's Atomic

وفي أوائل القرن التاسع عشر أجرى العالم الانجليزي جون دالتون عدة تجارب ليضع أول نظرية عن تركيب الذرة وبعد ذلك تتطورت الابحاث والتجارب ليضع العلماء نتيجة لهذه الابحاث عدد من النماذج الذرية .

حيث قدم دالتون تقريراً شفهيّاً إلى تسعة أعضاء من الجمعية الأدبية والفلسفية في مانشستر وكان عنوان تقريره (حول امتصاص الغاز للماء والسوائل الأخرى) . وفي نهاية تقريره طرح سؤالاً حول اختلاف مقدرة الغازات المختلفة على إذابة الماء والسوائل وقدم الإجابة على التساؤل في الاجتماع ذاته . وكانت إجابة " دالتون " بمثابة تلخيص لما عرف لاحقاً بنظرية " دالتون الذرية " وحسب دالتون فإن كل عنصر من عناصر المادة يتكون من نوع واحد من الذرات وهي جسيمات صلبة غاية في الصغر ولا تقبل الانقسام ، وتختلف ذرات العناصر عن بعضها من حيث الوزن والحجم ، واستطاع " دالتون " تفسير العديد من القوانين والظواهر الكيميائية بدلالة هذا التصور الذري

فروض النظرية الذرية لدالتون:

1. المادة تتكون من دقائق تسمى الذرات.
2. الذرات مصممة متناهية في الصغر غير قابلة للتجزئة.
3. ذرات العنصر الواحد متشابهة.
4. الذرات تختلف من عنصر إلى آخر.

رأى وليم براون:

وفي بداية القرن التاسع عشر امتدح الطبيب الإنجليزي " وليم براون " فرضية استنبطها من نتائج مشاهداته وتجاربه ، وتقول : إن ذرات جميع العناصر تتركب من ذرات الهيدروجين فذرة النيتروجين ما هي إلا 14 ذرة هيدروجين مرتبطة معاً . أما ذرة الاكسجين فهي 16 ذرة هيدروجين ..وهكذا

وقد أعطى اكتشاف الجدول الدوري للعناصر من قبل العالم الروسي " مندليف " (1834 – 1907) دفعة قوية إلى الجهود المركزة حول الأبحاث المتعلقة بالذرة. وبدأت تتطور أبحاث المادة المتعلقة بالذرة بعد اكتشاف النشاط الإشعاعي من قبل العالم الفرنسي " هنري بكريل " عام (1896) واكتشاف الإلكترون من قبل العالم " طومسون " عام (1897) . إذ تغيرت نظرة العلماء إلى الذرة بعد هذين الاكتشافين , إذ تغيرت نظرة العلماء إلى الذرة بعد هذين الاكتشافين ، واتجهت الأبحاث إلى محاولة معرفة تركيب الذرة الداخلي وإمكانية انشطارها . وجاء بعد ذلك اكتشاف النواة من قبل العالم رذرفورد ، ثم المدارات الدائرية للإلكترونات من قبل العالم بوهر، ثم المدارات البيضاوية للإلكترونات من قبل العالم سمرفلد.

Thomson's Model of the Atom

نموذج طومسون للذرة

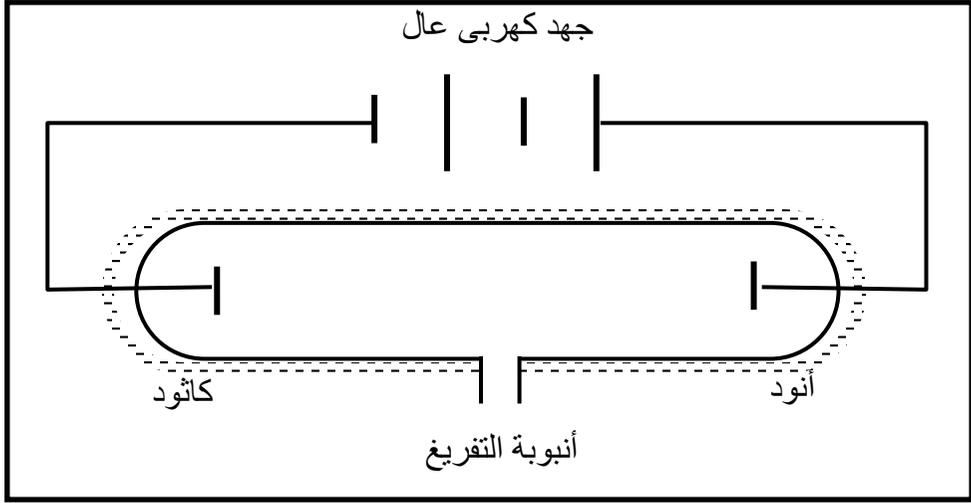
تقبل علماء الفيزياء في القرن التاسع عشر فكرة ان العناصر الكيميائية تتركب من ذرات, إلا انهم كانوا يجهلون الكثير عن الذرات نفسها. ولقد ادت دراسة التفريغ الكهربى الى اكتشاف الالكترىون كأحد المكونات الأساسية لذرات جميع العناصر مما ألقى الضوء على التركيب الذرى. فالالكترىونات تحمل شحنة كهربية سالبة وذرة العنصر متعادلة كهربياً, وهذا يتطلب احتواء الذرة على شحنات كهربية موجبة تكفى للتعاادل مع الشحنات السالبة للالكترىون فكان من الضرورى فهم شكل الذرة فأين وكيف تتوزع هذه الشحنة الموجبة؟ للإجابة على هذا السؤال اقترح عالم ذرى أمريكى اسمه ج. ج. طومسون نموذجا مبسطا للذرة 1898 ,

➤ اكتشاف أشعة المهبط (الإلكترونات):

جميع الغازات تحت الظروف العادية من الضغط ودرجة الحرارة عازلة للكهرباء. أجرى طومسون تجارب على التفريغ الكهربى خلال الغازات داخل أنبوبة زجاجية كما بالشكل التالى فوجد أن :

1. إذا فرغت الأنبوبة من الغاز بحيث يصبح ضغط الغاز أقل من 0.01 حتى 0.001 مم زئبق فإن الغاز يصبح موصلاً للكهرباء إذا تعرض لفرق جهد مناسب.

2. إذا زيد فرق الجهد بين القطبين إلى حوالى 10000 فولت (عشرة آلاف فولت) يلاحظ انطلاق سيل من الأشعة غير المنظورة من المهبط تسبب وميضاً لجدار أنبوبة التفريغ سميت هذه الأشعة بأشعة المهبط.



خواص أشعة المهبط:

1. تتكون من دقائق مادية صغيرة.
2. تسير في خطوط مستقيمة.
3. لها تأثير حرارى.
4. تتأثر بكل من المجالين الكهربى والمغناطيسى.
5. سالبة الشحنة.
6. لا تختلف في سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز مما يدل على أنه تدخل في تركيب جميع المواد.

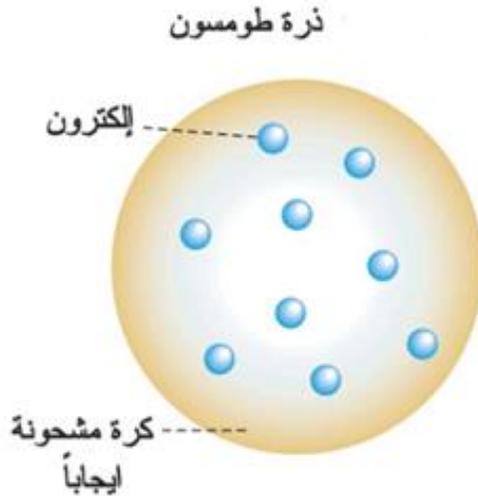
بالتالي أشعة المهبط هي سيل من الأشعة غير المنظورة تنتج من المهبط وتسبب وميضاً لجدار أنبوبة التفريغ. من هذه التجارب قدم العالم طومسون نظريته عن الذرة

➤ فروض نموذج طومسون:

الذرة عبارة عن كرة متجانسة من الكهرباء الموجبة مطمور بها عدد من الإلكترونات السالبة لجعل الذرة متعادلة كهربياً.

أهم فروض ذلك النموذج تتلخص كما بالشكل التالي:

- الذرة كتلة كروية مصمته
- تتوزع الشحنات بانتظام داخل هذا الكرة حيث ان الذرة متعادلة كهربياً.
- الذرة عبارة عن كرة متجانسة من الكهرباء الموجبة تتخللها الالكترونات السالبة كما تتخلل البذور ثمرة البطيخ.



ظل هذا النموذج معروفا لمدة عدة سنوات حوالى 13 سنة حتى عام 1911م اجرى راذرفورد وتلميذيه جيجر ومارسدين تجربة هامة بينت ان تصور طومسون غير صحيح.

➤ القصور في نموذج طومسون :

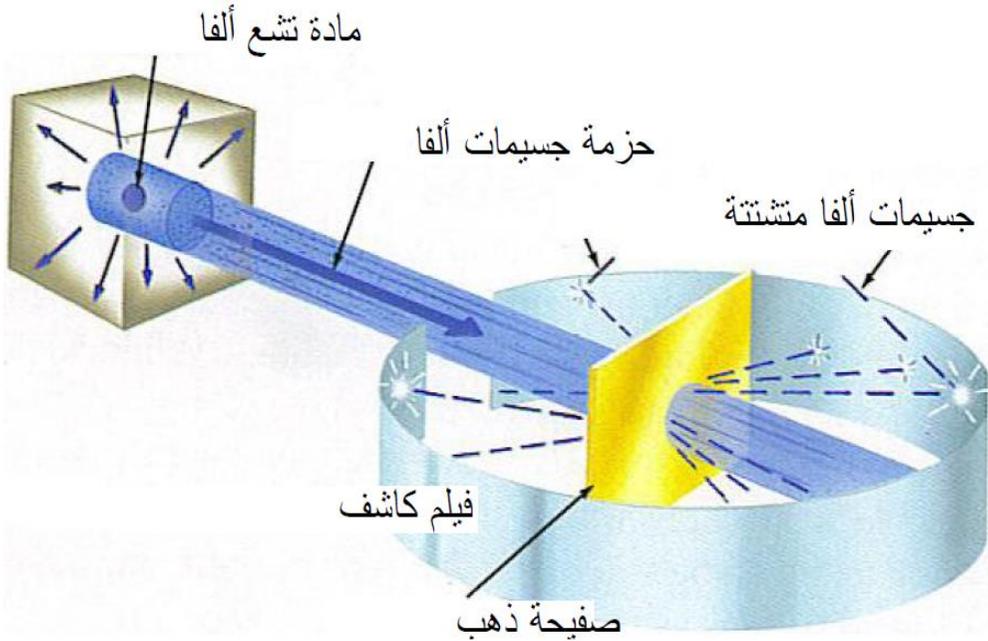
وضح طومسون في نموذجه انه عند اكتساب الذرة طاقة من الخارج فان الالكترونات تتذبذب حول موضعها وتطلق اشعة كهرومغناطيسية , ولكن تبين عند استخدام هذا النموذج في حساب طيف الاشعاعات المنبعثة من الذرات انه يؤدي الى نتائج غير موافقة لنتائج التجربة العملية , الامر الذي يدل على عدم صلاحية هذا النموذج

Rutherford's Model of the Atom

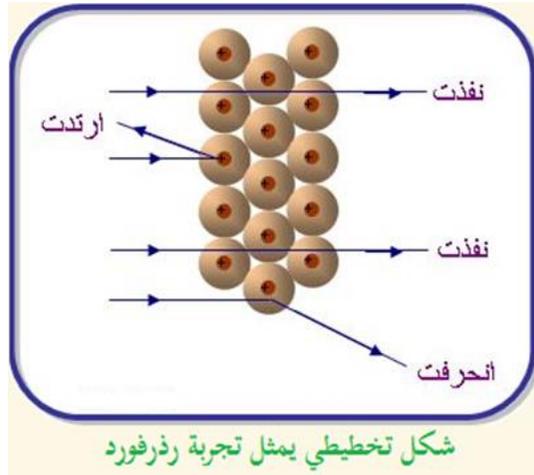
نموذج راذرفورد للذرة

➤ تجربة راذرفورد لمعرفة التركيب الذري:

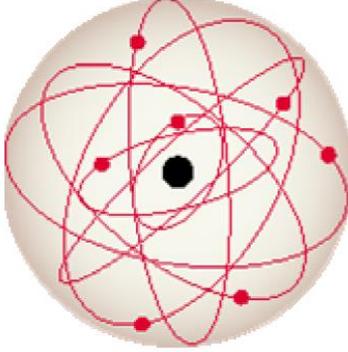
في هذه التجربة قام جيجر وماسدين باسقاط شعاع من جسيمات الفا على شريحة رقيقة من المعدن وكانت النتائج التي حصلوا عليها مثيرة للدهشة فقد وجدوا ان معظم جسيمات الفا تمر خلال الشريحة المعدنية كما لو كانت تمر في فضاء الا ان هناك بعض الجسيمات يحدث لها استطاره فتعيد عن مسارها الاصلى بزاوية كبيرة وبعض الجسيمات انحرفت متجهها الى الخلف. كما يتضح من الشكل التالي:



وقد فسر رادرفورد نتيجة هذه التجربة على اساس ان داخل الذرة يوجد جسيم صغير الحجم عليه شحنة موجبه داخل الذرة التي حجمها اكبر نسبيا. وقد سى هذا الجسيم الموجب الشحنة نواة الذرة. وهذه النواة الموجبة الصغيرة الحجم داخل الذرة هي التي قد احدثت استطاره جسيمات α الى الخلف. اما الالكترونات فهي موجودة حول النواة وتشغل حيزا كبيرا بالنسبة لحجم النواة. ولكي يفسر عدم انجذاب الالكترونات الى جسم النواة اقترح رادرفورد نموذجا ذريا شبيهه بنظامنا الشمس فالالكترونات طبقا لهذا النموذج تدور حول النواة كما تدور الكواكب حول الشمس في المجموعة الشمسية.

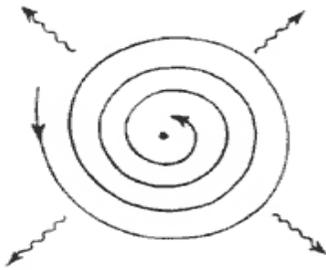


➤ فروض نموذج رادرفورد



- معظم حجم الذرة فراغ.
- شحنة الذرة الموجبة ومعظم كتلتها تتركز في منطقة صغيرة جدا من الذرة تسمى النواة.
- جميع الالكترونات تدور في الفراغ الكبير حول النواة.

الا ان نموذج رادرفورد وطبقا للفيزياء الكلاسيكية وبالتحديد نظرية ماكسويل والتي تنص علي إذا تحرك جسم مشحون بشحنة كهربية في مدار دائري فإنه يفقد جزء من طاقته تدريجياً بانبعث إشعاعات فيقل نصف قطر المدار تبعاً لنقص طاقته. وعليه فإن الإلكترون في مداره حول النواة سوف يطلق شعاع كهرومغناطيسي بصورة متصلة لأنه يتحرك في مسار دائري وهذا يعني انه يفقد



طاقة باستمرار مما يؤدي إلى ان يكون المدار حلزوني كما في الشكل وفي النهاية سيؤول الالكترون إلى النواة وتتلاشى الذرة مما يتعارض مع كون الذرة مستقرة.

كما لم ينجح نموذج رادرفورد في تفسير طيف ذرة الهيدروجين.

➤ القصور في نموذج رادرفورد :

ومن هنا يمكننا ان نلخص القصور في نموذج راذرفورد في ثلاث بنود اساسيه
كما يلي:

- عدم تفسيره لثبات الذرة واستقرارها.
- عدم تفسيره للطيف الخطى للذرة.
- عدم تفسيره لتواجد الالكترونات معا داخل النواة دون ان تتنافر مع بعضها.

إلا ان هناك بعض النتائج والنجاحات المهمة التي ترتبت على نموذج راذرفورد
يمكن ان نوجزها في كالتالي:

- حساب نصف قطر النواة.
- التنبؤ بوجود النيوترونات داخل النواة.
- التأكد من ان شحنة النواة تساوى مضاعفات صحيحة لشحنة الالكترون.

وبعد ذلك أصبح المسرح معداً لبور ليجد حلاً لمشكلة اندماج الالكترون في
النواة ومشكلة الاشعاعات المستمرة التي تنبعث من الذرة.

كل النتائج التي اكتشفها العلماء حول الطيف الذري وفرضيات التي وضعها العالمان طومسون وراذرفورد كانت متوفرة للعالم بور وكان على نموذج الذي وضعه ان يقدم حلاً للمشاكل التي واجهت النموذجين السابقين للذرة من حيث تفسير استقرار الذرة وتفسير الطيف الكهرومغناطيسي المنبعث من ذرة الهيدروجين. حيث تمكن بور من تطوير نموذج رذرفورد ولم يعامل دوران الإلكترون حول النواة بفروض الديناميكا الكلاسيكية لنيوتن كما فعل ماكسويل.

ففي العام 1913 تمكن العالم بور من وضع تصور ناجحاً لتركيب الذرة، اعتمد نموذج بوهر للذرة على الفرضيات التالية:

(1) الألكترون يدور حول النواة في مدار دائري تحت تأثير قوة التجاذب الكهربي (قوى كولوم) بين النواة الموجبة الشحنة والإلكترون السالب الشحنة.

(2) المدار الذي يسلكه الإلكترون حول النواة هو المدار الذي يكون عزم العزم الزاوي *orbital angular momentum* (L) يساوي عدد صحيح من ثابت بلانك مقسوم على 2π أي

$$L = \frac{nh}{2\pi} \dots\dots\dots (1)$$

where $n = 1, 2, 3, \dots$

(3) بالرغم من أن الإلكترون يتحرك بعجلة في مداره الدائري حول النواة إلا ان في هذه المدارات المحددة بالفرضية الثانية فإن الإلكترون لا يشع اي

طيف كهرومغناطيسي كما تنص النظرية الكلاسيكية وبالتالي فإن الطاقة الكلية للإلكترون تبقى ثابتة.

(4) ينبعث الطيف الكهرومغناطيسي إذا انتقل الإلكترون من مدار طاقته E_i إلى مدار طاقته E_f ويكون طاقة الفوتون المنبعث على شكل طيف كهرومغناطيسي تساوي فرق الطاقة بين المستويين

$$h\nu = E_i - E_f \dots\dots\dots(2)$$

➤ فروض نموذج بور

استخدم بور بعض فروض رذرفورد وهي:

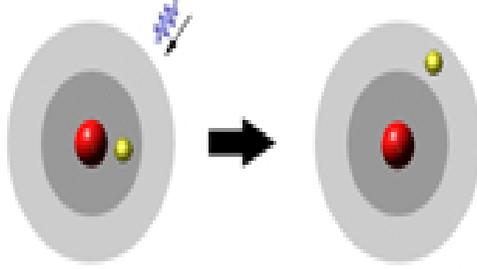
- النواة موجبة الشحنة توجد في مركز الذرة.
- الذرة متعادلة كهربياً.
- أثناء دوران الإلكترون حول النواة يخضع لقوة جذب مركزية وقوة طرد مركزية.

وأضاف بور الفروض التالية:-

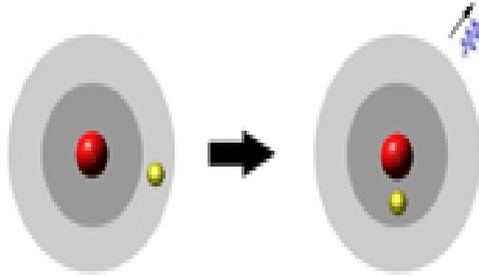
- تدور الإلكترونات حول النواة حركة سريعة دون أن تفقد أو تكتسب طاقة.
- تدور الإلكترونات حول النواة في عدد من مستويات الطاقة المحددة والثابتة.
- الفراغ بين المستويات منطقة محرمة تماماً لدوران الإلكترونات.

- للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى طاقته عن النواة.
- تزداد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره ويعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمى عدد الكم الرئيسي.
- في الحالة المستقرة يبقى الإلكترون في أقل مستويات الطاقة المتاحة.
- إذا اكتسب الإلكترون قدراً معيناً من الطاقة ((يسمى كوانتم أو كم)) بواسطة التسخين أو التفريغ الكهربى تصبح الذرة مثارة وينتقل الإلكترون مؤقتاً إلى مستوى طاقة أعلى يتوقف على مقدار الكم المكتسب.
- الإلكترون في المستوى الأعلى في وضع غير مستقر فيعود إلى مستواه الأصلي, ويفقد نفس الكم من الطاقة الذى اكتسبه على هيئة طيف خطى مميز.
- تمتص كثير من الذرات كمات مختلفة من الطاقة في نفس الوقت الذى تشع فيه الكثير من الذرات كمات أخرى من الطاقة ولذلك تنتج خطوط طيفية تدل على مستويات الطاقة التى تنتقل الإلكترونات خلالها. (تفسير خطوط طيف ذرة الهيدروجين).

الالكترون يمتص طاقة فوتون لينتقل من مدار إلى مدار ذو طاقة أعلى



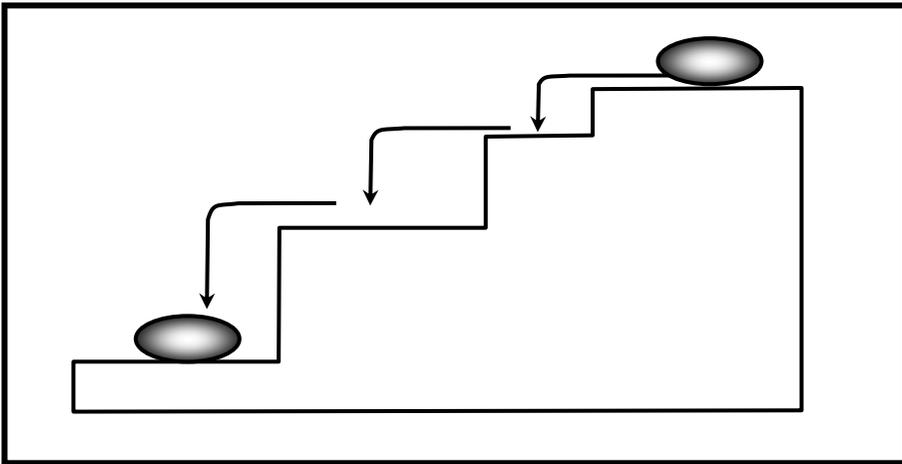
الالكترون ينتقل من مدار ذو طاقة عالية إلى مدار ذو طاقة أقل وينطلق فوتون يحمل فرق الطاقة بين المستويين



من هذه الفرضيات نرى ان بور قد دمج النظرية الكلاسيكية من نظرية الكم في اعتباره ان الإلكترون يتحرك في مداره الدائري ويطيع فرضيات النظرية الكلاسيكية بينما في تكميم المدار وانبعث الطيف الكهرومغناطيسي فإن ذلك لا يتفق مع النظرية الكلاسيكية.

☒ ملاحظات مهمة:

- ✓ الكم "الكوانتم" هو مقدار الطاقة المكتسبة أو المنطلقة عندما ينتقل إلكترون من مستوى طاقة إلى مستوى طاقة آخر.
- ✓ الفرق في الطاقة بين المستويات ليس متساوياً فهو يقل كلما بعدنا عن النواة وبذلك يكون الكم من الطاقة اللازم لنقل الإلكترون بين المستويات المختلفة ليس متساوياً.
- ✓ لا يمكن للإلكترون أن يستقر في أى مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة هي أماكن مستويات الطاقة.



☒ مزايا نموذج بور

- ✓ تفسير طيف الهيدروجين تفسيراً صحيحاً.
- ✓ أدخلت نظرية بور فكرة الكم في تحديد طاقة الإلكترونات في مستويات الطاقة المختلفة لأول مرة.
- ✓ التوفيق بين رذرفورد وماكسويل حيث أثبت أن الإلكترونات أثناء دورنها حول النواة في الحالة المستقرة لا تشع طاقة وبالتالي لن تسقط في النواة.

✘ عيوب نموذج بور

- ✓ فشل في تفسير طيف أى عنصر آخر غير الهيدروجين حتى أنه لم يستطع تفسير طيف ذرة الهيليوم التى تحتوى على إلكترونين.
- ✓ اعتبر الإلكترون مجرد جسيم مادي سالب ولم يأخذ في الاعتبار أن له خواصاً موجية.
- ✓ افترض أنه يمكن تعيين كل من مكان وسرعة الإلكترون بكل دقة في نفس الوقت وهذه يستحيل عملياً. لأن الجهاز المستخدم في عملية رصد مكان وسرعة الإلكترون سوف يغير من مكانه أو سرعته.
- ✓ بينت معادلات نظرية "بور" أن الإلكترون عبارة عن جسيم يتحرك في مدار دائرى مستوي أى أن الذرة مسطحة، وقد ثبت أن الذرة لها الاتجاهات الفراغية الثلاثة.
- ✓ من الممكن الحصول على صورة ثلاثيه لابعاد اذا تمت ادارة هذة الاشكال حول محور راسى يمر بمركزها . وسوف تشير شدة استضاءة الشكل عند نقطه ما الى الاحتمال النسبي لوجود الالكترتون عند تلك النقطه . اذا ما

تناولنا قيما اكبر للعدد n ، فان المدارات تصبح معقدة تماما كما يصور ذلك الشكل التالي (e).



(a)	(b)	(c)	(d)	(e)
$n = 1$	$n = 2$	$n = 2$	$n = 2$	$n = 5$
$l = 0$	$l = 1$	$l = 1$	$l = 0$	$l = 3$
$m_l = 0$	$m_l = 0$	$m_l = 1$	$m_l = 0$	$m_l = 1$

✓ وهكذا نرى مما تقدم ان نظريه بوهر ما هي الا تبسيط مبالغ فيه لسلوك الالكترون في ذرة الهيدروجين ، فعلى سبيل المثال ، لا يوجد سند لمفهوم بوهر عن المدارات الثابته . ومع ذلك فمستويات الطاقة للذرة قد تم التنبؤ بها بشكل صحيح في اطار نظريه بوهر ، بل ان العدد الكمي الرئيسي n الذي اقترحه بوهر ذو اهميه عظيمه . وعلى الرغم من اننا لا بد ان نتمسك دائما بتحفظاتنا على نموذج بوهر في اذهاننا ، الا ان ذلك النموذج يوفر لنا اطارا للوصف المنهاجى للذرات ، ولذلك لا نكف عن الاشارة والرجوع اليه .

إن نجاح نموذج بور يعتمد على مدى مطابقة النتائج المستخلصة من فرضياته مع نتائج التجارب العملية، وهنا سوف نقوم باشتقاق العلاقات النظرية المعتمدة على فرضيات بور ومقارنتها مع النتائج العملية ويمكن تطبيق ما يلي على ذرة الهيدروجين.

➤ إيجاد نصف القطر والسرعة للإلكترون حول النواة

نفترض ذرة تحتوي على نواة بشحنة Ze وكتلة M وإلكترون شحنته e وكتلته m وهنا نفترض ان كتلة الإلكترون مهملة بالنسبة لكتلة النواة وبناءً عليه نفرض ان النواة ثابتة في الفراغ. من قانون الحفظ على بقاء الإلكترون في مداره فإنه يقع تحت تأثير قوتين متساويتين في المقدار ومتعاكستين في الاتجاه (قوة كولوم وقوة الطرد المركزي).

$$\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$

ومنها نجد

$$Ze^2 = 4\pi\epsilon_0 mv^2 r \quad \dots\dots\dots(3)$$

حيث ان v هي سرعة الإلكترون في مداره حول النواة.

r نصف قطر المدار.

وباستخدام الفرضية الثانية لبور المتعلقة بالعزم الزاوي للإلكترون حول النواة

نجد أن

$$L = \frac{nh}{2\pi} = n \left(\frac{h}{2\pi} \right) = n\hbar$$

$$L = mvr$$

وكذلك

وبالتالي يكون

$$mvr = n\hbar$$

$$v = \frac{n\hbar}{mr}$$

$$v^2 = \frac{n^2\hbar^2}{m^2r^2} \dots\dots\dots(4)$$

بالتعويض عن v^2 من المعادلة (4) في المعادلة (3) نحصل على

$$\begin{aligned} Ze^2 &= 4\pi\epsilon_0 m v^2 r \\ &= 4\pi\epsilon_0 \frac{n^2\hbar^2}{mr} \end{aligned}$$

وبالتالي يكون نصف القطر للمدار

$$r = 4\pi\epsilon_0 \frac{n^2\hbar^2}{mZe^2} \dots\dots\dots(5)$$

وسرعة الالكترون في المدار هي

$$v = \frac{n\hbar}{mr} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{n\hbar} \dots\dots\dots(6)$$

إن تكميم العزم الزاوي المداري للإلكترون حول النواة ادى إلى تكميم المدارات الممكنة للإلكترون حول النواة من خلال تحديد نصف قطر المدارات الممكنة للإلكترون ان يتواجد بها ونجد ان نصف قطر المدار يتناسب طرديا مع مربع العدد الكمي n . وبالتعويض في المعادلة (5) عن $n=1$ يمكن حساب قيمة

نصف القطر للمدار الأول للإلكترون حول النواة لذرة الهيدروجين حيث $Z=1$
فإن نصف القطر يساوي

$$r = 5.3 \times 10^{-11} \text{ m} = 0.5 \text{ \AA}$$

وهذه القيمة مقبولة لتحديد نصف قطر الذرة وهي في حدود القيمة التي
اعتمدها راذرفورد في نموذجه للذرة عندما قدر نصف قطر النواة.

وبالتعويض في المعادلة (6) يمكن حساب سرعة الإلكترون حول النواة في المدار
الأول $n=1$ لذرة الهيدروجين وبالتعويض عن الثوابت في المعادلة نجد أن سرعة
الإلكترون تساوي

$$v = 2.2 \times 10^6 \text{ m/sec}$$

وهذه هي أكبر سرعة للإلكترون حول النواة لأن السرعة تتناسب عكسياً مع
العدد الكمي للمدار. وعندما نتحدث عن ذرات لها عدد ذري أكبر من ذرة
الهيدروجين $Z > 1$ فإن السرعة تصبح قريبة من سرعة الضوء وهنا يكون
نموذج بور غير متحقق لتلك الذرات لأنه لم تتعامل مع سرعات قريبة من
سرعة الضوء .

➤ إيجاد الطاقة الكلية للإلكترون في المدار حول النواة

لحساب الطاقة الكلية للإلكترون في اي من المدارات المسموح بها حول النواة فإننا سنقوم بجمع طاقة الوضع (الناتجة عن التجاذب بين شحنة النواة الموجبة وشحنة الإلكترون السالبة مع افتراض ان طاقة الوضع تساوي صفر عندما يكون الإلكترون في الملائنهاية) مع طاقة حركة الإلكترون.

The potential energy:

$$V = -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r}$$

الاشارة السالبة لطاقة الوضع تشير الى ان القوة المتبادلة بين النواة والالكترون هي قوة تجاذب وان هناك شغل سالب يبذل لاحضار الالكترون من الملائنهاية الى مداره حول النواة.

The kinetic energy(K):

$$K = \frac{1}{2}mv^2$$

وذلك بعد التعويض عن قيمة mv^2 من المعادلة (3)

$$K = \frac{1}{2}mv^2 = \frac{1}{2} \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r}$$

اذن الطاقة الكلية تعطى من المعادلة

The total energy (E) :

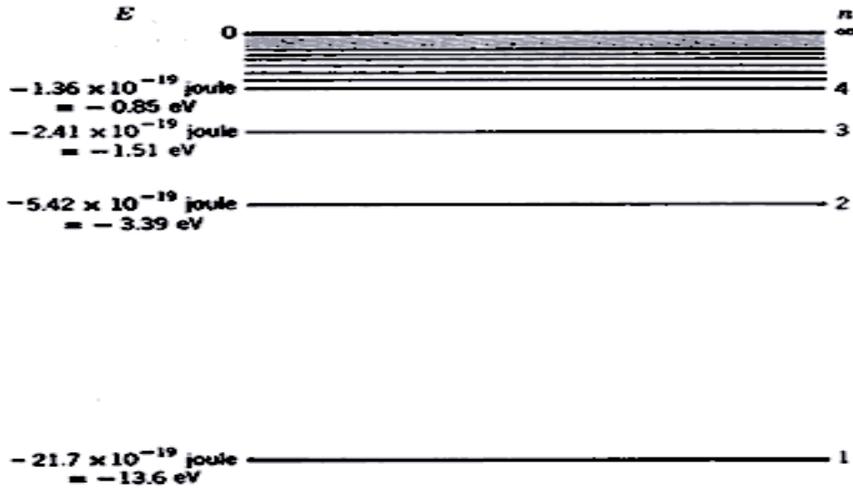
$$\begin{aligned} \therefore E &= K + V = \\ &= \left(\frac{1}{2} \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r} \right) + \left(-\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r} \right) \\ &= \left(\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{r} \right) \cdot \left(\frac{1}{2} - 1 \right) \\ &= -\frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{Ze^2}{2r} \end{aligned}$$

بالتعويض عن قيمة r من المعادلة (5) في معادلة الطاقة الكلية نحصل على :

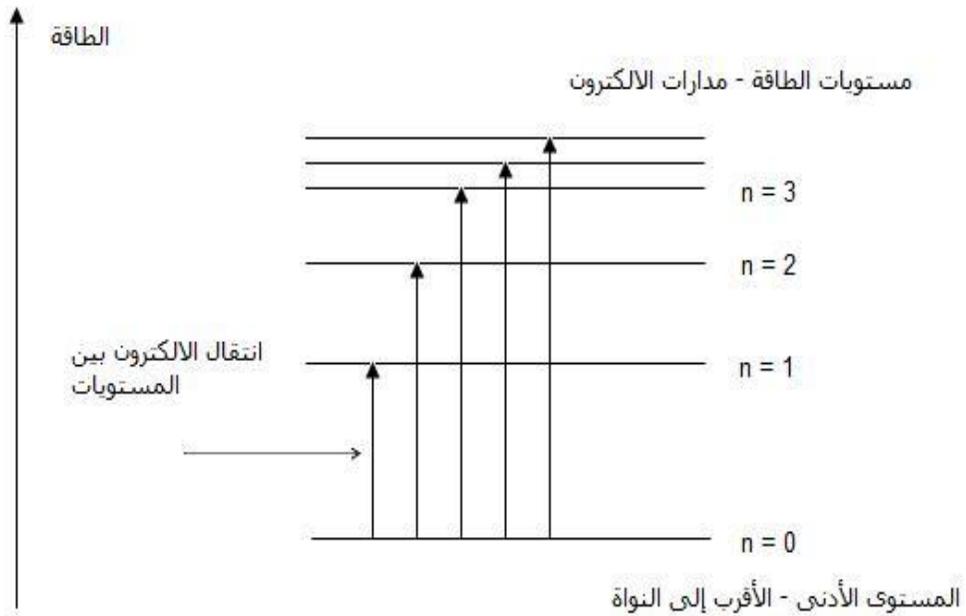
$$\begin{aligned} E &= -\left(\frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0} \right) \cdot \frac{1}{2r} \\ &= -\left(\frac{Ze^2}{4\pi\epsilon_0} \right) \cdot \frac{mZe^2}{2(4\pi\epsilon_0)n^2\hbar^2} \\ &= -\frac{mZ^2e^4}{2(4\pi\epsilon_0)^2n^2\hbar^2} \\ &= -\frac{1}{(4\pi\epsilon_0)^2} \frac{mZ^2e^4}{2\hbar^2} \frac{1}{n^2} \dots\dots\dots(7) \end{aligned}$$

المعادلة (7) توضح تكميم الطاقة والمخطط التالي يوضح مستويات الطاقة المكتملة لذرة الهيدروجين حيث القيم الواردة على يمين المخطط تبين العدد الكمي n والقيم على الجانب الأيسر توضح قيمة الطاقة المقابلة لكل مستوى طاقة من حسابها بالمعادلة (7) وذلك بوحدة الجول وبوحدة الإلكترون فولت. لاحظ ان ادنى مستوى للطاقة هو المستوى ذو العدد الكمي الأصغر $n=1$ وكلما زادت n كلما كانت الطاقة الكلية اقل سالبية وتكون الطاقة الكلية مساوية

للصفر عندما تؤول n إلى المالا نهاية. إن أقل مستوى طاقة هو الأكثر استقراراً بالنسبة للإلكترون وهو المستوى $n=1$ في حالة ذرة الهيدروجين.



The energy level diagram for the hydrogen atom



حيث ان الإلكترون في الحالة العادية يكون في أدنى مستوى للطاقة وفي ذرة الهيدروجين يكون في المستوى $n=1$ وبالتالي لانزاع الإلكترون من نواة ذرة الهيدروجين فإنه يجب أن نتغلب على طاقة ارتباطه بالنواة وهي طاقة المستوى الموجود به وتحرير الإلكترون يجعل الذرة ذات شحنة موجبة وهنا تسمى أيون. لحساب طاقة الإلكترون في المستوى الأول نعوض عن $n=1$ في المعادلة (7) اى:

$$E = -2.17 \times 10^{-18} \text{ j} = -13.6 \text{ eV}$$

وهذه هي قيمة الطاقة للمستوى الأول وهي طاقة ربط الإلكترون بالنواة والتي تسمى *Binding energy*. اما طاقة المستويات الأخرى فيمكن حسابها استناداً إلى قيمة الطاقة في المستوى الأول من العلاقة التالية:

$$E_n = -\frac{13.6 \text{ eV}}{n^2}$$

➤ إيجاد تردد الإشعاع الكهرومغناطيسي الناتج عن انتقال الإلكترون بين مستويات الطاقة

تنص الفرضية الرابعة لبوهر على أن الطيف الكهرومغناطيسي ينبعث من الذرة عندما ينتقل الإلكترون من مدار n_i إلى مدار n_f وذلك حسب التالي:

$$h\nu = E_i - E_f$$

بالتعويض عن كلاً من E_f و E_i باستخدام المعادلة (7) نحصل على التردد كما يلي:

$$\begin{aligned} \nu &= \frac{1}{h}(E_i - E_f) \\ &= \left(\frac{1}{2\pi\hbar}\right) \cdot \frac{1}{(4\pi\epsilon_0)^2} \frac{mZ^2e^4}{2\hbar^2} \left[\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right] \\ &= \frac{1}{(4\pi\epsilon_0)^2} \frac{mZ^2e^4}{4\pi\hbar^3} \left[\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right] \end{aligned}$$

وباستخدام مقلوب الطول الموجي (الرقم الموجي *Wave Number* k)

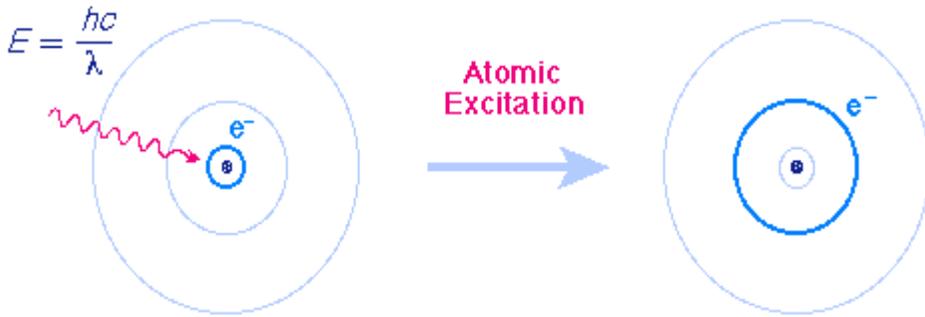
$$\therefore \nu = \frac{c}{\lambda}, k = \frac{1}{\lambda} \Rightarrow \therefore k = \frac{\nu}{c}$$

$$k = \frac{1}{\lambda} = \left(\frac{1}{4\pi\epsilon_0}\right)^2 \frac{me^4}{4\pi\hbar^3 c} Z^2 \left[\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right] \dots\dots\dots(8)$$

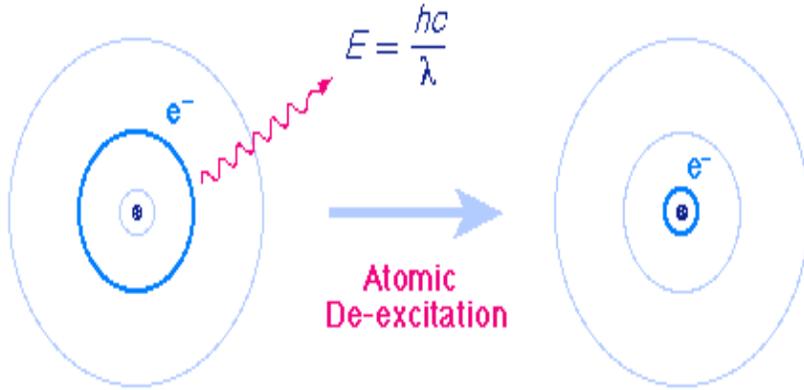
تعد المعادلتان (7) و (8) اهم استنتاجين لنموذج بور وباستخدام هاتين المعادلتين يمكن شرح الطيف الكهرومغناطيسي المنبعث من ذرة الهيدروجين.

(1) إن المستوى الأول للطاقة $n=1$ وهو أدنى مستوى للطاقة يسمى *Ground state*.

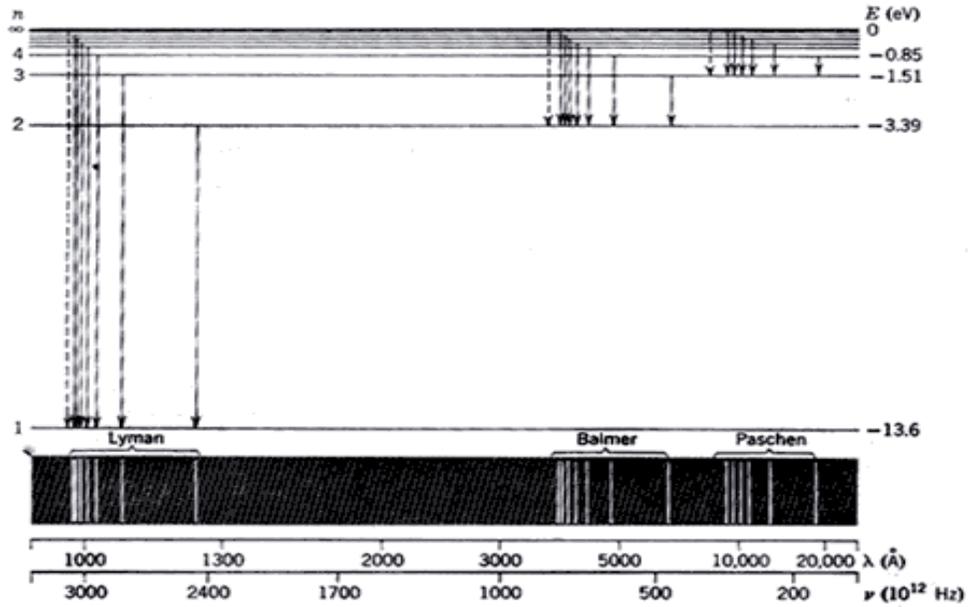
(2) عند اثاره ذرة الهيدروجين باستخدام على سبيل المثال التفريغ الكهربائي *electric discharg* فإن الإلكترون في المستوى $n=1$ سوف يكتسب طاقة نتيجة التصادمات فينتقل إلى مستوى طاقة أعلى $n > 1$ وهنا تصبح ذرة الهيدروجين مثارة *excited state*.



(3) تتخلص الذرة من حالة الإثارة عن طريق انبعاث فوتون يحمل فرق الطاقة بين المستويين. ويمكن ان يتم الإنتقال من خلال سلسلة من الإنتقالات حتى الوصول إلى المستوى $n=1$ وفي كل مرحلة إنتقال إلى مستوى طاقة أقل ينطلق فوتون. فمثلاً إذا اثير الإلكترون إلى المستوى $n=7$ فإنه ينتقل مثلاً إلى المستوى $n=4$ ثم ينتقل إلى المستوى $n=2$ ثم إلى المستوى $n=1$ ، وفي هذه الحالة نحصل على ثلاثة خطوط طيفية لها طول موجي يمكن حسابه من المعادلة (8) بالتعويض عن $n_i=7$ و $n_f=4$ للخط الطيفي الأول والخط الثاني $n_i=4$ و $n_f=2$ والخط الثالث $n_i=2$ و $n_f=1$.



(4) يمكن ان تحدث الانتقالات الطيفية كل مستويات الطاقة من مستوى الطاقة الأعلى n_i إلى مستوى الطاقة الأقل n_f وفي حالة ذرة الهيدروجين $Z=1$ يمكن استخدام المعادلة (8) لحساب كافة الانتقالات الطيفية التي يمكن تجميعها في سلسلة من الخطوط الطيفية حسب مستوى الطاقة الأدنى n_f الذي تؤول إليه كل الانتقالات. فمثلا الانتقالات التي تنتهي إلى المستوى $n_f=1$ تسمى *Lyman series* أما الانتقالات إلى المستوى $n_f=2$ فتسمى *Balmer series* والانتقالات إلى المستوى $n_f=3$ تسمى *Paschen series* والانتقالات إلى المستوى $n_f=4$ تسمى *Brackett series* والانتقالات إلى المستوى $n_f=5$ تسمى *Pfund series* وهذه التسميات تعود إلى العلماء الذين اكتشفوا هذه الخطوط الطيفية لذرة الهيدروجين. وقد وجدت قيم الأطوال الموجية التي نحصل عليها من المعادلة (8) متفقة مع النتائج العملية لطيف الهيدروجين كما في الشكل التالي:



لاحظ أن الخطوط الطيفية التابعة لمجموعة *Lyman series* هي ذات طاقة فوتون الأعلى وهي لهذا السبب تكون في منطقة فوق بنفسجية من الطيف الكهرومغناطيسي. وان الانتقال من المستوى إلى المستوى $n=1$ هو الخط الطيفي ذو الطاقة الأعلى في المجموعة والانتقال من المستوى $n_i=2$ إلى $n_f=1$ هو الأقل طاقة في مجموعة *Lyman series*.

ملاحظة : كما اتفقت النتائج العملية في حالة الانبعاث الإشعاعي *Emission* مع الحسابات الناتجة عن فرضية بور فإنه أيضا في حالة الامتصاص *Absorption* تتفق أيضا ولكن فقط في حالة الامتصاص لا يمكن ان نلاحظ عمليا سوى مجموعة *Lyman* لان الامتصاص يعتمد على الإلكترونات في مستوى الطاقة الأدنى وعند درجات الحرارة العادية تكون كل الإلكترونات في المستوى $n=1$.

النظرية الذرية الحديثة

قامت على ثلاثة فروض هي

- الطبيعة المزدوجة للإلكترون
- مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج)
- المعادلة الموجية (شرودنجر)

وفيما يلي شرح مختصرة لهذه المفاهيم الثلاثة ليتضح لنا النظرة الحديثة للتركيب الذري.

1. الطبيعة المزدوجة للإلكترون

أثبتت التجارب أن للإلكترون طبيعة مزدوجة بمعنى أنه جسيم مادي له خواص موجية. يصاحب حركة أى جسيم مثل الإلكترون أو النواة أو الجزيء حركة موجية تسمى الموجات المادية

الموجات المادية:- تختلف عن الموجات الكهرومغناطيسية في:

- ✓ لا تنفصل عن الجسم المتحرك.
- ✓ سرعتها لا تساوى سرعة الضوء .

2. مبدأ عدم التأكد لـ"هايزنبرج"

قد توصل هايزنبرج باستخدام ميكانيكا الكم إلى مبدأ مهم هو:

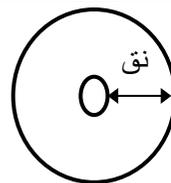
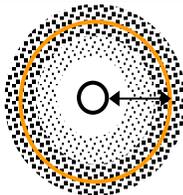
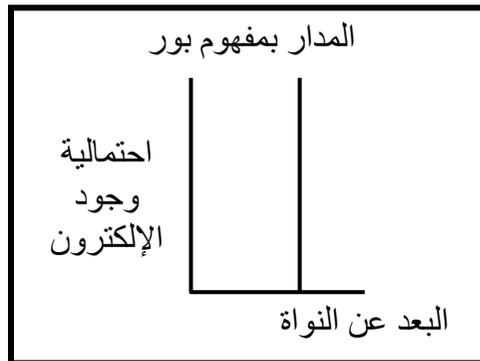
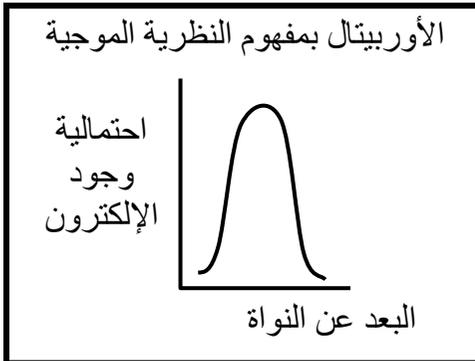
أن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معاً في وقت واحد يستحيل عملياً وإنما التحدث بلغة الاحتمالات هو الأقرب إلى الصواب حيث يمكننا أن نقول من المحتمل بقدر كبير أو صغير وجود الإلكترون في هذا المكان.

3. المعادلة الموجية لـ "شرودنجر"

تمكن شرودنجر بناءً على أفكار "بلانك" و"أينشتين" و"دى براولى" و"هايزنبرج" من وضع المعادلة الموجية وبحل هذه المعادلة أمكن:-

إيجاد مستويات الطاقة المسموح بها وتحديد مناطق الفراغ حول النواة التي يزيد فيها احتمال تواجد الإلكترون أكبر ما يمكن (الأوربيتال)، وعليه أصبح تعبير السحابة الإلكترونية هو النموذج المقبول لوصف الأوربيتال.

السحابة الإلكترونية: هي المنطقة التي يحتمل تواجد الإلكترون فيها في كل الاتجاهات والأبعاد حول النواة.



الأعداد الكمية ومبدأ باولي للاستبعاد

تتواجد ذرة الهيدروجين والكترونها - كما راينا - في مستويات طاقه محددة ومعلومه ، يميزها عدد صحيح هو n ، وتحد بالعلاقه :

$$E_n = \frac{-13.6Z^2}{n^2} eV$$

حيث $Z=1$ في حاله الهيدروجين . وتراوح قيمه العدد الصحيح n من 1 الى ما لانهايه كلما اتخذت الذرة قيما مسموحا بها مختلفه للطاقه . وعلى الرغم من توصلنا الى هذه النتيجة باستخدام نموذج بوهر ، الا ان الصورة الموجيه التي تقوم على حل معادله شرودنجر ، تؤدى الى نفس النتيجة . ونرى من ثم ان العدد n ، يمثل بارمترا أساسيا وضروريا لوصف اله ذرة الهيدروجين . وكما ذكرنا من قبل فانه يسمى العدد الكمي الرئيسي . وهو يميز مستوى الطاقه الذي على الالكترون ان يتواجد فيه . وقد تصور بوهر ان كل قيمه للعدد n يصاحبها مدار خاص للالكترون وان كان قد ثبت عدم وجود سند لهذا ، كما اشرنا في لقسم السابق . ومع ذلك ، فمن الشائع ان يقال ان كل قيمه للعدد n تناظر قشرة طاقه معينه (بدلا من تناظر مدارامعينا) تحيط بالنواة . وعندما تكون الذرة في مستوى الطاقه $n=3$ ، مثلا ، فانه يقال - في العادة - ان الالكترون موجود في القشرة $n=3$.

لقد راينا ان من الممكن وجود اكثر من شكل من الرنين الموجي بالنسبه لنفس قيمه العدد الكمي الرئيسي . وتنص النظرية الموجيه على ان هناك عددين كميين اخرين لا بد من تقديمهما حتى يتم تحديد رنين موجي معين داخل الذرة . ويرتبط احد هذين العددين ، وهو العدد الكمي المداري ، بكميه التحرك الزاويه للالكترون بوهر في مداره . ويمثل هذا العدد بالحرف l ويمكن ان يتخذ قيما صحيحه تبدأ من 0 حتى $(n-1)$. فعندما يكون $n=1$ ، مثلا ، فان القيم

الممكنه بالنسبه للعدد l ستكون محددة بقيمه منفردة وهي $l = 0$. وعندما يكون $n=2$ ، فان من الواضح ان l سيتخذ القيمتين 0 و 1 ، حيث ان $n-1=1$ في هذه الحالة. يلاحظ بالطبع ان l اقل دائما من n .

اما العدد الكمي الثالث فيسمى العدد الكمي المغناطيسي، ml ، ويمكن ان يتخذ القيم $\pm 1, \pm 2, \dots, \pm l$. ويصف هذا العدد الاتجاهات الممكنه لكميه التحرك الزاويه للالكترين عندما يتواجد في مجال مغناطيسي خارجي. وعندما يكون $n=4$ ، مثلا، فان اكبر قيمه ممكنه للعدد l هي 3 ، ويتخذ العدد ml القيم $\pm 1, \pm 2, \pm 3, \pm 0$. وبعبارة أخرى، فعندما يكون الالكترين في مستوى الطاقه المناظر للعدد $n=4$ ، فان هناك سبعة مدارات ممكنه للعدد $l = 1$ ، ومدار واحد للعدد $l = 0$. اي ان الذرة يمكن ان تتواجد في (16) تشكيل الكترين رنيني مختلف، عندما توجد في مستوى الطاقه $n=4$.

وفي الختام، هناك شرط كمي للالكترين نفسه، فهو يمتلك عزم مغناطيسي صغيرا بفضل كونه جسيما مشحونا يدور حول نفسه في حركه مغزليه. ولا يتخذ عزمه المغناطيسي سوى اتجاهين فقط بالنسبه لمجال مغناطيسي خارجي: فهو اما موز له او مواز ومضاد. ويمكننا تمييز هذين الوضعين بان تعين للالكترين عدد لف كمي m_s ، ذي قيمتين ممكنتين هما $\pm 1/2$ ، وتمثل الاشارتان الاتجاهين المتاحين وهما الاتجاه الموازي والاتجاه الموازي والمضاد. ويلخص الجدول 1-27 الاعداد الكيه الاربعه اللازمه لوصف حاله الكترين في ذرة ما. وسوف نطلق على كل مجموعه مكونه من الاربعه اعداد الكمي، حاله الكترينيه للذرة. وسنرى على الفور ان هناك مبدأ بالغ الاهميه. ينطبق على سلوك الالكترينات في الحالات المتاحة.

لقد أولى العالم فولفجانج باولى عام 1925 اهتمامه الشديد لأول مرة بتحديد هذه الحالات الالكترونيه ، ورغب في تعميم هذه المفاهيم لتشمل ذرات أخرى غير الهيدروجين . وتوصل الى الاستنتاج التالى الذى عرف بمبدأ باولى للاستبعاد . لى يمكن من تعيين حالات محددة للالكترونات المختلفه في الذرات عديدة الالكترونات بشكل صحيح .

لا يمكن لالكترون في ذرة ما ان يتخذ نفس مجموعه الاعداد الكمييه الاربعه اى انه لا يمكن لالكترون ان يتواجد في نفس الحاله . هذا هو المبدأ أساسى لفهم التركيب الالكترونى للذرات

➤ تحديد أعداد الكم.

أعداد الكم: أعداد تحدد أحجام الحيز من الفراغ الذى يكون احتمال الإلكترونات فيها أكبر ما يمكن (الأوربيتالات) وطاقتها وأشكالها واتجاهاتها الفراغية بالنسبة لمحاور الذرة.

وتشمل أربعة أعداد هي:-

- 1- عدد الكم الرئيسى (n).
- 2- عدد الكم الثانوى (l).
- 3- عدد الكم المغناطيسى (m).
- 4- عدد الكم المغزلى (m_s).

➤ عدد الكم الرئيسي (n)

[1] يستخدم في تحديد

(أ) رقم مستويات الطاقة الرئيسية.

(ب) عدد الإلكترونات التي يتشعب بها كل مستوى رئيسى وهو يساوى

$$2n^2$$

[2] عدد صحيح ويأخذ القيم 1، 2، 3، 4،

[3] لا يأخذ قيمة الصفر أو قيم غير صحيحة.

ملاحظات: عدد مستويات الطاقة في أقل الذرات المعروفة وهى في الحالة

المستقرة سبع مستويات وهى:

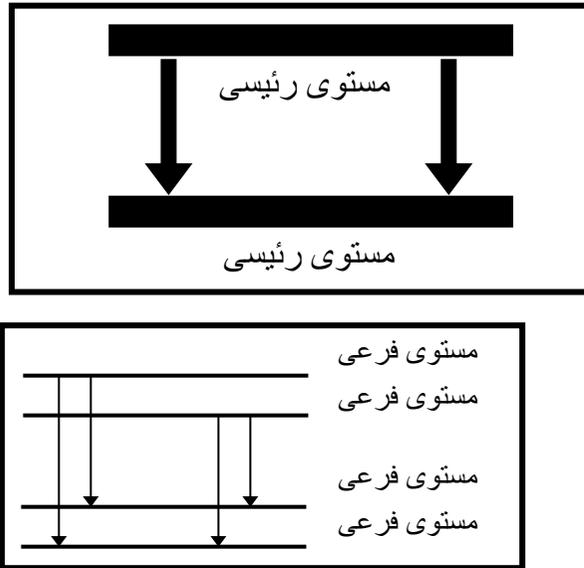
<i>K</i>	<i>L</i>	<i>M</i>	<i>N</i>	<i>O</i>	<i>P</i>	<i>Q</i>
1	2	3	4	5	6	7

ولا تنطبق العلاقة $2n^2$ على المستويات بعد الرابع حيث تصبح الذرة غير مستقرة إذا زاد عدد الإلكترونات بمستوى طاقة عن 32 إلكترون.

المستوى الأساسى	(n) الرقم	عدد الإلكترونات التي يتشعب بها ($2n^2$)
<i>K</i>	1	$2 = 2^1 \times 1$
<i>L</i>	2	$8 = 2^2 \times 2$
<i>M</i>	3	$18 = 2^2 \times 3$
<i>N</i>	4	$32 = 2^2 \times 4$

➤ عدد الكم الثانوى (l):

توصل إلى ذلك العالم "سمرفيلد" عندما استخدم مطيافاً له قدرة كبيرة على التحليل فتبين له أن الخط الطيفى الواحد الذى كان يمثل انتقال الإلكترونات بين مستويين رئيسيين مختلفين فى الطاقة هو عبارة عن عدة خطوط طيفية دقيقة تمثل انتقال الإلكترونات بين مستويات طاقة متقاربة سميت المستويات الفرعية.



- يحدد عدد المستويات الفرعية.
- كل مستوى رئيسى يتكون من عدة مستويات فرعية (عدد الكم الثانوى).
- عدد المستويات الفرعية يساوى رقم المستوى الرئيسى.
- تأخذ المستويات الفرعية الرموز (f, d, p, s)

عدد المستويات الفرعية	الرقم (n)	المستوى الأساسي
$1s$	1	K
$2s, 2p$	2	L
$3s, 3p, 3d$	3	M
$4s, 4p, 4d, 4f$	4	N

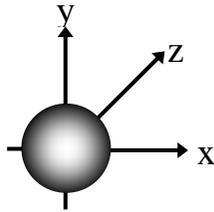
- تختلف المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسي عن بعضها البعض في الطاقة
اختلافاً بسيطاً ($f > d > p > s$)
- تختلف طاقة المستويات الفرعية تبعاً لبعدها عن النواة ($4s > 3s > 2s > 1s$)
- لا يزيد عدد المستويات الفرعية عن 4 مستويات.

➤ عدد الكم المغناطيسي (m)

يستخدم في تحديد:

- عدد أوربيتالات كل مستوى فرعي (أعداد فردية)
- الاتجاه الفراغي للأوربيتالات.

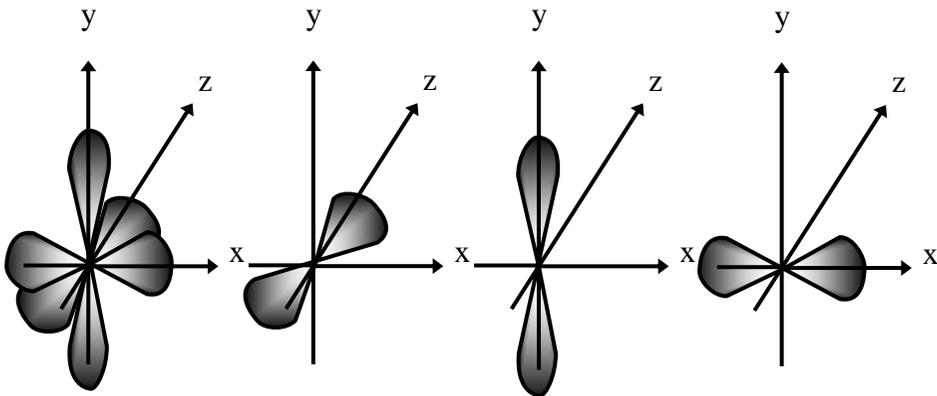
المستوى الفرعي	s	p	d	f
عدد الأوربيتالات	1	3	5	7
عدد الإلكترونات	2	6	10	14



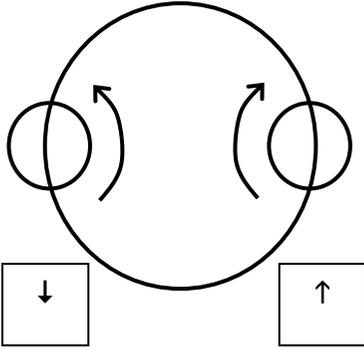
- $[s]$ أوربيتال واحد كروي متماثل حول النواة.

- $[p]$ ثلاثة أوربيتالات متعامدة $[px, py, pz]$.

حيث تأخذ الكثافة الإلكترونية لكل أوربيتال منها شكل كمثرين متقابلتين عند الرأس في نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية.



➤ عدد الكم المغزلي (m_s)



يستخدم في تحديد:-

نوعية حركة الإلكترون المغزلية في الأوربيتال في اتجاه عقارب الساعة (↑) أو عكسها (↓).

- لا يتسع أى أوربيتال لأكثر من 2 إلكترون [↑↓].
- لكل إلكترون حركتان {حركة حول محوره [مغزلية] - حركة حول النواة [دورانية]}
- لا يتنافر الإلكترونان في الأوربيتال الواحد؛ نتيجة لدوران الإلكترون حول محوره يتكون له مجال مغناطيسى في اتجاه عكس اتجاه المجال المغناطيسى للإلكترون الثانى [↓↑] وبذلك تقل قوى التنافر بين الإلكترونين.

العلاقة بين رقم المستوى الأساسى والمستويات الفرعية وعدد الأوربيتالات

المستوى الرئيسى	رقم المستوى (n)	عدد المستويات الفرعية $n = l$	عدد الأوربيتالات $n^2 = m$	عدد الإلكترونات $2n^2$
K	1	$1s$	1	2
L	2	$2s, 2p$	4	8
M	3	$3s, 3p, 3d$	9	18
N	4	$4s, 4p, 4d, 4f$	16	32

التركيب الالكتروني للذرات

لم نتناول حتى الان - باهتمام - سوى ذرة بها الكترون واحد فحسب ، وهي قد تكون ذرة هيدروجين ، او ذرة هليوم وحيدة التاين ، او ذرة ليثيوم ثنائيه التاين ، وهكذا . ولكننا لان في وضع يسمح لنا بدراسه كيفيه ترتيب الالكترونات الاضافيه داخل ذرات متعددة الالكترونات كالتى توجد في الطبيعه ويضمها الجدول الدورى للعناصر . ولكى نفعل هذا ، نلجأ مرة أخرى - الى مفهوم القشرات (او الاغلفه) الالكترونيه التى تحيط بالنواة ، حيث لكل قيمه من العدد n قشرة مصاحبه له . وسنعتبر - بالاضافه الى ذلك - ان نفس حالات الرنين التى اوجدناها للذرة ذات الالكترون الأوحد ، يمكن اجراؤها وصفيًا للذرات اكثر تعقيدا . ومعنى هذا ، اننا سنستخدم الحالات الالكترونيه التى تتحدد بالاعداد الكميّه الاربعه .

ان السؤال الذى يطرح نفسه الان هو : " كيف تقوم الالكترونات بترتيب انفسها في الحالات المختلفه ، عندما يكون بالذرة اكثر من الكترون ؟ " ان ذرة الكربون - مثلا - لديها سته الكترونات ، ففي اى مستويات الطاقه والحالات الالكترونيه هلى هذه الالكترونات ان تتواجد ؟ نستطيع الاجابه على هذا السؤال باستخدام اقواعد الثلاث التالىه التى سبق وان تعرفنا عليها : ان عدد الالكترونات في ايه ذرة متعادلّه ، يساوى العدد الذرى Z لتلك الذرة . جميع الالكترونات في ذرة غير مستثارة ، موجوده في ادنى حالات ممكنه للطاقه . ويقال عندئذ ان للذرة في حالتها الارضيّه .

لا يمكن لاي الكترونين في ذرة ما ان يتخذا نفس الاعداد الكميّه الاربعه (حسب مبدأ باولى للاستبعاد) .

هيا بنا الان نستخدم هذه القواعد لكي نعين التركيب الالكتروني للذرات غير المستثارة في الجدول الدوري .

الهيدروجين ($Z = 1$)

سيتواجد الالكترون المنفرد لهذه الذرة في المستوى $n = 1$ ، وو ادنى مستوى ممكن للطاقة ، وبهذا لا يكون مبدأ باولى للاستبعاد قد خرق .

الهليوم ($Z = 2$)

يستطيع الكترونا هذه الذرة ان يتواجد في المستوى $n = 1$ ، وذلك لكونهما يستطيعان اتخاذ اعدادا كمييه غير متطابقه كما هو موضح في الجدول 2-27 ، الذى تندرج به مجموعات الاعداد الكمييه الممكنه فقط بالنسبه للمستوى $n = 1$. ولا يمكن لاي الكترون ثالث ان يتواجد في هذا المستوى . ويطلق علي كل قيمه للعدد n قشرة طاقه ، ويقال ان القشرة $n = 1$ تكون ممثله اذا احتلها الكترونان فحسب .

الليثيوم ($Z = 3$)

لهذه الذرة ثلاثه كترونات ولذلك لابد للالكترون الثالث من ان يتجه الى اعلى قشرة طاقه تاليه ، اوالتي عندها $n = 2$ (انظر الجدول 3-27) . وحيث ان هذا الالكترون موجود في مستوى الطاقه الثانى ، فان ارتباطه بالذرة يكون اضعف من تلك التي في الحاله $n = 1$. وعلى ذلك يستطيع الليثيوم ان يشارك بالكترون واحد في التفاعلات الكيميائيه بسهولة ويسر .. ولذلك يطلق على اللييوم ، عنصرا احادى التكافؤ حسب المصطلحات الكيميائيه (اوالذى تكافؤ واحد) .

الذرات التي لها قيم Z اكبر من 3

هناك عدد قليل من المجموعات الممكنة من الاعداد الكمية عندما تكون $n = 2$ وستجد انها ثمانية مجموعات اذا قمت بعدها (انظر الجدول 4-27). ومعنى ذلك ان القشرة $n = 2$ يمكن ان يتواجد فيها ثمانية الكترونات . اى ان القشرة لن يمتلئ تماما الى ان نصل الى العنصر $Z = 10$ وهو النيون ، الذى يعد خاملا من الناحية الكيميائية لان قشراته ممتلئة . والعنصر الذى يأتي بعدة هو الصوديوم $Z = 11$ ، وذرته احاديه التكافؤ لان الكترونها الحادى عشر سيكون وحيدا بالقشرة $n = 3$ ومن السهل اعادة عن الذرة . وكلما تقدمنا نحو العناصر ذات القيم الكبيرة للعدد الذرى Z في الجدول كلما قلت جدوى مفهوم القشرات ، ويعود ذلك الى ان التباعد بين مستويات الطاقة صغير نسبيا عند قيم n الكبيرة . وفي هذه الحالات قد تؤدي التنافر بين الالكترونات المختلفه في الذرة – أحيانا- الى وجود طاقات من الكبر بحيث تلغى تأثير فروق الطاقة الموجودة بين القشرات وعلى الرغم من ظهور هذه المشكله ، يظل مفهوم القشرة – كما ثبت ذلك مفيدا للاعتبارات الوصفية .

مثال توضيحي

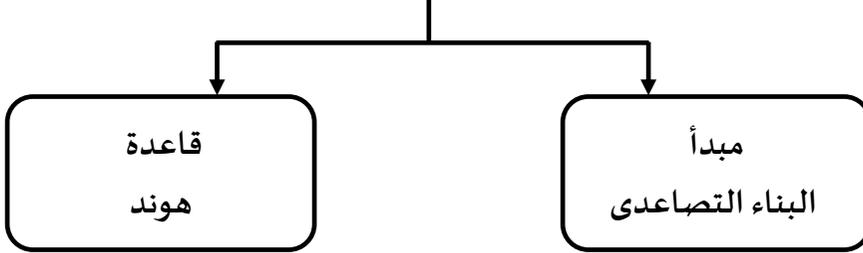
طبق مبدأ باولى لاستبعاد لى تعين التوزيع الالكترونى في الحاله الارضييه للارجون ($Z = 18$) والروبيديوم ($Z = 37$) . استدلال منطقى : تستوعب القشرتان $n = 1$ و $n = 2$ الكترونين وثمانية الكترونات على الترتيب ، وبذلك تكون عشر الكترونات متواجد في هاتين القشرتين في كل من الارجون والروبيديوم . بالنسبه للقشرة $n = 3$ سيكون هناك ثمانية عشرة (18) مجموعه مستقله من الاعداد الكمية ، كما هو موضح في الجدول 5-27 ، ولذلك ستملا الالكترونات الثمانية المتبقية للارجون القشرتين الفرعيتين $l = 0$ و $l = 1$ بالمستوى $n = 3$ وعندما تقوم

الالكترونات في الحالة الارضية بملا قشرة او قشرة فرعيه فان تلك الالكترونات مرتبطه بقوة مع انويتها ، مما يجعل الذرة خامله من الناحيه الكيميائيه . والارجون هو احد الغازات النبيله الخامله كيميائيا . اما بالنسبه للروبيديوم فان اول ثمانيه عشر (18) الكترونا ستحتل الحالات التي لها نفس الاعداد الكمييه مثل الكترونات الارجون الثمانيه عشر . ثم تملأ الالكترونات العشرة التاليه القشرة الفرعيه $n = 3, l = 2$. وهكذا يتبقى تسع الكترونات لابد لها ان تذهب الى المستوى $n = 4$ ، بحيث يحتل اثنان منها القشرة الفرعيه $n = 4, l = 0$ ، بحيث يحتل اثنان منها القشرة الفرعيه $n = 4, l = 1$ ، وهكذا يتبقى

0

قواعد توزيع الإلكترونات في مستويات الطاقة

يتم توزيع الإلكترونات على أساسين هما

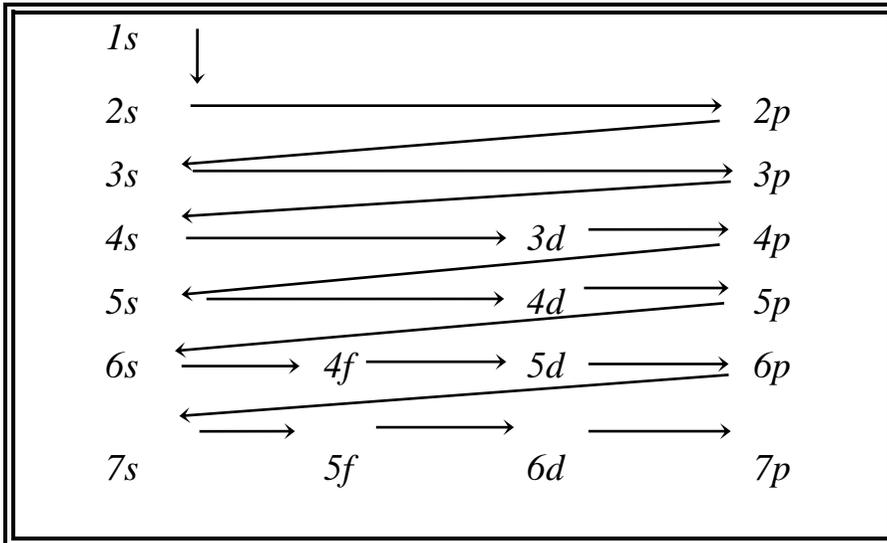


➤ أولاً: مبدأ البناء التصاعدي:

لابد للإلكترونات أن تملأ المستويات الفرعية ذات الطاقة المنخفضة أولاً ثم المستويات الفرعية ذات الطاقة الأعلى.

رسم يوضح طريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية

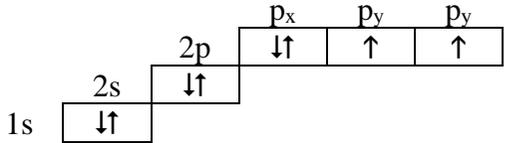
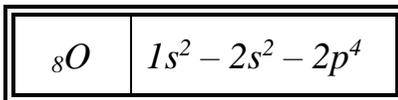
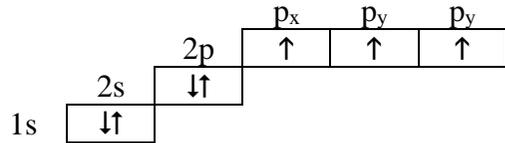
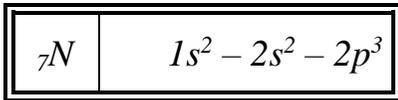
أس / أس / بس / بس / دبس / دبس / فدبس / فدب



➤ ثانياً: قاعدة هوند

لا يحدث ازدواج لإلكترونين في مستوى طاقة فرعى معين إلا بعد أن تشغل أوربيتالاته فرادى أولاً لأن ذلك أفضل له من جهة الطاقة.

أمثلة:



في ذرة O يفضل الإلكترون الرابع أن يزدوج مع إلكترون آخر في نفس المستوى الفرعى عن الدخول في أوربيتال مستقل في المستوى الفرعى التالى لأن طاقة التنافر بين الإلكترونين عند الازدواج أقل من الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من مستوى فرعى إلى مستوى فرعى آخر.

غزل الإلكترونات المفردة يكون في اتجاه واحد لأن هذا الوضع يعطى الذرة أكبر قدر من الاستقرار.

التحقيقات العملية لتكميم مستويات الطاقة

➤ إثارة الذرات *Exciting atoms*

لمشاهدة خطوط الطيف الذرية لعنصر ما لابد من إثارة ذرات ذلك العنصر ، وتتم عملية الإثارة بعدة طرق منها الضوئية والكهربائية والمغناطيسية والحرارية والتصادميةالخ. ولكن ما هو مفهوم الإثارة الذرية؟ الإثارة تعني انتقال أحد الإلكترونات (ربما أكثر) من مستوي طاقة أدنى إلى مستوي طاقة أعلى فتصبح الذرة في حالة مثارة ، ولكي تتخلص الذرة من عدم الاستقرار هذا يعود الإلكترون إلى حالته المستقرة مع التخلص من الطاقة التي اكتسبها بشكل إطلاق فوتون (كم طاقة، شعاع ضوئي) يتم التعرف على طول موجته وطاقته بأجهزة قياس الطيف.

ومعنى هذا يرافق الإثارة امتصاص طاقة هذه الطاقة الممتصة يجب أن تكون من مرتبة فاصل الطاقة (مستويات الطاقة منفصلة) بين المستويين الطاقين وإلا فإن العملية لا تحصل ويعقب عملية الامتصاص عملية الإصدار كما ذكرت أعلاه.

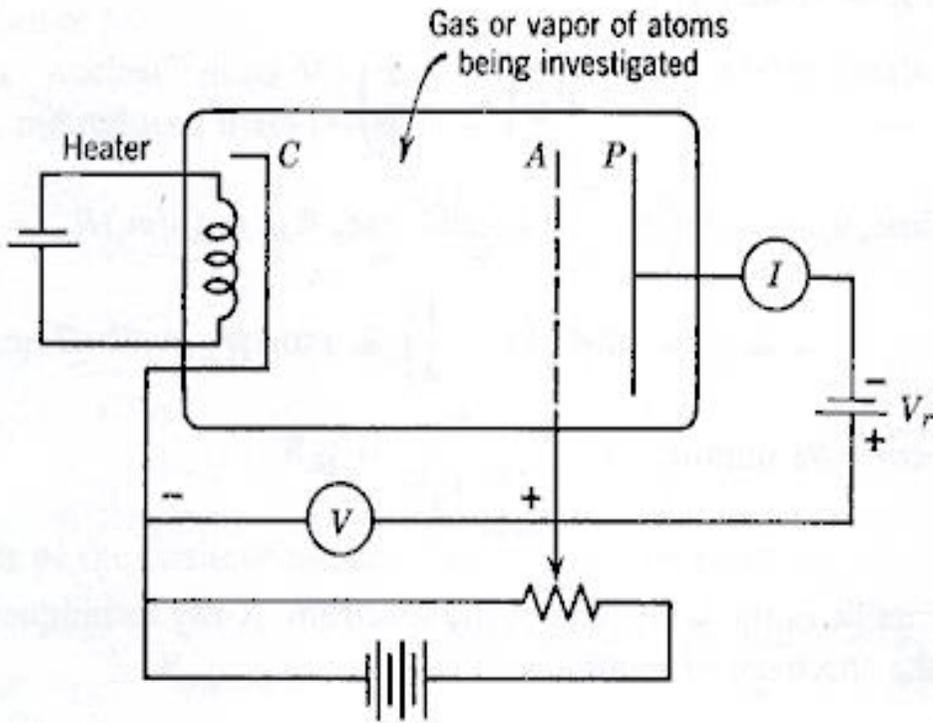
ويجب التمييز بين الإثارة والتأين الذي يعني اقتلاع إلكترون بشكل نهائي من الذرة لتصبح بشكل أيون. وما يهمنا في دراسة الطيف أن لا نجعل الذرة أثناء تعريضها للمؤثرات الخارجية أن تصل إلى درجة التأين، وإلا سوف ن فشل في كشف مستويات الطاقة.

والتجربة التالية توضح عملية استكشاف مستويات الطاقة بواسطة آلية التصادم وكما نعلم فإن التصادم نوعين مرن ولامرن (*Elastic and Inelastic Collisions*) والفرق بينهما كما يلي:

- التصادم المرن: ويعني أن الجسمين المتصادمين لا يخسر أي منهما طاقة بعد عملية الصدم وبمعنى آخر طاقة الجسمين وكمية حركتهما هي نفسها قبل وبعد عملية التصادم (حفظ الطاقة).
- التصادم اللامرن: ويعني أن طاقة الجسمين بعد الصدم ليست نفسها ، حيث يخسر أحدهما جزء من طاقته للجسم الآخر.

➤ تجربة فرانك - هرتز *The Franck - Hertz Experiment*

من نتائج نموذج بور تبين ان مستويات الطاقة للذرة مكتمة وذلك من خلال قيم محددة لمستويات الطاقة التي يمكن للألكترون ان يتواجد فيها في الذرات ذات الإلكترون الوحيد. وهذا بالطبع هو نفس الحال للذرات المتعددة الإلكترونات، كذلك ان اشعاع الجسم الاسود فسره العالم بلانك على اساس وجود الذرات في مستويات طاقة مكتمة، ولإجراء تجربة عملية لاثبات ان مستويات الطاقة في الذرة مكتمة قام العالمان فرانك وهيرتز 1914 بتصميم تجربة كما في الشكل التالي:

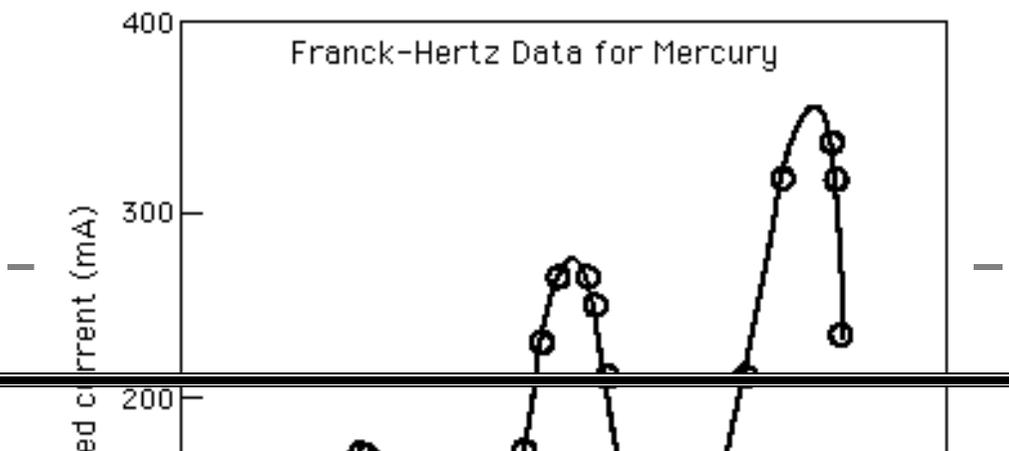


والتي تتكون من انبوبة مفرغة من الهواء وبها ذرات من الزئبق Hg عند ضغط منخفض، على الجانب الأيسر من الأنبوبة مصدر الكتروني عبارة عن فتيلة تسخن بمرور التيار الكهربائي وينطلق منها الكتروونات باتجاه الكاثود ذو الجهد السالب ليعمل على تعجيل الإلكترونات باتجاه الأنود ذو الجهد الموجب، ويتم التحكم بطاقة التعجيل من خلال تغيير الجهد المطبق على الكاثود والأنود حيث ان طاقة الإلكترونات تعتمد على شحنة الإلكترون وفرق الجهد

$$E_e = eV$$

تنفذ الإلكترونات من الأنود المكون من شبكة معدنية باتجاه لوح *collector* مطبق عليه جهد سالب متصل بأميتر لقياس شدة التيار الناتج عن الإلكترونات التي تصطدم بذلك اللوح.

آلية عمل الإلكترونات لإثارة الذرات في التجربة: عندما نزيد فرق الجهد بصورة تدريجية تتسارع الإلكترونات المنبعثة من الفتيل متوجهة نحو المصدر (الشبكة ذات الجهد الموجب) فنلاحظ زيادة شدة التيار حيث أن الإلكترونات ذات الطاقة العالية تنفذ من الشبكة وتصل إلى المجمع (*Collector*). وزيادة التيار تشير إلى أن التصادم بين ذرات الزئبق والإلكترونات من النوع المرن (*elastic collisions*) نستمر في زيادة الجهد ونراقب شدة التيار حتى يصل الجهد إلى حوالي 4.9 فولت فنلاحظ عند هذه النقطة وما يليها من زيادة في الجهد أن شدة التيار تبدأ بالتناقص (تصادم لمرن *inelastic collisions*) إلى أن تصل إلى جهد آخر تبدأ شدة التيار بالزيادة مع زيادة الجهد إلى أن يصل التيار إلى جهد مقداره 9.8 فوط يبدأ بعدها التيار بالتناقص وهكذا.....تتكرر العملية بعد كل فاصل جهد مقداره 4.9 فولت يقابل طاقة مقدارها 4.9 إلكترون فولت (يفضل عدم الاستمرار كثيرا لكي لا يحصل التأين) نرسم الخط البياني بين التيار والجهد الشكل التالي:



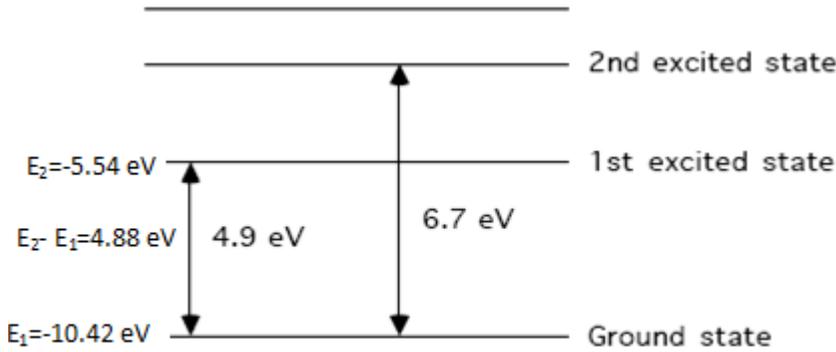
كيف نفسر ما سبق؟ إن الالكترونات في بداية الأمر تتصادم مع ذرات الزئبق ولكن الطاقة التي تملكها لا تؤهلها لإثارة الذرة لأن طاقتها أقل من فاصل الطاقة لذرة الزئبق وبالتالي تعبر الالكترونات من خلال عدة تصادمات مرنة مع ذرات الزئبق لتصل إلى الشبكة بكامل طاقتها التي تمكنها من النفاذ من الشبكة والوصول إلى المجمع ليبدأ عندها التيار بالزيادة. وعندما تصل طاقة بعض الالكترونات إلى مقدار أكبر بقليل من 4.9 فولت يحصل التصادم اللامرئ حيث تمتص ذرة الزئبق طاقة مقداره 4.9 فولت تنتقل خلال ذلك إلى الحالة المثارة وهذا يؤدي إلى أن الإلكترون يخسر جزء من طاقته ويصل إلى الشبكة بطاقة حركية لا تمكنه من الوصول إلى المجمع فيسقط على الشبكة التي تعمل

على اقتناص اغلب الالكترونات التي عانت من التصادم اللامرّن مما يؤدي إلى تناقص شدة التيار . ومن ثم تعود العملية من جديد.

سؤال: إذا كانت العملية تتكرر كلما ازداد الجهد بمقدار 4.9 فولت فان ذلك يعني أن المسافة بين مستويات الطاقة متساوية وهذا يتناقض مع طاقة بور التي تشير إلى أن مستويات الطاقة تتقارب مع البعد عن نواة الذرة؟؟؟. والجواب أن نظرية بور صحيحة والذي يحصل للالكترونات التي تتمتع بطاقة من مضاعفات الطاقة 4.9 إلكترون فولت أنها تصطدم مع أكثر من ذرة فتعطي الأولى 4.9 إلكترون فولت لتثيرها ثم تعطي الثانية نفس المقدار ولتصل إلى الشبكة منهكة (كتلة ذرة الزئبق اكبر بكثير من كتلة الإلكترون وعملية التصادم اللامرّن وتبادل الطاقة بين الطرفين لا يمكن أغلب الإلكترونات من إثارة الذرة بأكثر من ذلك) فتسقط عليها وهذا يؤدي إلى تناقص شدة التيار في كل مرة يصل فيها الجهد إلى مضاعفات 4.9 فولت.

التفسير النظري للتجربة: ذرة الزئبق من الذرات الثقيلة ،عندما 80 إلكترون موزعة على مستويات الطاقة اثنان من الالكترونات سطحية وهما المعنيان بعملية الإثارة، وباقي الالكترونات تعتبر من الالكترونات الداخلية صعبة الإثارة لأنها مرتبطة مع النواة بشدة. ومن الذرية والأطياف وطاقة بور، الشكل التالي يبين توزيع مستويات الطاقة لذرة الزئبق.

ومن الشكل يتبين أن صعود الإلكترون من المستوى الأول إلى المستوى الثاني يحتاج إلى طاقة من مرتبة الفاصل الطاقي بين المستويين ، بتطبيق علاقة بور نجد النتائج التالية:



مخطط مستويات الطاقة لذرة الزئبق

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

$$\Delta E = -5.54 - (-10.42) \approx 4.9 \text{ eV}$$

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{12400 \text{ eV} \cdot \text{Å}}{4.9 \text{ eV}} = 2537 \text{ Å}$$

إن عدم استقرار الإلكترون في المستوى الأعلى (الحالة المثارة) يجعله يعود إلى وضعه الأساسي بإطلاق فوتون من المفترض أن تكون طاقة هذا الفوتون الصادر مساوية تماما إلى الطاقة التي اكتسبها الإلكترون أثناء عملية التصادم. لقد ظهر الخط الطيفي ذي الطول الموجي 2537 أنجستروم في تجارب الأطياف الذرية وحسبت طاقته فوجد أنها تساوي إلى 4.9 إلكترون فولت ، وفي تجربة فرانك مرتز ظهر الفاصل الطاقي 4.9 إلكترون ، لو كان الطيف مستمرا

لحصلنا على خط بياني مستقيم في تجربة فرانك - هرتز، ولكن صعود الخط البياني وهبوطه ووجود نهايات عظمى وعند أرقام بعينها يدل على أن الطيف ليس مستمر بل متقطع (مكتم) وهذا ما نريد الوصول إليه.

بالتالي فإن التجربة تؤكد على ظهور الطيف الخطي للذرة مما يؤكد أن مستويات طاقتها منفصلة (مكتمة) وأن التجربة والنظرية في الوضع الحالي تدعم نظرية بور.

الأطياف الذرية

Atomic Spectra

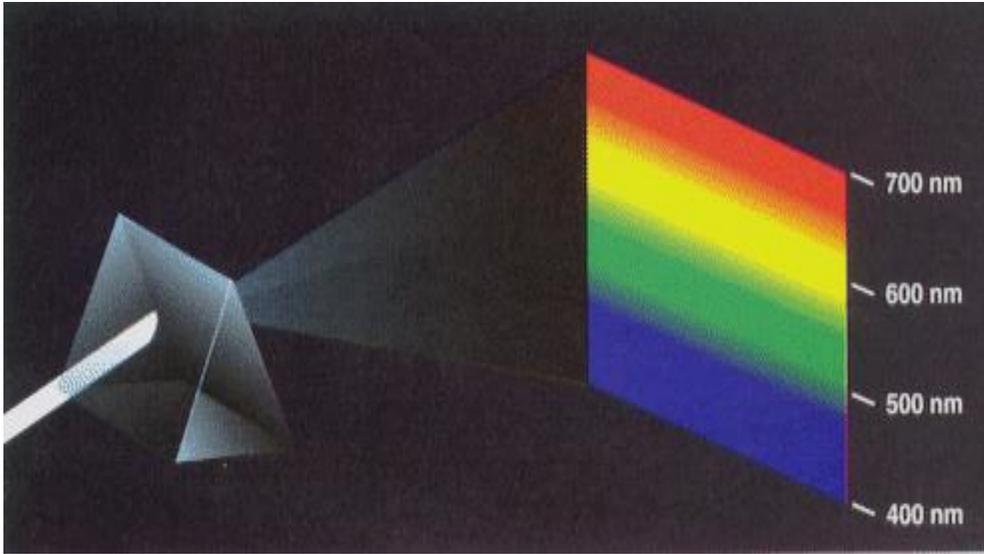
يعرف الطيف على أنه نتيجة تشتت شعاع له طاقة معينة إلى مكوناته من أطوال الموجات...

فإذا كان الإشعاع صادراً عن ذرات مثارة فإنه يُسمى بالطيف الذري ، ويُسمى الجهاز البصري المستخدم في الدراسة بالمطياف أو الاسبكتروميتر.

مما يتكون جهاز المطياف؟؟؟

يتكون القسم الداخلي للمطياف " القلب " من منشور زجاجي ينكسر الضوء المار خلاله .. ويكون الضوء الخارج منه ألوان مختلفة " أطوال موجات مختلفة " ولكل لون من ألوان الضوء مسار انكسار بدرجات مختلفة داخل المنشور

ويمكن ملاحظة ذلك بمجرد النظر أو بتسجيله على فيلم حساس .. وهناك جهاز آخر يستعمل للحصول على الطيف هو المطياف ذو السطح المتعرج وينتج عن هذا السطح المتعرج خدوش دقيقة قريبة ومنتظمة لخطوط متوازية على سطح لامع وينكسر عليها شعاع الضوء لينتج الطيف.

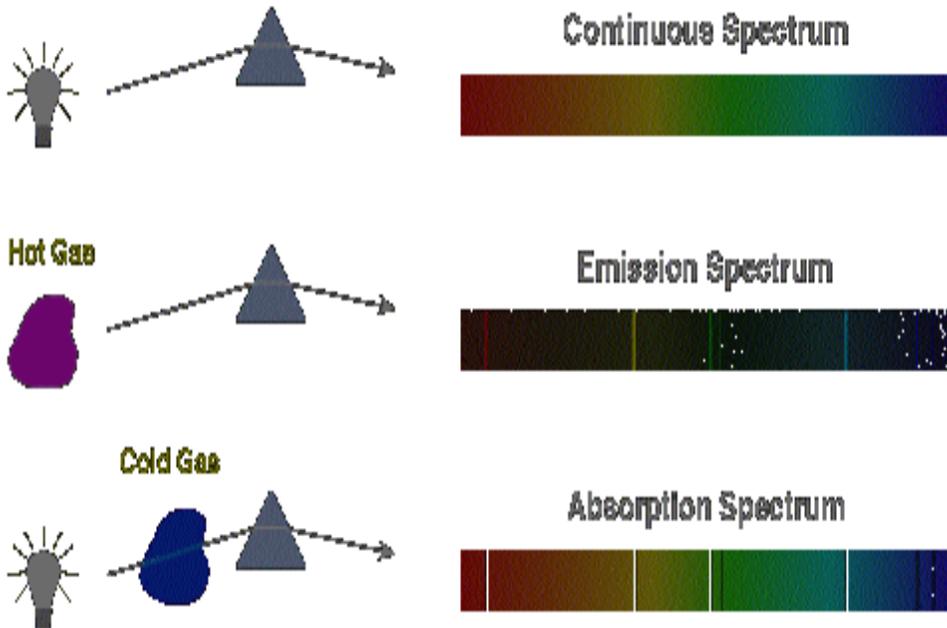


ويُطلق على دراسة الأطياف وتحليلها لفظ " التحليل الطيفي " بغض النظر عن المطياف المستخدم في هذه الدراسة سواءً كانت باستخدام الموشور أو السطح المتعرج...

وتستخدم هذه الأجهزة للحصول على الطيف في المناطق المختلفة سواءً كانت مرئية أم غير مرئية (دون الحمراء - فوق البنفسجية) وتستخدم الأفلام الفوتوغرافية وأجهزة إلكترونية أخرى لتسجيل الأطياف بهدف تحليلها وعمل دراسة تفصيلية عليها

وعقب تصميم وظهور المطياف في عام 1859 م أصبح من الممكن إجراء هذه الدراسة بحرص وعناية على الإشعاع الذي تطلقه ذرة مُثارة .. وألقت هذه الدراسة بالذات ضوءاً على نظام ترتيب الإلكترونات في الذرة ثم ربطها بالخواص الكيميائية والفيزيائية لتلك الذرة.

و لقد أعتد بور في دراسته لتركيب الذرة ووصوله إلى النموذج الذي وضعه لذرة الهيدروجين على دراسة الأطياف الذرية التي يمكن تقسيمها إلى ثلاثة أنواع:



Flam Spectra**أولاً: أطياف اللهب**

من المعروف أن بعض العناصر تكتسب عندما تسخن في لهب مصباح بنزن اللهب لوناً خاصاً مميزاً، ينشأ هذا اللون نتيجة لتأثير ذرات هذا العنصر بالطاقة الموجودة في لهب المصباح، لذلك كان طيف اللهب من الأطياف الذرية، فالصوديوم يكسب اللهب لوناً أصفر، والبوتاسيوم يكسب اللهب لوناً بنفسجياً...

وقد استعملت هذه الطريقة للكشف عن بعض العناصر في المواد، وتتلخص هذه الطريقة للكشف عن بعض العناصر في بعض المواد، وتتلخص هذه الطريقة بأن يعرض جزء صغير من المادة أو محلولها على طرف سلك من البلاتين للهب مصباح بنزن فيكتسب اللهب اللون المميز للعنصر إذا كان موجوداً في المادة والجدول التالي يبين الألوان المميزة لبعض العناصر:

K^+	Na^+	Li^+	الكاتيون لون الذهب
بنفسجي	اصفر ذهبي	احمر قمزي	
			

قد لا تستطيع العين المجردة تمييز هذه الألوان بدقة في بعض الأحيان إذ يصعب التمييز بين لهب الليثيوم والاسترانشيوم ، لذا يستعان في التغلب على ذلك بجهاز المطياف.

Emission Spectra

ثانياً: أطيف الإصدار" الانبعاث

تعطي العناصر عندما تمتص كمية كافية من الطاقة طيفاً يُسمى طيف الانبعاث فلو سُخن عنصر ما باللهب، أو بواسطة قوس كهربائي فإن الطاقة التي يمتصها هذا العنصر تؤدي إلى تهيج ذراته بمعنى أن هذه الطاقة التي سلطت على ذرات العناصر أدت إلى اختلاف مواضع الإلكترونات في تلك الذرات، أو بعبارة أخرى فإن ذرات العنصر تحتوي في الظروف العادية على أقل كمية من الطاقة فهي مستقرة، لذلك تُسمى هذه الحالة بحالة الاستقرار، أو الحالة الأساسية *Ground State* أما إذا

تعرضت لكمية من الطاقة فإن الإلكترونات وخصوصاً الموجودة منها بعيداً عن النواة تمتص كمية من هذه الطاقة مما يجعله يُقذف إلى مستوى طاقة أعلى من المستوى الذي كان عليه، وفي هذه الحالة يُقال أن الذرات في حالة تهيج

Excitation State وعندما تعود الذرات من حالة التهييج إلى حالة الاستقرار ثانية بعد زوال المؤثر الخارجي " الطاقة " فإنها تطلق الطاقة التي امتصتها على هيئة إشعاع يكون في بعض الأحيان في مجال الضوء المرئي وفي البعض الآخر يكون على هيئة إشعاع غير مرئي، وأياً كانت الحالة فإن الإشعاع المنطلق هذا يُسمى طيف الانبعاث، وإذا مر هذا الطيف خلال موشور مطياف فإنه يتحلل إلى مكوناته من موجات.

وهناك نوعان من طيف الإصدار " الانبعاث " هما :

طيف المستمر والغير مستمر " الطيف المتقطع "

1. الطيف المستمر



يتكون الطيف المستمر من حزمة غير متقطعة من ألوان وأطوال جميع الموجات المرئية وذلك مثل الطيف الذي تعطيه غالب المواد الصلبة عند درجات حرارة عالية " أبيض ساخن " .. فلا يمكن تحديد عدم غياب لون فراغات داكنة عند تحليل الضوء بالمطياف. ويمكن استخدام العناصر و المركبات ذات درجات الانصهار العالية كمصادر ملائمة للطيف المستمر. فيستخدم التنجستن في المصابيح الكهربائية للاضاءة ليلا.

2. الطيف المتقطع

يتكون طيف الإصدار غير المستمر لمادة من نمط لخطوط مضيئة على أرضية داكنة ويُسمى بخط الطيف المرئي الطيوف الخطية.

وقد أدى هذا إلى اكتشاف بعض العناصر ، من ذلك مثلاً أنه تم اكتشاف العناصر التالية ما بين سنة 1860 وسنة 1879:

الريبديوم والسيزيوم والثاليوم والإنديوم والجاليوم والأسكندنيوم ، وذلك لأن بعض المواد الخام أعطت عندما فحصت بواسطة المطياف خطوط لا تشبه خطوطاً العناصر المعروفة في ذلك الوقت، كما أن طيف الانبعاث أدى إلى اكتشاف غاز الهيليوم في الشمس عام 1868 ، ولم يعرف وجوده في الأرض إلا في عام 1895.

Absorption Spectra

ثالثاً : أطياف الامتصاص

تعطي معظم المواد الصلبة إذا سخنت إلى درجة حرارة عالية جداً لهبة بيضاء ساخنة ، وينطلق منها إشعاع طول موجته مساوي لطول موجة الضوء المرئي ، يؤلف هذا الإشعاع عادة طيفاً مستمراً فلا يشكل مناطق مظلمة.



للحصول على الطيف المستمر تستعمل العناصر أو المركبات ذات درجات الانصهار العالية ومن أهم هذه العناصر عنصر التنجستن ، المستعمل في مصابيح الإضاءة الكهربائية ، حيث يسخن بالكهرباء لدرجات حرارة عالية فيتوهج ويعطي الضوء الأبيض المعروف ذو الطيف المستمر ، والموجات

الكهرومغناطيسية .. إذ نفذ خلال مادة ما فإن بعض موجات هذا الطيف تمتص ، وتعتبر هذه الموجات الممتصة مميزة للمادة التي امتصتها ، وبعبارة أخرى ، فإن كل مادة تمتص موجات ذات أطوال معينة خاصة بها. أما الشكل الناتج للطيف بعد نفوذه فلا يبقى مستمراً إذ يتألف من خطوط لذلك يسمى بطيف الامتصاص.

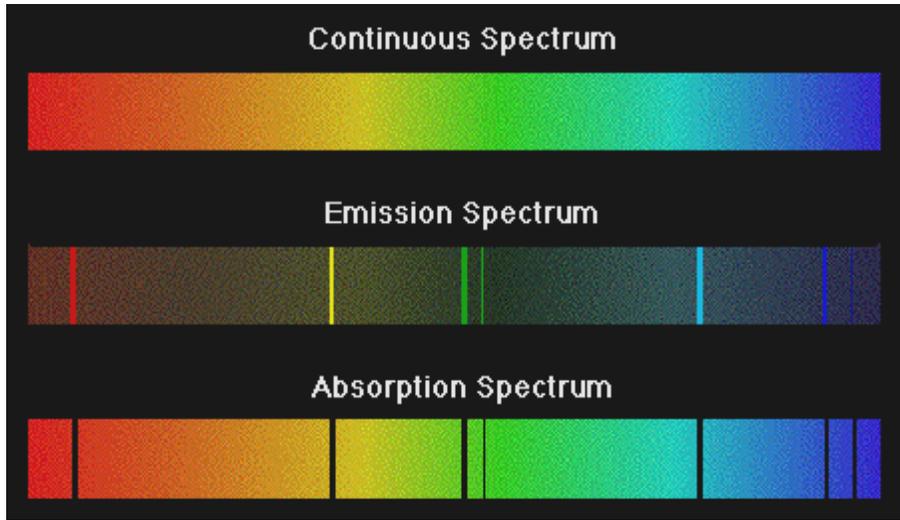
ويمتص الجو الغازي المحيط بالشمس قسماً من الطيف المستمر لها ، وقد لاحظ فرونهورف خطوطاً سوداء في طيف الشمس المستمر بسبب الغازات الموجودة في جو الشمس وسُميت بخطوط فرونهورف. ومن هذه الخطوط أمكن معرفة الغازات التي تمتص هذا الضوء.

ولقد أدت دراسة أطياف الانبعاث للغازات إلى تطوير طرق اختبار المواد المجهولة سواءً كانت سائلة أو غازية أو صلبة ملونة أو عديمة اللون إذ أنها تمتص موجات ذات أطوال معينة من الضوء الأبيض .

تمتص المواد الشفافة الملونة أطوال موجية معينة من الضوء المرئي وفي بعض الأحيان يحدث الامتصاص في منطقة فوق البنفسجي أو دون الحمراء.

والمواد التي لا تمتص الضوء الأبيض يمكن أن تمتص موجات ذات أطوال مميزة من الأشعة الحمراء أو فوق بنفسجية وهي طريقة أخرى لمعرفة وجود العنصر أو المركب في المادة.

ويمكن للأجهزة الإلكترونية الحديثة أن تسجل طيف الامتصاص ذاتياً كما يمكن من دراسة هذا الطيف معرفة المواد سواءً كانت عناصر أو مركبات وطريقة ارتباط العناصر ببعضها داخل المركبات.



ملحقات

Appendices

ملخص

✕ وحدات مشتقه وثوابت فيزيائية

✓ ثابت ريدبرج (R)

$$R = \frac{2\pi^2 Z^2 e^2 K_e^2 m}{h^2 c}$$

وبالنسبة للهيدروجين ، $Z = 1$ و $R = 1.0974 \times 10^7 m^{-1}$

✓ نصف قطر بوهر (r_1)

$$r_1 = \frac{h^2}{4\pi^2 Z e^2 m k_e}$$

وبالنسبة للهيدروجين ، $Z = 1$ و $r_1 = 0.53 \times 10^{-10} m$

✕ تعريفات ومبادئ اساسيه :

✓ السلاسل الطيفية لذرة الهيدروجين

تبعث ذرة الهيدروجين وتمتص الاشعاع الكهرومغناطيسي على هيئة سلاسل من الاطوال الموجيه تتحدد بالمعادله العامه التاليه :

$$\frac{1}{\lambda} = R \left(\frac{1}{i^2} - \frac{1}{j^2} \right)$$

والرمزان i و j يعبران عن اعداد صحيحه . ولكل سلسله من الاطوال الموجيه قيم محددة للعدد i . وللحصول على الاطوال الموجيه المنفردة في سلسله ما نضع قيما لعدد j بحيث تكون أرقاما صحيحه اكبر من i .

✕ خلاصه

تتحدد انصاف اقطار المدارات المستقره بالمعادله :

$$r_n = n^2 r_1$$

حيث n اى عدد صحيح و r_1 هو نصف القطر الأول لبوهر

تتخذ الالكترونات في ذرة بوهر الطاقات الكليه التي تحددها المعادله :

$$E_n = \frac{-Ze^2 k_e}{2r_n} = \frac{E_1}{n^2}$$

حيث $E_1 = \frac{-Ze^2 k_e}{2r_1}$ هي ادنى طاقه وتعرف بالحاله الارضييه .

✕ خلاصه

E_n هي مجموع طاقتي الحركة والوضع الكهربيه ، حيث تكون في كل مستوى

$$PE = \frac{-Ze^2k_e}{r_n} \text{ و } KE = \frac{+Ze^2k_e}{2r_n} \text{ طاقه}$$

عندما تكون E_n سالبه فان الالكترتون يكون في حاله مقيدة . وحتى يتحرر الالكترتون (بتأين الذرة) فان حدا ادنى من الطاقه الموجبه مساو للطاقه E_n لابد من تقدمه للالكترتون .

بالنسبه للهيدروجين ، $E_1 = 13.6 \text{ eV}$.

✕ الاعداد الكميه ومبدأ باولى للاستبعاد

الاعداد الكميه الاربعه هي التي تحدد حاله الكترتون ما في ذرة ما :

$$n = 1, 2, 3, \dots \quad \text{الرئيسي:}$$

$$l = 0, 1, 2, \dots, n-1 \quad \text{المدارى:}$$

$$m = 0, \pm 1, \pm 2, \dots, \pm l \quad \text{المغناطيسي:}$$

$$m = \pm \frac{1}{2} \quad \text{اللف:}$$

ينص مبدأ الاستبعاد على انه لا يمكن لاثنين من الالكترونات في ذرة واحدة ان يتخذا نفس الاعداد الكميه الاربعه ، اى انهما لا يستطيعان احتلال نفس الحاله في ذرة ما .

✕ خلاصه:

يحدد العدد الكمي الرئيسي طاقة الحالة . وحيث ان هناك عدة قيم ممكنه للاعداد l, m, m_s لكل فان n فان عدا من الالكترونات قد تتخذ نفس مقدار الطاقة دون احتلال نفس الحالة الكمييه .
يفسر مبدأ الاستبعاد ترتيب وتكافؤ الكترونات الحالة الارضييه بالجدول الدوري للعناصر .

تمارين

1. يبلغ نصف قطر نواة الذهب نحو $6 \times 10^{-15}m$ ونصف قطر ذرته نحو $0.150nm$. تخيل انك ترغب في رسم ذرة الذهب بمقياس رسم مناسب مستخدما نقطه قطرها $0.10mm$ لتمثل النواة . ما هي المسافه التي يجب ان ترسم عندها الحافه الخارجيه للذرة ، بعيدا عن مركز النقطه ؟
2. سددت حزمة منتظمة مكونه من 10.000 مقذوف ضئيل نحو نافذة مساحتها $0.5 m^2$ وكان جزء من زجاجها مكسورا ، وكانت مساحه الحزمة هي نفس مساحه النافذة . (أ) اذا لم ينفذ عبر النافذة سوى 800 مقذوف ، فما هي مساحه الفجوة في زجاج النافذة ؟ (ب) ثم ازيل الزجاج كله تماما وعلقت 400 كرة صغيرة من خيوط في فتحه النافذة ، فمر 9200 مقذوفا

من اصل 10.000 عبر النافذة في خطوط مستقيمه . كم تبلغ مساحه المقطع المستعرض لكل كرة تقريبا ؟ (ج) ما والشئ الذى يناظر الكرات الواردة في الجزء (ب) من تجريه رذرفورد ؟

3. لقد صوب رذرفورد ومساعدوه جسيمات الفا (شحنتها $q=2e$) نحو ذرات الذهب ($Z=79$). وكانت طاقه حركه بعض الجسيمات $4.8MeV$. (أ) ما هي طاقه وضع احد جسيمات الفا (بدلاله r) عند نقطه تبعد مسافه r من نواة الذهب ؟ ما هي اقصر مسافه يمكن لجسيمات رذرفورد ان تقترب بها من مركز نواة الذهب ؟ افترض ان نواة الذهب تظل ساكنه ، واهمل تأثيرات الالكترونات الذريه البعيده .

4. تبلغ كثافه الذهب $19.3g/cm^3$ وكتلته الذريه $197kg/mol$. (أ) ما هي كتله ذرة الذهب ؟ (ب) كم عدد ذرات الذهب في مساحه مقدارها $1cm^2$ من غشاء ذهبى سمكه $0.040mm$ ؟ (ج) قطر نواة الذهب نحو $10-14m$ ، فاذا افترضنا عدم وجود تراكب بين النوى فما هو الجزء من مساحه مقدارها $1cm^2$ سوف تغطيه انويه الذهب ؟ (د) واذا كان رذرفورد قد استخدم غشاء بهذا السمك ، فما هو كسر جسيمات الفا التي ستتحرف بشدة ؟

5. تخيل ان جسيمات الفا التي سرعتها $2.0 \times 10^7 m/s$ قد اطلقت على ذرات الرصاص ($Z=82$) الى اى مدى يمكن لجسيمات الفا ان تقترب من مركز نواة الرصاص ؟

6. ما هي مسافه ادنى اقتراب لجسيمات الفا التي سرعتها $1.8 \times 10^7 m/s$ من نواة النحاس ($Z=29$)؟
7. احسب نصف قطر مدار بوهر الأول والثانى والثالث لذرة الهيدروجين .
8. اثبت باستخدام النموذج شبه الكلاسيكي لذرة الهيدروجين ان سرعه الالكترن vn الموجود في مدار بوهر رقم n ، تعطى بالعلاقه $vn = 2\pi ke^2 / nh$.
9. احسب سرعه الالكترن المتوقعه كلاسيكيا في مدارى بوهر الأول والثانى . ثم قارن هاتين القيمتين بسرعه الضوء c .
10. احسب كميته التحرك الزاويه لالكترن في المدار الأول لبوهر .
11. ما هي طاقه حركه الكترن في المدارين الأول والثانى لبوهر في ذرة الهيدروجين ؟
12. احسب طاقه وضع الكترن في ذرة هيدروجين عندما تكون في حالتها الارضييه .
13. يدور الكترن في ذرة الهليوم وحيدة التأين حول النواة ذات الشحنة $+2e$. احسب نصف قطر بوهر الأول ($n = 1$) .
14. والثانى ($n = 2$) لهذا الايون .
15. احسب ادنى ثلاث مستويات طاقه لذرة الهليوم وحيدة التأين ، والتي وردت في المسأله رقم 13 .

16. تخيل ان الكترونا يدور حول نواة الهيدروجين داخل مدار دائرى نصف قطر $0.50 \times 10^{-10} \text{m}$. (أ) ما هي السرعه التي يتحرك بها الالكترتون اذا اعتبرنا ان قوة كولوم تمثل قوة الجذب المركزى ؟ (ب) ما هو تردد الالكترتون في هذا المدار ؟ (ج) ما هو الطول الموجى للاشعاع الذى يبثه هذا الالكترتون ، على أساس النظرية الكلاسيكيه .
17. هب ان لديك ذرة ليثيوم ثنائيه التآين ($Z=3$). (أ) احسب ادنى ثلاثه مستويات طاقه لهذا الايون . (ب) ما مقدار الطاقه اللازمه لازاله اخر الكترون من ذرة الليثيوم ثنائيه التآين ؟
18. تخيل ان ذرة النيتروجين ($Z=7$) قد انتزع منها سته الكترونات . احسب نصف قطر المدار الأول لبوهر وطاقه الحاله الارضييه ، والطاقه اللازمه لازاله اخر الكترون من هذه الذرة .
19. اعد المسأله رقم 18 بالنسبه للصوديوم ($Z=11$) الذى انتزع من ذرته عشرة الكترونات .
20. احسب الطول الموجى للخطوط الاربعه الأولى في سلسله بالمر .
21. قارن بين الطولين الموجيين للخطين الثالث عشر والرابع عشر في سلسله بالمر . ماذا تستنتج من هذه الأرقام ؟
22. قارن بين الطولين الموجين للخط السادس في سلسله بالمر والخط الأول في سلسله لييمان .

23. احسب الاطوال الموجيه للفوتونين اللذين لهما اقصر طول موجى واطول طول موجى في سلسه باشن .
24. قارن بين الطول الموجى للفوتون الذى له أطول طول موجى في سلسله بالمر والطول الموجى للفوتون الذى له اقصر طول موجى في سلسه باشن .
25. احسب طاقه الفوتون الذى اذا امتصته ذرة هيدروجين ، تسبب في انتقال الكترونى من الحاله الابتدائيه $n=2$ الى الحاله النهائيه $n=5$.
26. قذفت الكترونات طاقتها $10.9 eV$ نحو غاز من ذرات الهيدروجين . ما هو الطول الموجى للاشعاع الذى ينبعثبقوة من الغاز ؟
27. قذفتالالكترونات طاقتها $12.9 eV$ نحو غاز من ذرات الهيدروجين . ما هو الطول الموجى للاشعاع الذى ينبعث بقوة من الغاز ؟
28. اذا مر طيف مستمر خلال غاز هيدروجين غير ساخن ؟ فما هي الفوتونات التي لها اول ادنى خمس طاقات ، تمتص بواسطه الغاز ؟
29. تمر حزمة من ضوء فوق بنفسجى طولله الموجى $72nm$ خلال غاز من ذرات الهيدروجين غير المستثارة . فاذا اصطدم احد الفوتونات بذرة ما واطلق منها الكترونا ، فما هي طاقه حركه هذا الالكترن بمجرد تحرره من الذرة ؟ (هذا هو ما يسمى الأثر الكهروضوئي الذرى) .
30. تسقط حزمة من اشعه اكس التي طولها الموجى $5.0nm$ على غاز من ذرات الهيدروجين غير المستثارة فتقوم بانتزاع الالكترونات الذريه

الضوئية من ذرات الهيدروجين . (أ) ما هي طاقة الالكترونات المنتزعه ؟
(ب) وما هي سرعتها ؟

31. طاقة التأيين ذرات الهليوم غير المستثارة هي $24.6 eV$. تخيل ان اشعاعا فوق بنفسجى طوله الموجى $40nm$ يسقط على تلك الذرات . (أ) ما هي طاقة اسرع الكترون ينطلق من الذرات بواسطة الاشعاع فوق البنفسجى ؟
(ب) وما هي سرعه هذا الالكترون ؟

32. قذف غاز من ذرات الهيدروجين عند درجة حرارة الغرفة بواسطة حزمة من الالكترونات التي عجلت غير فرق للجهد مقدارة $13.3 V$. ما هو الطول الموجى للضوء الذى يشعه الغاز نتيجة لهذا القذف ؟

33. ما هو طول دى برولى الموجى لالكترون في مدار بوهر الرابع ؟

34. احسب عدد الالكترونات التي يمكن ان تتواجد في القشرات (أ) $n=3$ و (ب) $n=5$ في ذرة من نوع ذرات بوهر .

35. ما عدد القشرات الفرعية المداريه الممكنه بالنسبه للمستوى الذرى الذى يميزه العدد الكمى الرئيسى $n=3$ ؟

36. تعرف القشرة الفرعية الذريه على انها مجموعه الكترونات في ذرة ما ، يكون لها نفس العدد الكمى الرئيسى n والعدد الكمى المدارى l ، ولكن لها اعداد كميه مغناطيسييه m واعداد لف كميه m مختلفه . استخدم هذه الحقائق في إيجاد عدد الالكترونات التي توجد في القشرة الفرعية $n=3$ ، $l=2$ في الذهب .

37. ما عدد الحالات المغناطيسية الفرعية الممكنة في قشرة فرعية لها الاعداد الكمية $n=3$ ، $K=1$ ؟ وما عدد الالكترونات اللازمة للملئ هذه القشرة الفرعية ؟

38. لديك حالة من نوعيه بوهر ، عددها الكمي الرئيسي $n = 4$. ما عدد القيم الممكنة عند (أ) العدد الكمي المداري L و (ب) العدد الكمي المغناطيسي m ؟

39. ما عدد المجموعات المختلفه من الاعداد الكيه (L, m, ms) بالنسبه لالكترون عدده الكمي الرئيسي هو (أ) العدد الكمي المداري L و (ب) العدد الكمي المغناطيسي m ؟

40. هب ان لديك الكتروين موجودين في نفس النظام ويتخذ كل منهما الاعداد الكمية $n=3$ و $L=0$. (أ) تخيل ان لالكترونين لف ولكن مبدأ الاستبعاد غير مطب . كم عدد الحالات سيكون ممكنا بالنسبه لالكترونين ؟ (ب) ما عدد الحالات المسموح بها اذا كان مبدأ الاستبعاد مطبقا ؟

41. اعتبر نظاما ليس لالكترونات فيه لف ولهذا لا يوجد عدد كمي للف . كم عدد الالكترونات يمكن ان يوجد في الحالة التي عددها الكمي الرئيسي $n=3$ ؟

42. كون جدولا تبين فيه الاعداد الكمية لالكترونات المختلفه في ذرة الصوديوم ($Z=11$) .

43. اكتب قيم مجموعه الاعداد m, m, l, n بالنسبه لالكترونات ذرة الاكسجين $(Z=8)$.

44. اكتب مجموعات الاعداد الكمية لالكترونات ذرات (أ) النيون $(Z=10)$ و (ب) البوتاسيوم $(Z=19)$.

مسائل عامه وتخمينات

1. لماذا لا يقوم غاز الهيدروجين الذى يتم تحضيره في المعمل بالتوهج واطلاق الضوء ؟
2. هب ان لديك انبويه زجاجيه بها قطبان وطرفاها مسدودان باحكام . وان الغاز المحبوس بداخلها هو اما هيدروجين او هليوم . كيف تعرف نوع الغاز دون ان تكسر الانبويه ؟ ولو كان الغاز تحت ضغط مرتفع فما هي الصعوبات التي قد تواجهك ؟
3. عندما يخترق ضوء ابيض وعاء يحتوى على غاز الهيدروجين فان من المشاهد ان اطوال الموجات المناظرة لسلسله بالمر وكذلك المناظرة

- لسلسله ليमान يتم امتصاصها . ونستنتج من هذا ان الغاز ساخن جدا
 - لم خطر لنا هذا الاستنتاج ؟
4. يقع الكترونا ذرة الهليوم في نفس قشرة الطاقه ولكنهما يتجنبان بعضهما البعض الى درجه يصبح معها تفاعلها ذا اهميه ثانويه . ضع تقديرا لطاقه تأين الهليوم (بالالكترون فولت) ، اى للطاقه اللازمه لاقتلاع احد الالكترونين وتحريره ، ثم ضع تقديرا للطاقه اللازمه لاقتلاع وتحرير الالكترون الثانى . اى هاتين القيمتين اكثر وثوقا ويمكن الاعتماد عليها ؟
5. تبلغ طاقات التأين والصوديوم والبوتاسيوم 5.4 , 5.1 , $4.3 eV$ على الترتيب ، كما تكون تلك الطاقات في حاله الهليوم ، والنيون ، والارجون 24.6 , 21.6 , $15.8 eV$ على الترتيب . اشرح بطريقه وصفيه وفي اطار التركيب الذرى السبب في ان هذه القيم هي المتوقعه .
6. افترض ان كميته التحرك الزاويه لدوران الأرض حول الشمس تحقق شرط الرنين بالنسبه لموجات دى برولى $n\lambda_n = 2\pi a$ كم ستكون قيمه العدد الكمي n في هذه الحاله ؟ (يعتبر هذا مثالا على مبدأ بوهر للتناظر الذى ينص على حقيقه ان النظم الماكروسكوبيه (الكبيره) كلارض ، تناظر عادة اعدادا كميته كبيره جدا ولذلك فهى تتصرف بشكل كلاسيكي) .
7. ان ذرة هيدروجين ذات مدار قطرة عدة امدار ستتصرف - لاسيكيما - كهوائى الراديو وتبث اشعاعا ترددده يساوى تردد الكترون في المدار . ولا بد ان تتنبأ النظرية الموجيه بهذه النتيجة ، وذلك لانها تنطبق على هائيات

اللاسلكى مثلما تنطبق على الذرات . اثبت ان التردد المدارى للالكترتون

$$\text{يعطى: } f_{orb} = \frac{me^4}{4\epsilon_0^2 h^3 n^3} .$$

8. احسب التردد المنبعث من ذرة الهيدروجين عندما تهبط من الحالة n الى

الحالة $n = 1$. اثبت انه عندما يكون n كبيرا جدا ($n \gg 1$) فان هذا

التردد يكون هو نفسه التردد المدارى f_{orb} .

9. اعتبر الانتقالات الالكترونية الاربعة الممكنة التالیه لذرة الهيدروجين I)

(من $n = 2$ الى $n = 5$ ، (2) من $n = 3$ الى $n = 6$ ، (3) من $n = 7$ الى

$n = 4$ ، (4) من $n = 4$ الى $n = 1$. (أ) اى الانتقالات ينبعث منه فوتون

ذو أطول طول موجى ؟ (ب) عند اى انتقل تمتص الذرة اقصى طاقه ؟

10. تخيل ان نواة ذريه تتكون من بروتونات لا تفاعل بينها ، وانها تتحرك في

مسارات دائريه داخل النواة . وحيث ان نصف قطر النواة النموذجيه

الكبيرة نحو $5 \times 10^{-15} m$ ، فلنا ان نعتبر ان الجسيمات في الحالة

الارضيه سيكون نصف قطر مدارها $5 \times 10^{-15} m$. كم يجب ان يكون

طول دى برولى الموجى بالنسبه لبروتون في حاله رنين في مثل هذا المدار

وفي حالته الارضيه ؟ وما هي طاقه جزئ البروتون (بالالكترتون فولت eV)

؟اهمل تأثيرات النسبيه .

11. لجزئ البنزين محيط على هيئه شكل مسدس طول كل من اضلاعه

$0.140 nm$. وحيث ان للجزئ ثلاث روابط مزدوجه ، فلا يكون من غير

العقول ان نعتبر ان الكترونا واحد يستطيع في الجزئ ان يدور بحريه في

دائرة حول محيط الجزئ كما لو كان الكترونا حرا يتحرك في مسار

مسدس الشكل . وباستخدام الاستدلال المنطقى المبني على الرنين

والطول الموجي لدى برولى ، اثبت ان مستويات الطاقة لهذا الالكترن

لا بد وان تعطى (في ظل هذا التقريب) بالمعادله : $E_n = (7.1 \times$

$$10^{17}) \frac{n^2 h^2}{m}$$

12. مع اعتبار ان كل الكميات معبر عنها بوحدات *SI* . ولو ان نتيجه هذه

الحسابات صحيحة ، فعند اطول موجى علينا ان نتوقع امتصاص

حلقه البنزين للضوء ؟ وهل يتناقض هذا مع حقيقه ان البنزين سائل

رائق كالبللور ؟

13. (أ) احسب سرعه ارتداد ذرة هيدروجين نتيجه اطلاقها لفوتون طوله

الموجى $486nm$ ، وهو الخط الثانى في سلسله بالمر . (ب) اوجد نسبه

طاقه الارتداد هذه الى الفرق في الطاقه بين الحالتين تتسببان في ظهور

خط الانبعاث