محاضرات

فيزياء ذرية

لطلاب كلية التربية

أم.د/ عماد علي احمد عامر

د/ إيمان فؤاد السيد

2024-2023

المحتويـــــات

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

الموضوع	الصفحة
المعادلة الموجية (شرودنجر)	42
الأعداد الكميه ومبدأ باولى للاستبعاد	43
تحديد أعداد الكم	44
عدد الكم الرئيسى (n)	48
عدد الكم الثانوى (l)	48
عدد الكم المغناطيسى (m)	49
عدد الكم المغزلى (m_s)	50
التركيب الالكترونى للذرات	50
قواعد توزيع الإلكترونات فى مستويات الطاقة	52
مبدأ البناء التصاعدى	
قاعدة هوند	
التحقيقات العملية لتكميم مستويات الطاقة	
إثارة الذرات	
تجربة فرانك – هرتز	
الأطياف الذرية *Atomic Spectra*	
مما يتكون جهاز المطياف	58
أولاً : أطياف اللهب	61
ثانيا: أطياف الإصدار " الانبعاث".....	62
ثالثا: أطياف الامتصاص.....	64
ملحقات *Appendices*	
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) .

<u>رأي ديمقريط:</u>

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 فى القرن التاسع عشر فكرة ان العناصر الكيميائية تتركب من ذرات، إلا انهم كانونا يجهلون الكثير عن الذرات نفسها. وقد ساعدت كل هذه التصورات عن التركيب الذرى فى وضع نظرية الحركة فى الغازات ولقد أدت التفريغ الكهربي خلال الغازات الى اكتشاف الالكترون كاحد المكونات الاساسية لذرات جميع العناصر بواسطة العالم طومسون مما القى اول ضوء على التركيب الذرى. ورغم التطور الكبير الذي أداه " نيوتن " في إحياء النظرية الذرية الإغريقية وتطويرها إلا أنه يمكن اعتبار العالم الإنجليزي " جون دالتون " (1766 – 1844) أول من وضع النظرية الذرية على أسس علمية حديثة . وكان ذلك في 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 شفهياً 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 والظاهرات الكيميائية بدلالة هذا التصور الذري

فروض النظرية الذرية لدالتون:

1. المادة تتكون من دقائق تسمى الذرات.
2. الذرات مصمتة متناهية فى 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 قِبل 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 قِبل العالم الفرنسي " هنري بكريل " عام (1896) واكتشاف الإلكترون من قِبل 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.

نموذج طومسون للذرة *Thomson's Model of the Atom*

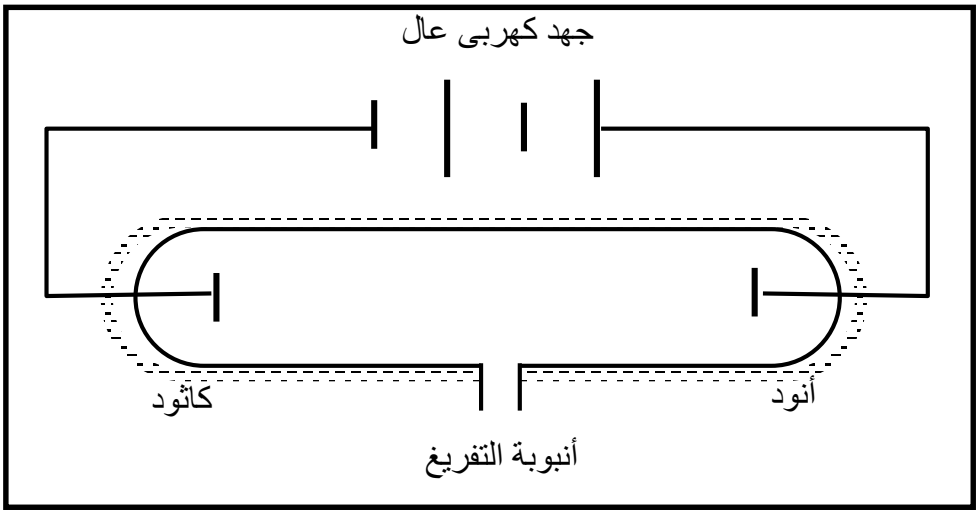
تقبل علماء الفيزياء في القرن التاسع عشر فكرة ان العناصر الكيميائية تتركب من ذرات, إلا انهم كانوا يجهلون الكثير عن الذرات نفسها. ولقد ادت دراسة التفريغ الكهربي الي اكتشاف الالكترون كأحد المكونات الأساسية لذرات جميع العناصر مما ألقي الضوء علي التركيب الذري. فالاكترونات تحمل شحنة كهربية سالبة وذرة العنصر متعادلة كهربيا, وهذا يتطلب احتواء الذرة علي شحنات كهربية موجبة تكفي للتعادل مع الشحنات السالبة للالكترون فكان من الضروري فهم شكل الذرة فأين وكيف تتوزع هذه الشحنة الموجبة؟ للإجابة على هذا السؤال اقترح عالم ذري أمريكي 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 التالي فوجد أن :

1. إذا فرغت االأنبوبة 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 فى خطوط مستقيمة.
3. لها تأثير حرارى.
4. تتأثر بكل من المجالين الكهربى والمغناطيسى.
5. سالبة الشحنة.
6. لا تختلف فى سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز مما يدل على أنه تدخل فى تركيب جميع المواد.

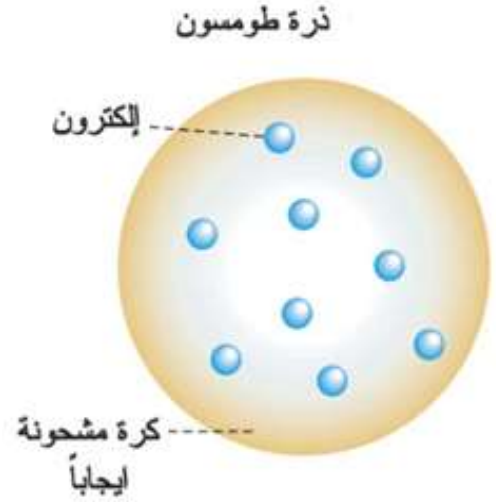
بالتالي أشعة المهبط هي سيل من الأشعة غير المنظورة تنتج من المهبط وتسبب وميضاً لجدار أنبوبة التفريغ. من هذه التجارب قدم العالم طومسون نظريته عن الذرة

- **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 كهربيا.
- 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.

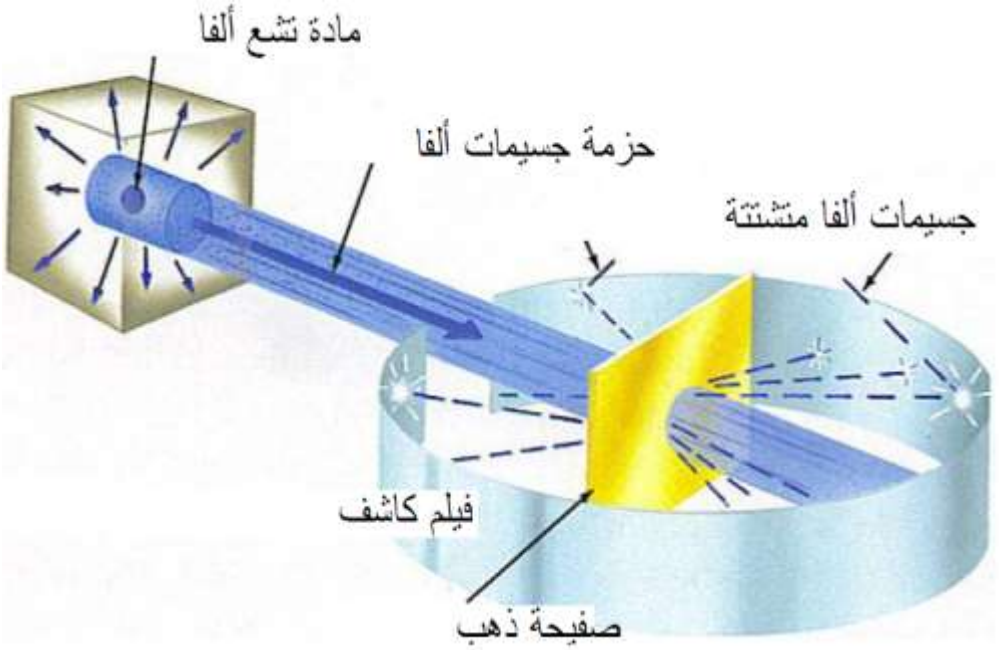
- **القصورفى نموذج طومسون :**

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

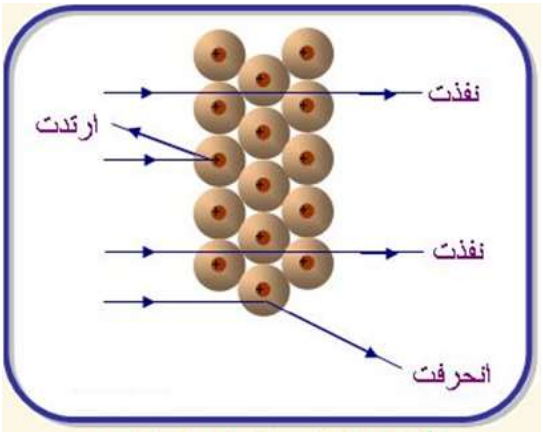
نموذج راذرفورد للذرة *Rutherford's Model of the Atom*

- **تجربة راذرفورد لمعرفة التركيب الذرى:**

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



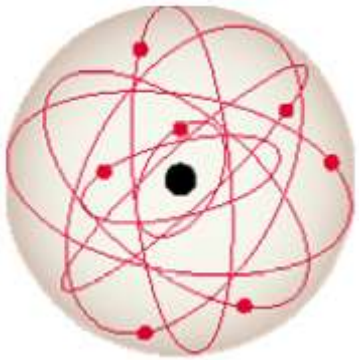
وقد فسر راذرفود نتيجة هذه التجربة على اساس ان داخل الذره يوجد جسيم صغير الحجم عليه شحنة موجبه داخل الذرة التى حجمها اكبر نسبيا. وقد سمى هذا الجسيم الموجب الشحنة نواة الذرة. وهذه النواة الموجبة الصغيرة الحجم داخل الذرة هى التى قد احدثت استطاره جسيمات α الى الخلف. اما الالكترونات فهى موجودة حول النواة وتشغل حيزا كبيرا بالنسبة لحجم النواة. ولكى يفسر عدم انجذاب الالكترونات الى جسم النواة اقتراح راذرفورد نموذجا ذريا شبيه بنظامنا الشمس فالالكترونات طبقا لهذا النموذج تدور حول النواة كما تدور الكواكب حول الشمس فى المجموعة الشمسية.



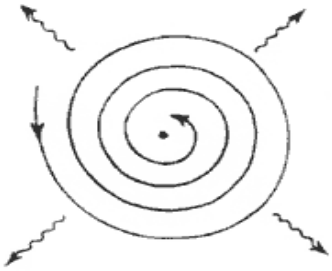
شكل تخطيطي يمثل تجربة رذرفورد

- **فروض نموذج راذرفورد**

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



الا ان نموذج راذرفورد وطبقا للفيزياء الكلاسكية وبالتحديد نظرية ماكسويل والتي تنص علي إذا تحرك جسم مشحون بشحنة كهربية فى مدار دائرى فإنه يفقد جزء من طاقته تدريجياً بانبعاث 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 رزرفورد في تفسير طيف ذرة الهيدروجين.

- **القصورفى نموذج راذرفورد :**

ومن هنا يمكننا ان نلخص القصور فى نموذج راذرفورد فى ثلاث بنود اساسيه كما يلى:

- 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 التى ترتبت على نموذج راذرفورد يمكن ان ننوجزها فى كالتالي:

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

وبعد ذلك أصبح المسرح معداً لبور ليجد حلا لمشكلة اندماج الالكترون فى النواة ومشكلة الاشعاعات المستمرة التى تنبعث من الذرة.

نموذج بورللذرة *Bohr's Model of the Atom*

كل النتائج التي اكتشفها العلماء حول الطيف الذري وفرضيات التي وضعها العالمان طومسون وراذرفورد كانت متوفرة للعالم بور وكان على نموذجه الذي وضعه ان يقدم حلاً للمشاكل التي واجهت النموذجين السابقيين 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 (L) *orbital angular momentum* يساوي عدد صحيح من ثابت بلانك مقسوم على 2π أي

$$L = \frac{nh}{2\pi} \quad \text{..... (1)}$$

where $n = 1,2,3,.....$

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

$$h\upsilon = E_i - E_f \quad .....(2)$$

- **فروض نموذج بور**

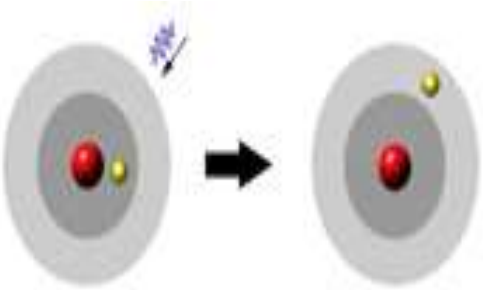
استخدم بور بعض فروض رذرفورد وهي:

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

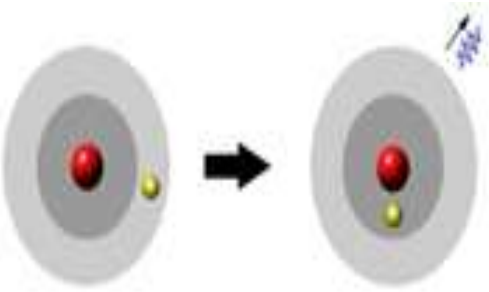
وأضاف بور الفروض التالية-:

- تدور الإلكترونات حول النواة حركة سريعة دون أن تفقد أو تكتسب طاقة.
- تدور الإلكترونات حول النواة فى 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 الرئيسى.
- فى الحالة المستقرة يبقى الإلكترون فى 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 فى المستوى الأعلى فى وضع غير مستقر فيعود إلى مستواه الأصلى, ويفقد نفس الكم من الطاقة الذى اكتسبه على هيئة طيف خطى مميز.
- تمتص كثير من الذرات كمات مختلفة من الطاقة فى 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).



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

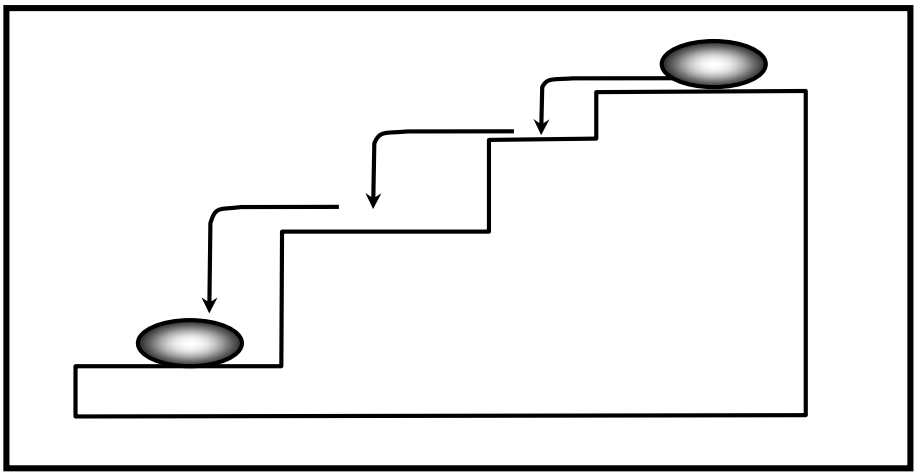


الكترون ينتقل من مدار ذو طاقة عالية إلى مدار ذو طاقة اقل وينطلق فوتون يحمل فرق الطاقة بين المستويين

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 وانبعاث 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 فى 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 فى أى مسافة بين مستويات الطاقة إنما يقفز قفزات محددة هى أماكن مستويات الطاقة.



☒ مزايا نموذج بور

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

☒ عيوب نموذج بور

- ✓ فشل فى تفسير طيف أى عنصر آخر غير الهيدروجين حتى أنه لم يستطع تفسير طيف ذرة الهيليوم التى تحتوى على إلكترونين.
- ✓ اعتبر الإلكترون مجرد جسيم مادى سالب ولم يأخذ فى الاعتبار أن له خواصاً موجية.
- ✓ افترض أنه يمكن تعيين كل من مكان وسرعة الإلكترون بكل دقة فى نفس الوقت وهذه يستحيل عملياً. لأن الجهاز المستخدم فى عملية رصد مكان وسرعة الإلكترون سوف يغير من مكانه أو سرعته.
- ✓ بينت معادلات نظرية "بور" أن الإلكترون عبارة عن جسيم يتحرك فى مدار دائرى مستوٍ 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 الالكترون 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 هى الا تبسيط مبالغ فيه لسلوك الالكترون فى ذرة الهيدروجين ، فعلى سبيل المثال ، لا يوجد سند لمفهوم بوهر عن المدارات الثابته . ومع ذلك فمستويات الطاقه للذرة قد تم التنبؤ بها بشكل صحيح فى اطار نظريه بوهر ، بل ان العدد الكمى الرئيسى n الذى اقترحه بوهر ذو اهميه عظيمه . وعلى الرغم من اننا لابد ان نتمسك دائما بتحفظاتنا على نموذج بوهر فى اذهاننا ، الا ان ذلك النموذج يوفر لنا اطارا للوصف المنهاجى للذرات ، ولذلك لا نكف عن الاشارة والرجوع اليه .

نظرية الكم لذرة الهيدروجين *Quantum theory of Hydrogen Atom*

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 الحفاظ على بقاء الإلكترون في مداره فإنه يقع تحت تأثير قوتين متساويتين في المقدار ومتعاكستين في الأتجاه (قوة كولوم وقوة الطرد المركزي).

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

ومنها نجد

$$Ze^2=4\pi\varepsilon_o mv^2 r \qquad \text{.....(3)}$$

حيث ان v هى سرعة الالكترون فى مداره حول النواة.

r نصف قطر المدار.

وباستخدام الفرضية الثانية لبور المتعلقة بالعزم الزاوى للالكترون حول النواة نجد أن

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

وكذلك

$$L = m v r$$

وبالتالي يكون

$$m v r = n\hbar$$

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

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

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

$$Ze^2 = 4\pi\varepsilon_o m v^2 r$$

$$= 4\pi\varepsilon_o \frac{n^2\hbar^2}{mr}$$

وبالتالى يكون نصف القطر للمدار

$$r = 4\pi\varepsilon_o \frac{n^2\hbar^2}{mZe^2} \qquad \text{.....(5)}$$

وسرعة الالكترون فى المدار هى

$$v = \frac{n\hbar}{mr} = \frac{1}{4\pi\varepsilon_o}\frac{Ze^2}{n\hbar} \qquad \text{.....(6)}$$

إن تكميم العزم الزاوي المداري للإلكترون حول النواة ادى إلى تكميم المدارات الممكنة للإلكترون حول النواة من خلال تحديد نصف قطر المدارات الممكنة للالكترون 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

$$r = 5.3x10^{-11}\ m = 0.5\ A$$

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

$$v = 2.2x10^{6}\ \ m/\sec$$

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

➢ إيجاد الطاقة الكلية للالكترون 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 الملانهاية) مع طاقة حركة الإلكترون.

The potential energy:

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

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

The kinetic energy(K):

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

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

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

اذن الطاقة الكلية تعطى من المعادلة

The total enery (E) :

$$\therefore \quad E = K + V =$$

$$= \left(\frac{1}{2}\frac{1}{4\pi\varepsilon_o}\frac{Ze^2}{r}\right) + \left(-\frac{1}{4\pi\varepsilon_o}\frac{Ze^2}{r}\right)$$

$$= \left(\frac{1}{4\pi\varepsilon_o}\frac{Ze^2}{r}\right)\cdot\left(\frac{1}{2}-1\right)$$

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

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

$$E = -\left(\frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_o}\right)\cdot\frac{1}{2r}$$

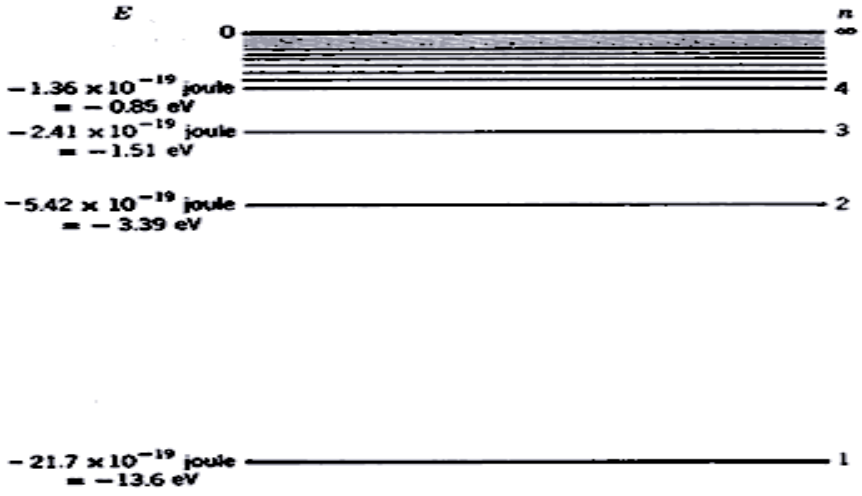
$$= -\left(\frac{Ze^2}{4\pi\varepsilon_o}\right)\cdot\frac{mZe^2}{2(4\pi\varepsilon_o)n^2\hbar^2}$$

$$= -\frac{mZ^2e^4}{2(4\pi\varepsilon_o)^2 n^2\hbar^2}$$

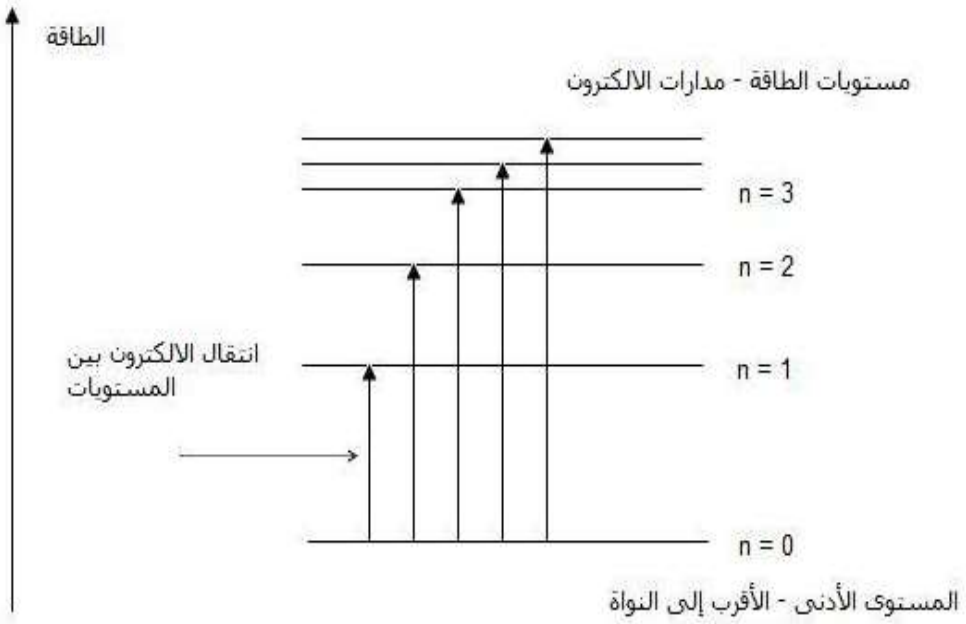
$$= -\frac{1}{(4\pi\varepsilon_o)^2}\frac{mZ^2e^4}{2\hbar^2}\frac{1}{n^2} \qquad \text{.....(7)}$$

المعادلة (7) توضح تكميم الطاقة والمخطط التالى يوضح مستويات الطاقة المكممة لذرة الهيدروجين حيث القيم الواردة على يمين المخطط تبين العدد الكمى 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 عندماتؤول n إلى المالانهاية. 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 الهيدوجين يكون فى المستوى $n=1$ وبالتالي لانتزاع 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:

$$E = -2.17x10^{-18}\ j = -13.6\ \ eV$$

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

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

➢ 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:

$$h\upsilon = E_i - E_f$$

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

$$\upsilon = \frac{1}{h}\left(E_i - E_f\right)$$
$$= \left(\frac{1}{2\pi\hbar}\right).\frac{1}{\left(4\pi\varepsilon_o\right)^2}\frac{mZ^2e^4}{2\hbar^2}\left[\frac{1}{n_f^2}-\frac{1}{n_i^2}\right]$$
$$= \frac{1}{\left(4\pi\varepsilon_o\right)^2}\frac{mZ^2e^4}{4\pi\hbar^3}\left[\frac{1}{n_f^2}-\frac{1}{n_i^2}\right]$$

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

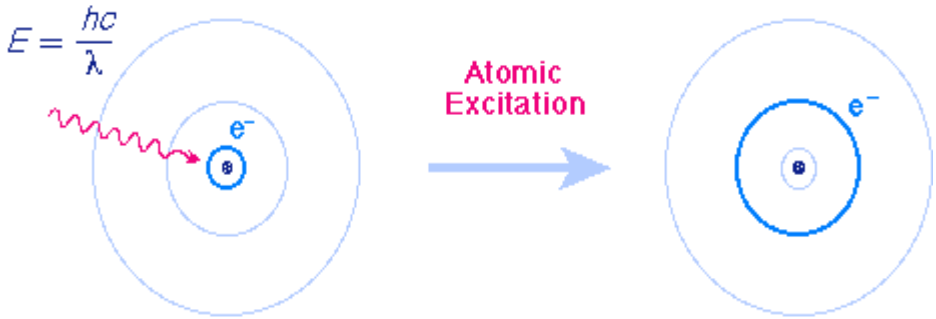
$$\because \nu = \frac{c}{\lambda} \quad , k = \frac{1}{\lambda} \quad \Rightarrow \quad \therefore k = \frac{\nu}{c}$$

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

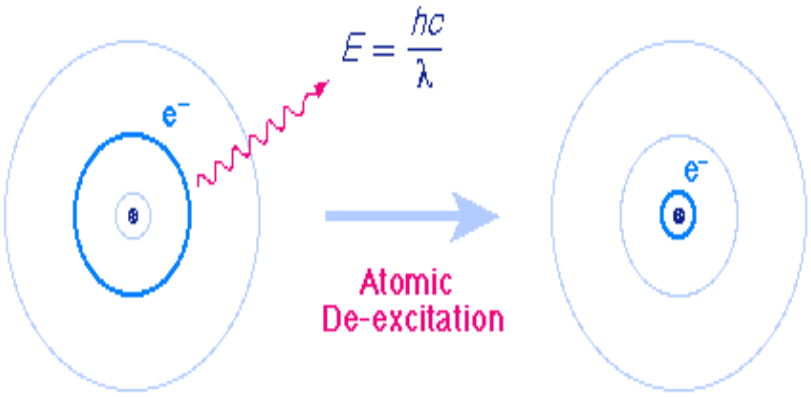
تعد المعادلتان (7) و (8) اهم استنتاجين لنموذج بور وباستخدام هاتين المعادلتين يمكن شرح الطيف الكهرومغناطيسي المنبعث من ذرة الهيدروجين.

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

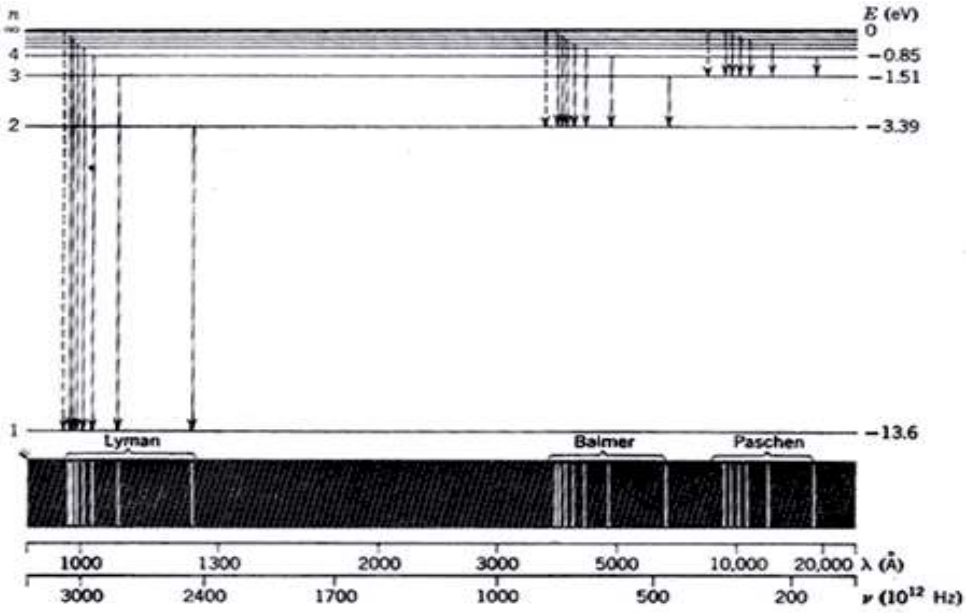
(2) عند اثارة ذرة الهيدروجين باستخدام على سبيل المثال التفريغ الكهربي *electric discharg* فإن الإلكترون في المستوى $n=1$ سوف يكتسب طاقة نتيجة التصادمات فينتقل إلى مستوى طاقة أعلى $n>1$ وهنا تصبح ذرة الهيدروجين مثارة *excited state*.



(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 مرحة 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 سلسة 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 إلى المستوى $n_f=2$ فتسمى *Balmer series* والانتقالات إلى المستوى $n_f=3$ تسمى *Paschen series* والانتقالات إلى $n_f=4$ تسمى *Brackett series* والانتقالات إلى $n_f=5$ 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 الفوق 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 ايضا ولكن فقط في حالة الامتصاص لايمكن ان نلاحظ عمليا سوى مجموعة *Lyman* لان الامتصاص يعتمد على الالكترونات في مستوى الطاقة الأدني وعند درجات الحرارة العادية تكون كل الإلكترونات في المستوى $n=1$.

النظرية الذرية الحديثة

قامت على ثلاثة فروض هى

- 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 مادى له خواص موجية. يصاحب حركة أى جسيم مثل الإلكترون أو النواة أو الجزئ حركة موجية تسمى الموجات المادية

الموجات المادية:- تختلف عن الموجات الكهرومغناطيسية فى:

- ✓ 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:

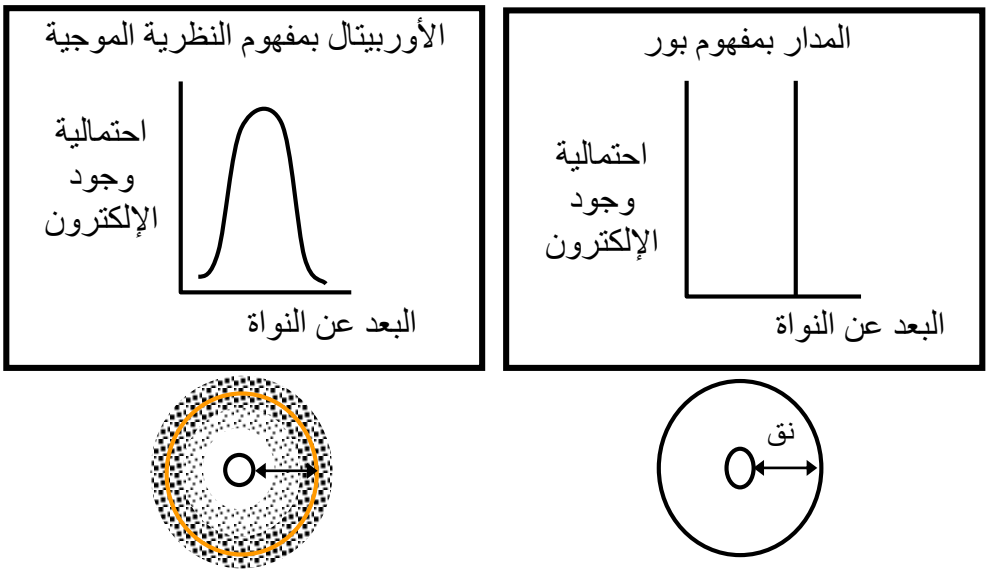
أن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معاً فى وقت واحد يستحيل عملياً وإنما التحدث بلغة الاحتمالات هو الأقرب إلى الصواب حيث يمكننا أن نقول من المحتمل بقدر كبير أو صغير وجود الإلكترون فى هذا المكان.

3. المعادلة الموجية لـ "شرودنجر"

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

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

السحابة الإلكترونية: هى المنطقة التى يحتمل تواجد الإلكترون فيها فى كل الاتجاهات والأبعاد حول النواة.



الأعداد الكميه ومبدأ باولى 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 . وتتراوح قيمه العدد الصحيح n من 1 الى ما لانهايه كلما اتخذت الذرة قيما مسموحا بها مختلفه للطاقه .وعلى الرغم من توصلنا الى هذه النتيجه باستخدام نموذج بوهر ، الا ان الصورة الموجيه التي تقوم على حل معادله شرودنجر ، تؤدى الى نفس النتيجه . ونرى من ثم ان العدد n ، يمثل بارمترا أساسيا وضروريا لوصف اله ذرة الهيدروجين . وكما ذكرنا من قبل فانه يسمى العدد الكمى الرئيسى . وهو يميز مستوى الطاقه الذى 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 الموجى بالنسبه لنفس قيمه العدد الكمى الرئيسى . وتنص النظريه الموجيه على ان هناك عددين كميين اخرين لابد من تقديمهما حتى يتم تحديد رنين موجى معين داخل الذرة . ويرتبط احد هذين العددين ، وهو العدد الكمى المدارى ، بكميه التحرك الزاويه لالكترون بوهر في مدارة . ويمثل هذا العدد بالحرف ι ويمكن ان يتخذ قيما صحيحه تبدأ من 0 حتى $(n-1)$.فعندما يكون $n=1$ ،

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

اما العدد الكمى الثالث فيسمى العدد الكمى المغناطيسي ، ml ، ويمكن ان يتخذ القيم$\pm l0,$ . ... $\pm 2,\pm 1$. ويصف هذا العدد الاتجاهات الممكنه لكميه التحرك الزاويه للالكترون عندما يتواجد في مجال مغناطيسي خارجى . وعندما يكون $n=4$ ، مثلا ، فان اكبر قيمه ممكنه للعدد lهي3 ، ويتخذ العدد ml القيم $\pm 3, \pm 2 \pm 1,$. وبعبارة أخرى ، فعندما يكون الالكترون في مستوى الطاقه المناظر للعدد $n=4$ ، فان هناك سبعه مدارات ممكنه للعدد $l = 1$ ، ومدار واحد للعدد $l = 0$. اى ان الذرة يمكن ان تتواجد في (16) تشكيل الكترونى رنيني مختلف ، عندما توجد في مستوى الطاقه $n=4$.

وفى الختام ، هناك شرط كمى للالكترون نفسه ، فهو يمتلك عزما مغناطيسيا صغيرا بفضل كونه جسيما مشحونا يدور حول نفسه في حركه مغزليه . ولا يتخذ عزمة المغناطيسي سوى اتجاهين فقط بالنسبه لمجال مغناطيسي خارجى : فهو اما موز له او مواز ومضاد . ويمكننا تمييز هذين الوضعين بان تعين للالكترون عدد لف كمى m_s، ذي قيمتين ممكنتين هما $\pm 1/2$ ، وتمثل الاشارتان الاتجاهين المتاحين وهما الاتجاة الموازى والاتجاة الموازى والمضاد . ويلخص الجدول $1-27$ الاعداد الكيه الاربعه اللازمة لوصف حاله الكترون في ذرة ما . وسوف نطلق على كل مجموعه مكونه من الاربعه اعداد الكميه ، حاله الكترونيه للذرة . وسنرى على الفور ان هناك مبدأ بالغ الاهميه . ينطبق على سلوك الالكترونات في الحالات المتاحه .

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 . لكى يتمكن من تعين حالات محددة للالكترونات المختلفه في الذرات عديدة الالكترونات بشكل صحيح .

لايمكن لالكترون في ذرة ما ان يتخذا نفس مجموعه الاعداد الكميه الاربعه اى انه لا يمكن لالكترون ان يتواجدا في نفس الحاله . هذا هو المبدأ أساسي 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 هى:-

1- عدد الكم الرئيسى *(n)*.

2- عدد الكم الثانوى *(l)*.

3- عدد الكم المغناطيسى *(m)*.

4- عدد الكم المغزلى (m_s).

➢ عدد الكم الرئيسى (n)

[1] يستخدم فى تحديد

(أ) رقم مستويات الطاقة الرئيسية.

(ب)عدد الإلكترونات التى يتشبع 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 فى أقل الذرات المعروفة وهى فى الحالة المستقرة سبع مستويات وهى:

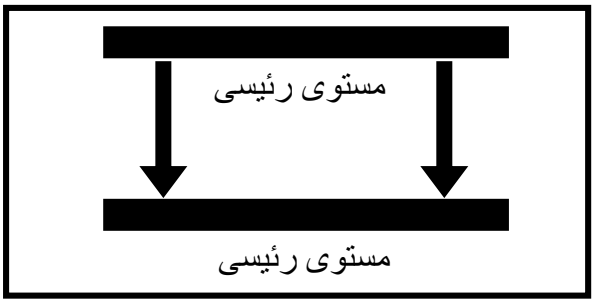
K	L	M	N	O	P	Q
1	2	3	4	5	6	7

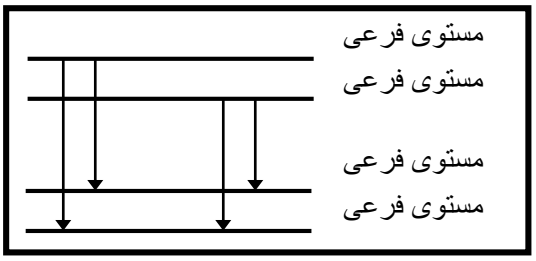
ولا تنطبق العلاقة $2n^2$ على المستويات بعد الرابع حيث تصبح الذرة غير مستقرة إذا زاد عدد الإلكترونات بمستوى طاقة عن 32 إلكترون.

المستوى الأساسى	الرقم (n)	عدد الإلكترونات التى يتشبع بها $(2n^2)$
K	1	$2\times 1^2 = 2$
L	2	$2\times 2^2 = 8$
M	3	$2\times 3^2 = 18$
N	4	$2\times 4^2 = 32$

➢ 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)*

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

- تختلف المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسى عن بعضها البعض فى 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.

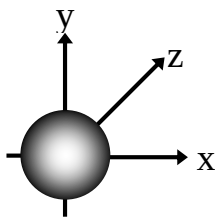
➢ عدد الكم المغناطيسى *(m)*

يستخدم فى تحديد:

- عدد أوربيتالات كل مستوى فرعى (أعداد فردية)
- الاتجاه الفراغى للأوربيتالات.

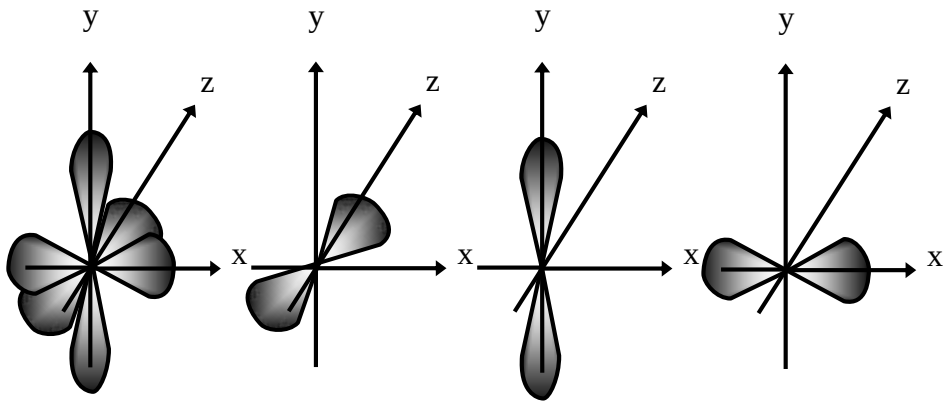
المستوى الفرعى	*s*	*p*	*d*	*f*
عدد الأوربيتالات	1	3	5	7
عدد الإلكترونات	2	6	10	14

- *[s]* أوربيتال واحد كروى متماثل حول النواة.

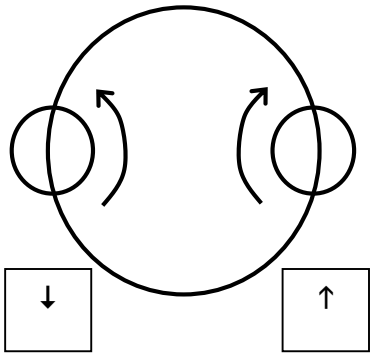


- *[p]* ثلاثة أوربيتالات متعامدة *[px, py, pz]*.

حيث تأخذ الكثافة الإلكترونية لكل أوربيتال منها شكل كمثرتين متقابلتين عند الرأس فى نقطة تنعدم عندها الكثافة الإلكترونية.



➢ عدد الكم المغزلى *(ms)*



يستخدم فى تحديد:-

نوعية حركة الإلكترون المغزلية فى الأوربيتال فى 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 فى الأوربيتال الواحد؛ نتيجة لدوران الإلكترون حول محوره يتكون له مجال مغناطيسى فى اتجاه عكس اتجاه المجال المغناطيسى للإلكترون الثانى [↓↑] وبذلك تقل قوى التنافر بين الإلكترونيين.

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 الالكترونى للذرات

لم نتناول حتى الان – باهتمام – سوى ذرة بها الكترون واحد فحسب ، وهى قد تكون ذرة هيدروجين ، او ذرة هليوم وحيدة التاين ، او ذرة ليثيوم ثنائيه التأين ، 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 التي تحيط بالنواة ، حيث لكل قيمه من العدد n قشرة مصاحبه له . وسنعتبر – بالاضافه الى ذلك – ان نفس حالات الرنين التي اوجدناها للذرة ذات الالكترون الأوحد ، يمكن اجراؤها وصفيا لذرات اكثرتعقيدا . ومعنى هذا ، اننا سنستخدم الحالات الالكترونيه التي تتحدد بالاعداد الكميه الاربعه.

ان السؤال الذى يطرح نفسه الان هو : " كيف تقوم الالكترونات بترتيب انفسها في الحالات المختلفه ، عندما يكون بالذرة اكثر من الكترون ؟ " ان ذرةالكربون – مثلا – لديها سته الكترونات ، ففي اى مستويات الطاقه والحالات الالكترونيه هلى هذه الالكترونات ان تتواجد ؟ نستطيع الاجابه على هذا السؤال باستخدام اقواعد الثلاث التاليه والتي سبق وان تعرفنا عليها :

ان عدد الالكترونات في ايه ذرة متعادله ، يساوى العدد الذرى Z لتلك الذرة .

جميع الالكترونات في ذرة غير مستثارة ، موجودة في ادنى حالات ممكنه للطاقه . ويقال عندئذ ان للذرة في حالتها الارضيه .

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

هيا بنا الان نستخدم هذه القواعد لكى نعين التركيب الالكترونى للذرات غير المستثارة في الجدول الدورى .

الهيدروجين ($Z = 1$)

سيتواجد الالكترون المنفرد لهذة الذرةفى المستوى $n = 1$ ، وو ادنى مستوى ممكن للطاقه ، 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 كميه غير متطابقه كما هو موضح في الجدول 2-27 ، الذى تندرج به مجموعات الاعداد الكميه الممكنه فقط بالنسبه للمستوى $n = 1$. ولا يمكن لاى الكترون ثالث ان يتواجد في هذا المستوى . ويطلق علي كل قيمه للعدد n قشرة طاقه ، ويقال ان القشرة $n = 1$ تكون ممتلئه اذا احتلها الكترونان فحسب .

الليثيوم ($Z = 3$)

لهذة الذرة ثلاثه الكترونات ولذلك لابد للالكترون الثالث من ان يتجه الى اعلى قشرة طاقه تاليه ، اوالتى 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 بالترون واحد في التفاعلات الكيميائيه بسهوله ويسر .. ولذلك يطلق على الليثيوم ، عنصرا احادى التكافؤ حسب المصطلحات الكيميائيه (اوالذى تكافؤ واحد) .

الذرات التي لها قيم Z اكبر من 3

هناك عدد قليل من المجموعات الممكنه من الاعداد الكميه عندما تكون $n = 2$ وستجد انها ثماني مجموعات اذا قمت بعدها (انظر الجدول 4-27) .
ومعنى ذلك ان القشرة $n = 2$ يمكن ان يتواجد فيها ثمانيه الكترونات . اى ان القشرة لن يمتلئ تماما الى ان نصل الى العنصر $Z = 10$ وهو النيون ، الذى يعد خاملا من الناحيه الكيميائيه لان قشراته ممتلئه . والعنصر الذى يأتي بعدة هو الصوديوم $Z = 11$ ، وذرته احاديه التكافؤ لان الكترونها الحادى عشر سيكون وحيدا بالقشرة $n = 3$ ومن السهل ابعادة 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 الطاقه صغير نسبيا عند قيم n الكبيرة . وفى هذه الحالات قد تؤدى التنافر بين الالكتروانت المختلفه في الذرة – أحيانا- الى وجود طاقات من الكبر بحيث تلغى تأتير فروق الطاقه الموجودة بين القشرات وعلى الرغم من ظهور هذه المشكله ، يظل مفهوم القشرة – كما ثبت ذلك مفيدا للاعتبارات الوصفيه .

مثال توضيحى

طبق مبدأ باولى لاستبعاد لكى تعين التوزيع الالكترونى في الحاله الارضيه للارجون ($Z = 18$) والروبيديوم ($Z = 37$) .
استدلال منطقى : تستوعب القشرتان $n = 1$ و $n = 2$ الكترونين وثمانيه الكترونات على الترتيب ، وبذلك تكون عشر الكترونات متواجد في هاتين القشرتين في كل من الارجون والروبيديوم . بالنسبه للقشرة $n = 3$ سيكون هناك ثماني عشرة (18) مجموعه مستقله من الاعدادالكميه ، كما هو موضح في الجدول 5-27 ، ولذلك ستملا الالكترونات الثمانيه المتبقيه للارجون القشرتين الفرعيتين $\iota = 0$ و $\iota = 1$ بالمستوى $n = 3$ وعندما

تقوم الالكترونات في الحاله الارضيه 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 الكميه مثل الكترونات الارجون الثمانيه عشر . ثم تملا الالكترونات العشرة التاليه القشرة الفرعيه $n = 3, \iota = 2$. وهكذا يتبقى تسع الكترونات لابد لها ان تذهب الى المستوى $n = 4$ ، بحيث يحتل اثنان منها القشرة الفرعيه $n = 4$ ، بحيث يحتل اثنان منها القشرة الفرعيه $n = 4$ $\iota = 0$,

قواعد توزيع الإلكترونات فى مستويات الطاقة

يتم توزيع الإلكترونات على أساسين هما

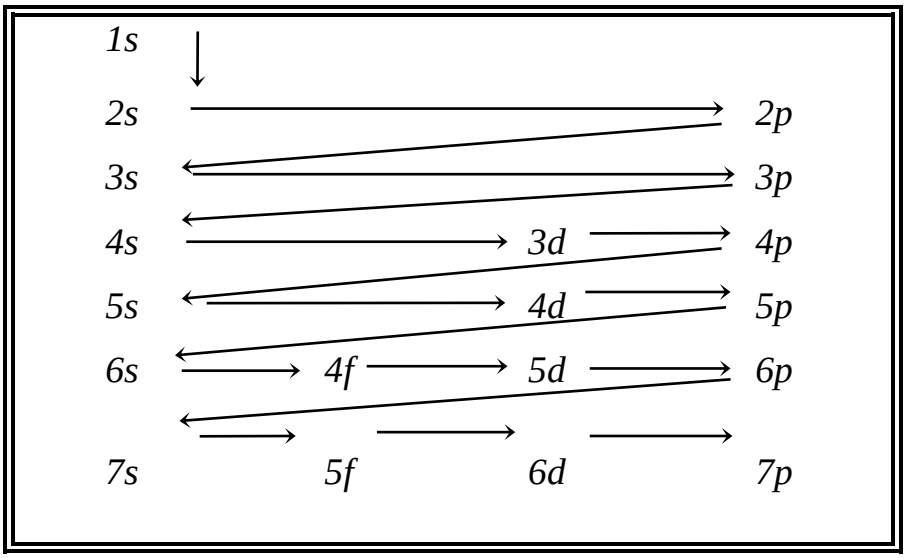
- مبدأ البناء التصاعدى
- قاعدة هوند

➢ أولا: مبدأ البناء التصاعدى:

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

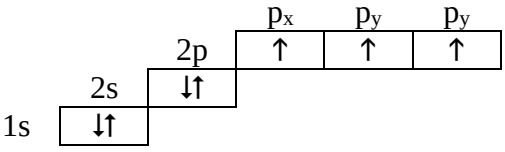


➢ ثانيا: قاعدة هوند

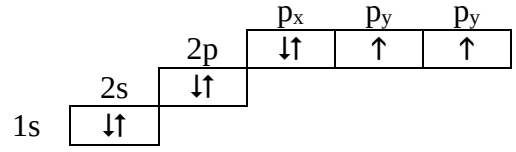
لا يحدث ازدواج لإلكترونين فى مستوى طاقة فرعى معين إلا بعد أن تشغل أوربيتالاته فرادى أولاً لأن ذلك أفضل له من جهة الطاقة.

أمثلة:

$_7N$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^3$



$_8O$	$1s^2 - 2s^2 - 2p^4$



فى ذرة $_8O$ يفضل الإلكترون الرابع أن يزدوج مع إلكترون آخر فى نفس المستوى الفرعى عن الدخول فى أوربيتال مستقل فى 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 فى 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 والتصادمية .....الخ. ولكن ما هو مفهوم الإثارة الذرية؟ الإثارة تعني انتقال أحد الالكترونات (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 الطاقيين وإلا فإن العملية لا تحصل ويعقب عملية

الامتصاص عملية الإصدار كما ذكرت أعلاه.

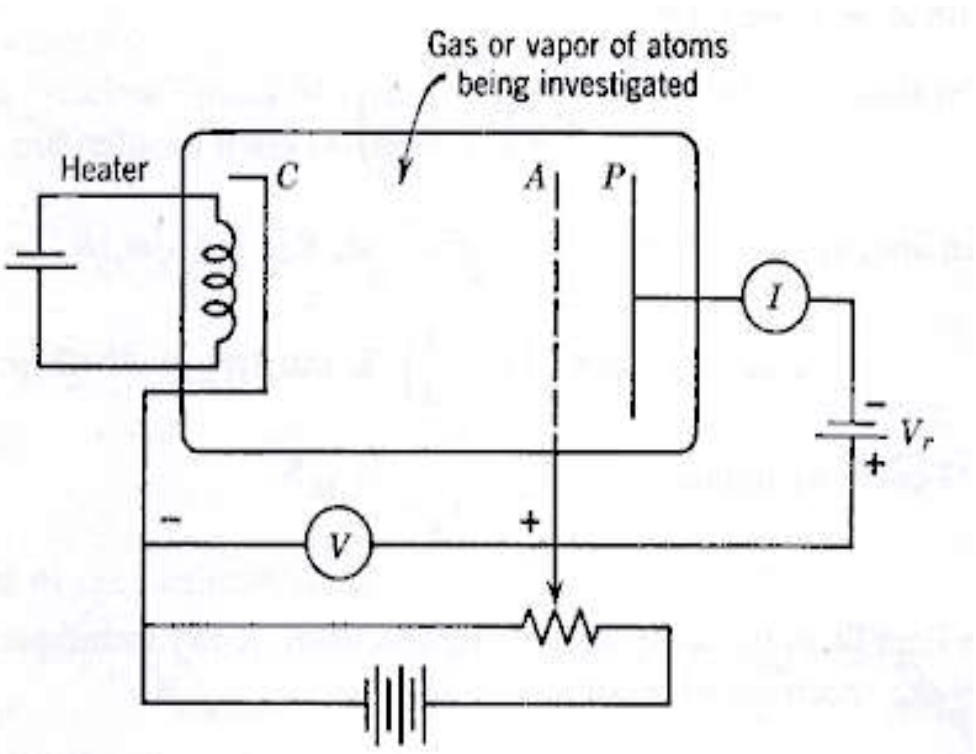
ويجب التمييز بين الإثارة والتأين الذي يعني اقتلاع إلكترون بشكل نهائي من الذرة لتصبح بشكل أيون.وما يهمنا في دراسة الطيف أن لا نجعل الذرة أثناء تعريضها للمؤثرات الخارجية أن تصل إلى درجة التأين، وإلا سوف نفشل في كشف مستويات الطاقة.

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

- 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 الجسيمين بعد الصدم ليست نفسها ، حيث يخسر أحدهما جزء من طاقته للجسم الأخر.

➢ تجربة فرانك – هرتز *The Franck - Hertz Experiment*

من نتائج نموذج بور تبين ان مستويات الطاقة للذرة مكممة 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 مكممة، ولاجراء تجربة عملية لاثبات ان مستويات الطاقة في الذرة مكممة قام العالمان فرانك وهيرتز 1914 بتصميم تجربة كما في الشكل التالي:



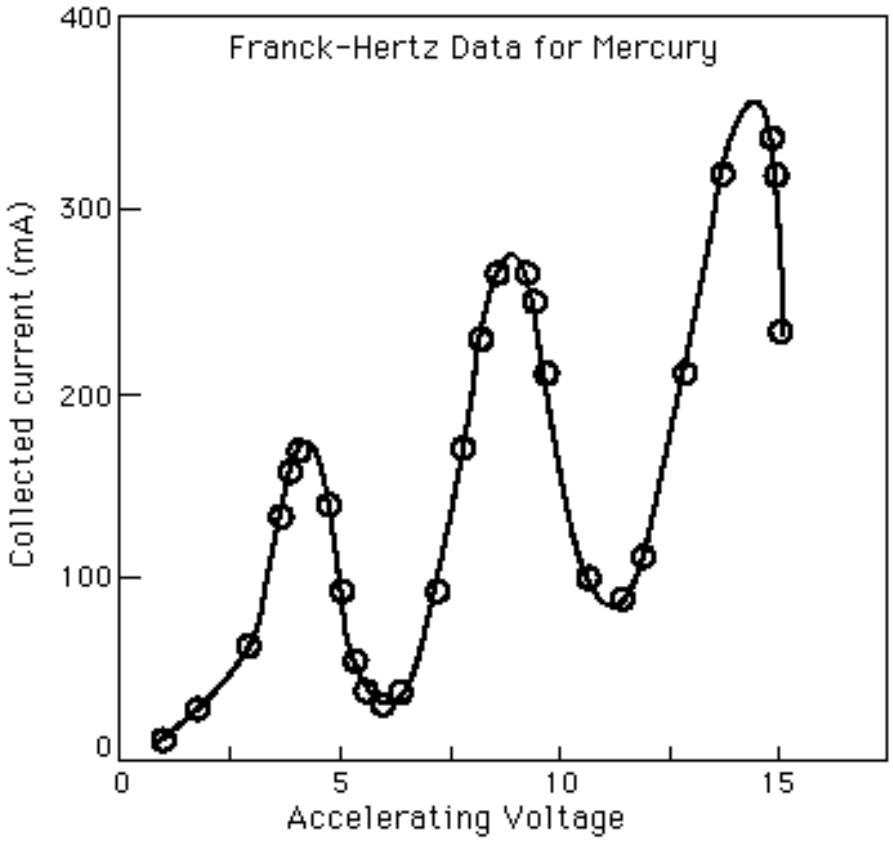
والتي تتكون من انبوبة مفرغة من الهواء وبها ذرات من الزئبق *Hg* عند ضغط منخفض، على الجانب الأيسر من الأنبوبة مصدر الكتروي عبارة عن فتيلة تسخن بمرور التيار الكهربي وينطلق منها الكترونات باتجاه الكاثود ذو الجهد السالب ليعمل على تعجيل الإلكترونات باتجاه الأنود ذو الجهد الموجب، ويتم التحكم بطاقة التعجيل من 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 الألكترونات التي تصطدم بذلك اللوح.

<u>آلية عمل الإلكترونات لإثارة الذرات في التجربة:</u> عندما نزيد فرق الجهد بصورة تدريجية تتسارع الالكترونات المنبعثة من الفتيل متوجهة نحو المصعد (الشبكة ذات الجهد الموجب) فنلاحظ زيادة شدة التيار حيث أن الالكترونات ذات الطاقة العالية تنفذ من الشبكة وتصل إلى المجمع (*Collector*). وزيادة التيار تشير إلى أن التصادم بين ذرات الزئبق والالكترونات 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 لامرن *inelastic collisions*) إلى أن تصل إلى جهد أخر 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:



شدة التيار كدالة فى الجهد فى تجربة فرانك ـ هيرتز

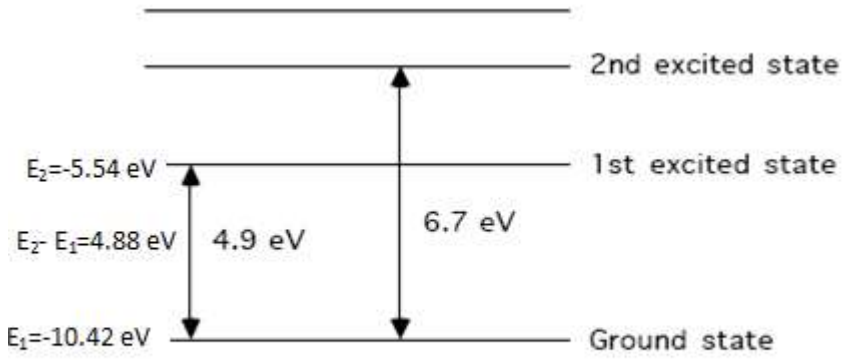
<u>كيف نفسر ما سبق؟</u> إن الالكترونات في بداية الأمر تتصادم مع ذرات الزئبق ولكن الطاقة التي تملكها لا تؤهلها لإثارة الذرة لان طاقتها أقل من فاصل

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 اللامرن 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 اللامرن 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 اللامرن 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 النظرى 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 التالى يبين توزيع مستويات الطاقة لذرة الزئبق.

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



مخطط مستويات الطاقة لذرة الزنبق

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

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

$$\lambda = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{12400\ eV.A^o}{4.9\ eV} = 2537A^o$$

إن عدم استقرار الإلكترون في المستوي الأعلى (الحالة المثارة) يجعله يعود إلى وضعه الأساسي بإطلاق فوتونا من المفترض أن تكون طاقة هذا الفوتون الصادر مساوية تماما إلى الطاقة التي اكتسبها الإلكترون إثناء عملية التصادم.

لقد ظهر الخط الطيفي ذي الطول ألموجي 2537 أنجستروم في تجارب الأطياف الذرية وحسبت طاقته فوجد أنها تساوي إلى 4.9 إلكترون فولت ،وفي تجربة فرانك هرتز ظهر الفاصل الطاقي 4.9 إلكترون ، لو كان الطيف مستمرا لحصلنا عل 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 (مكمم) وهذا ما نريد الوصول إليه.

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

الأطياف الذرية

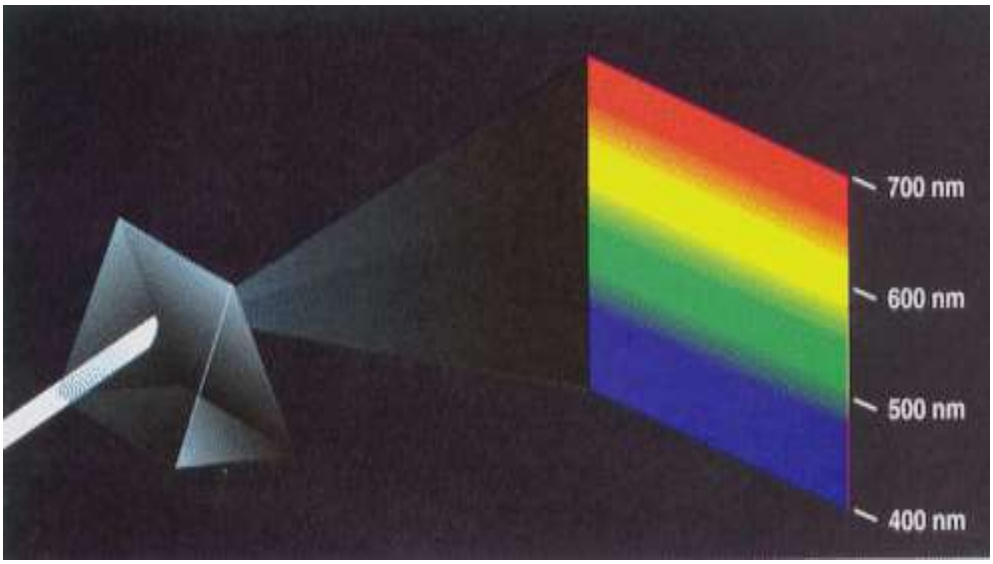
Atomic Spectra

يعرف الطيف على انه هو نتيجة تشتّت 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 او الاسبكترومیتر.

مما يتكون جهاز المطياف ؟؟؟

يتكون القسم الداخلي للمطياف " القلب " من منشور زجاجي ينكسر الضوء المار خلاله .. ويكوّن 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.

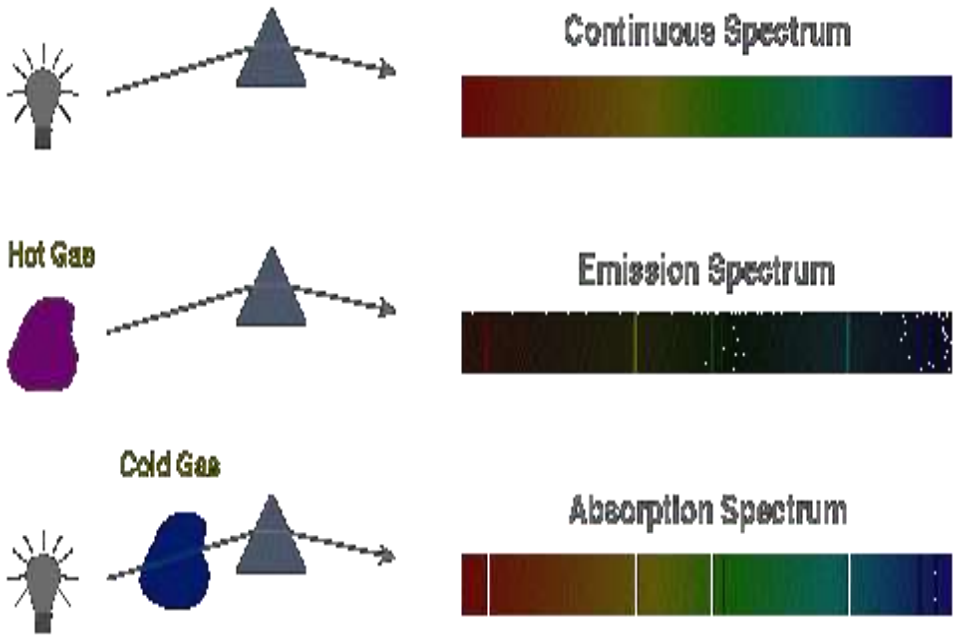


ويُطلق على دراسة الأطياف وتحليلها لفظ " التحليل الطيفي " بغض النظر عن المطياف المستخدم في هذه الدراسة سواءً كانت باستخدام الموشور أو السطح المتعرج...

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



أولاً : أطياف اللهب *Flam Spectra*

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، وتتخلص 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:

الكاتيون	Li^+	Na^+	K^+
لون اللهب	احمر قرمزي	اصفر ذهبي	بنفسجي

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

ثانياً : أطياف الإصدار" الانبعاث *Emission Spectra*

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 التهيج 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 والأسكنديوم ، 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.

ثالثاً : أطياف الامتصاص *Absorption Spectra*

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 فرونهوفر خطوطاً سوداء في طيف الشمس المستمر بسبب الغازات

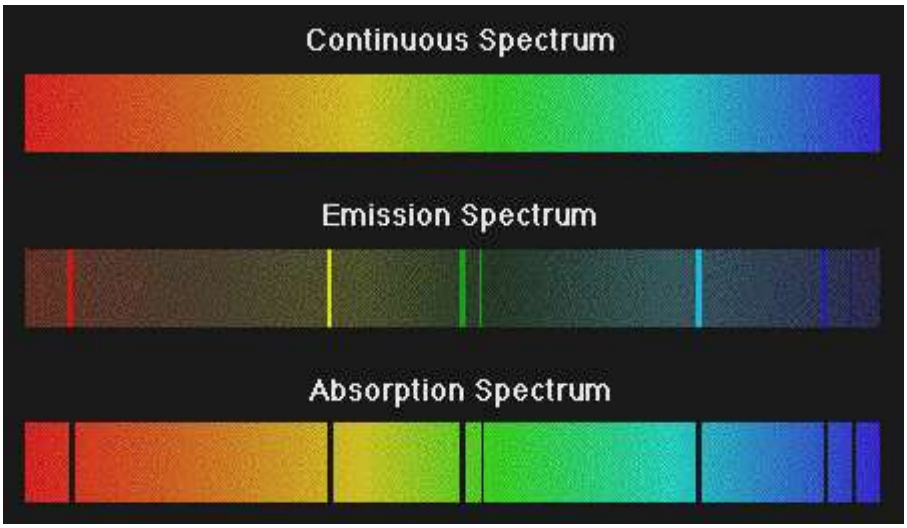
الموجودة في جو الشمس وسُميت بخطوط فرونهوفر. ومن هذه الخطوط أمكن معرفة الغازات التي تمتص هذا الضوء.

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 اطوال مميزة من الأشعة الحمراء أو الفوق 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.


Continuous Spectrum
Emission Spectrum
Absorption Spectrum

ملحقات

Appendices

ملخص

☒ وحدات مشتقه وثوابت فيزيائيه

✓ ثابت ريدبرج (R)

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

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

✓ نصف قطر بوهر $(r1)$

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

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

☒ تعريفات ومبادئ اساسيه :

✓ السلاسل الطيفيفه لذرة الهيدروجين

تبعث ذرة الهيدروجين وتمتص الاشعاع الكهرومغناطيسي على هيئه 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 المستقرة 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 :

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

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

☒ خلاصه

E_n هي مجموع طاقتى الحركه والوضع الكهربيه ، حيث تكون في كل مستوى طاقه $KE = \frac{+Ze^2k_e}{2r_n}$ و $PE = \frac{-Ze^2k_e}{r_n}$.

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

بالنسبه للهيدروجين ، $E_1 = 13.6\ e\ V$.

☒ الاعداد الكميه ومبدأ باولى للاستبعاد

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

الرئيسي : $n = 1,2,3,....$

المدارى : $l = 0,1,2,....n-1$

المغناطيسي : $m=0,\pm 1 \pm 2, ... +l$

اللف : $m = \pm \frac{1}{2}$

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

☒ خلاصه :

يحدد العدد الكمى الرئيسى طاقه الحاله . وحيث ان هناك عدة قيم ممكنه للاعداد l , m, m_s لكل فان n فان عدا من الالكترونات قد تتخذ نفس مقدار الطاقه دون احتلال نفس الحاله الكميه .

يفسر مبدأ الاستبعاد ترتيب وتكافؤ الكترونات الحاله الارضيه بالجدول الدورى للعناصر .

تمارين

1. يبلغ نصف قطر نواة الذهب نحو $6\times1015m$ 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 $0.5\ m2$ 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 تجربه رذرفورد ؟

3. لقد صوب رذرفورد ومساعدوة جسيمات الفا (شحنتها $q=2e$) نحو ذرات الذهب ($Z=79$) . وكانت طاقه حركه بعض الجسيمات $4.8MeV$. (أ) ما هى 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 البعيدة .

4. تبلغ كثافه الذهب $19.3g/cm3$ وكتلته الذريه $197kg/mol$. (أ) ما هي كتله ذرة الذهب ؟ (ب) كم عدد ذرات الذهب في مساحه مقدارها $1cm2$ 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 $1cm2$ سوف تغطيه انويه الذهب ؟ (د) واذا كان رذرفورد قد استخدم غشاء بهذا السمك ، فما هو كسر جسيمات الفا التي ستنحرف بشدة ؟

5. تخيل ان جسيمات الفا التي سرعتها $2.0\times107m/s$ 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 $1.8\times107m/s$ 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 الالكترون vnالموجود في مدار بوهر رقم n ، تعطى بالعلاقه $vn=2\pi ke^2/nh$.

9. احسب سرعه الالكترون المتوقعه كلاسيكيا في مدارى بوهر الأول والثانى . ثم قارن هاتين القيمتين بسرعه الضوء c .

10. احسب كميه التحرك الزاويه لالكترون في المدار الأول لبوهر .

11.ما هي طاقه حركه الكترون في المدارين الأول والثانى لبوهر في ذرة الهيدروجين ؟

12.احسب طاقه وضع الكترون في ذرة هيدروجين عندما تكون في حالتها الارضيه .

13.يدور الكترون في ذرة الهليوم وحيدة التأين حول النواة ذات الشحنه $+2e$. 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 $0.50\times10\text{-}10m$. (أ) ما هي السرعه التي يتحرك بها الالكترون اذا اعتبرنا ان قوة كولوم تمثل قوة الجذب المركزى ؟ (ب) ما هو تردد الالكترون في هذا المدار ؟ (ج) ما هو الطول الموجى للاشعاع الذى يبثه هذا الالكترون ، على أساس النظريه الكلاسيكيه .

17.هب ان لديك ذرة ليثيوم ثنائيه التأين ($Z=3$) .(أ) احسب ادنى ثلاثه مستويات طاقه لهذا الايون . (ب) ما مقدار الطاقه اللازمة لازاله اخر الكترون من ذرة الليثيوم ثنائيه التأين ؟

18.تخيل ان ذرة النيتروجين ($Z=7$) قد انتزع منها سته الكترونات . احسب نصف قطر المدار الأول لبوهر وطاقه الحاله الارضيه ، والطاقه اللازمة 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 ليمان .

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 سلسهباشن .

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 $10.9\ e\ V$ نحو غاز من ذرات الهيدروجين . ما هو الطول الموجى للاشعاع الذى ينبعثبقوة من الغاز ؟

27.قذفتالكترونات طاقتها $12.9\ e\ V$ 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 طوله الموجى $72nm$ خلال غاز من ذرات الهيدروجين غير المستثارة . فاذا اصطدم احد الفوتونات بذرة ما واطلق منها الكترونا ، فما هي طاقه حركه هذا الالكترون بمجرد تحررة 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 الضوئيه من ذرات الهيدروجين . (أ) ما هي طاقه الالكترونات المنتزعه ؟ (ب) وما هي سرعتها ؟

31.طاقه التأين ذرات الهليوم غير المستثارة هي $24.6\ e\ V$. تخيل ان اشعاعا فوق بنفسجى طوله الموجى $40nm$يسقط على تلك الذرات . (أ) ما هي طاقه اسرع الكترون ينطلق من الذرات بواسطه الاشعاع فوق البنفسجى ؟ (ب) وما هي سرعه هذا الالكترون ؟

32.قذف غاز من ذرات الهيدروجين عند درجه حرارة الغرفه بواسطه حزمة من الالكترونات التي عجلت غبر فرق للجهد مقدارة $13.3\ V$. ما هو الطول الموجى للضوء الذى يشعه الغاز نتيجه 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 الفرعيه المداريه الممكنه بالنسبه للمستوى الذرى الذى يميزة العدد الكمى الرئيسي $n=3$ ؟

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

37.ما عدد الحالات المغناطيسيه الفرعيه الممكنه في قشرة فرعيه لها الاعداد الكميه $n=3$ ، $K=1$ ؟ وما عدد الالكترونات اللازمة لملئ هذه القشرة الفرعيه ؟

38.لديك حاله من نوعيه بوهر ، عددها الكمى الرئيسي $n = 4$. ما عدد القيم الممكنه عند (أ) العدد الكمى المدارى L و (ب) العدد الكمى المغناطيسي m؟

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

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

41.اعتبر نظاما ليس للالكترونات فيه لف ولهذا لا يوجد عدد كمى للف . كم عدد الالكترونات يمكن ان يوجد في الحاله التي عددها الكمى الرئيسي $n=3$ ؟

42.كون جدولا تبين فيه الاعداد الكميه للالكترونات 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 الكميه لالكترونات ذرات (أ) النيون ($Z=10$) و (ب) البوتاسيوم ($Z=19$) .

مسائل عامه وتخمينات

1. لماذا لا يقوم غاز الهيدروجين الذى يتم تحضره في المعمل بالتوهج واطلاق الضوء ؟
2. هب ان لديك انبوبه زجاجيه بها قطبان وطرفاها مسدودان باحكام . وان الغاز المحبوس بداخلها هو اما هيدروجين او هليوم . كيف تعرف نوع الغاز دون ان تكسر الانبوبه ؟ 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 ليمان يتم امتصاصها . ونستنتج من هذاان 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 تفاعلهما ذا اهميه ثانويه . ضع تقديرا لطاقه تأين الهليوم (بالالكترون فولت) ، اى للطاقه اللازمة لاقتلاع احد الالكترونين وتحريرة ، ثم ضع تقديرا للطاقه اللازمة لاقتلاع وتحرير الالكترون الثانى .اى هاتين القيمتين اكثر وثوقا ويمكن الاعتماد عليها ؟

5. تبلغ طاقات التأين والصوديوم والبوتاسيوم *4.3 e V , 5.1 , 5.4* على الترتيب ، كما تكون تلك الطاقات في حاله الهليوم ، والنيون ، والارجون *15.8 e V , 21.6 , 24.6* على الترتيب . اشرح بطريقه وصفيه وفى اطار التركيب الذرى السبب في ان هذه القيم هي المتوقعه .

6. افترض ان كميه التحرك الزاويه لدوران الأرض حول الشمس تحقق شرط الرنين بالنسبه لموجات دى برولى $n\lambda_n = 2\pi\tau a$. كم ستكون قيمه العدد الكمى n في هذه الحاله ؟ (يعتبر هذا مثالا على مبدأ بوهر للتناظر الذى ينص على حقيقه ان النظم الماكروسكوبيه (الكبيرة) كلارض ، تناظر عادة اعدادا كميه كبيرة جدا ولذلك فهى تتصرف بشكل كلاسيكي) .

7. ان ذرة هيدروجين ذات مدار قطرة عدة امتار ستتصرف – لاسيكيا – كهوائى الراديو وتبث اشعاعا ترددة يساوى تردد الكترون في المدار . ولابد ان تتنبأ النظريه الموجيه بهذة النتيجه ، وذلك لانها تنطبق على هائيات اللاسلكى مثلما تنطبق على الذرلات . اثبت ان التردد المدارى للالكترون يعطى : $f_{orb} = \frac{me^4}{4\epsilon_0^2 h^3 n^3}$.

8. احسب التردد المنبعث من ذرة الهيدروجين عندما تهبط من الحاله *n* الى الحاله *n = 1* . اثبت انه عندما يكون *n* كبيرا جدا (*n>>1*) فان هذا التردد يكون هو نفسه التردد المدارى *forb* .

9. اعتبر الانتقالات الالكترونيه الاربعه الممكنه التاليه لذرة الهيدروجين (*1*) 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 $5\times10^{-15}m$ ، فلنا ان نعتبر ان الجسيمات في الحاله الارضيه سيكون نصف قطر مدارها $5\times10^{-15}m$. كم يجب ان يكون طول دى برولى الموجى بالنسبه لبروتون في حاله رنين في مثل هذا المدار وفى حالته الارضيه ؟ وما هي طاقه جزئ البروتون (بالالكترون فولت eV) ؟اهمل تأثيرات النسبيه .

11. لجزئ البنزين محيط على هيئه شكل مسدس طول كل من اضلاعه $0.140nm$. 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 المبنى على الرنين والطول الموجى لدى برولى ، اثبت ان مستويات الطاقه لهذا الالكترون لابد وان تعطى (في ظل هذا التقريب) بالمعادله :$E_n = (7.1 \times 10^{17}) \frac{n^2h^2}{m}$

12. مع اعتبار ان كل الكميات معبر عنها بوحدات SI . ولو ان نتيجه هذه الحسابات صحيحه ، 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