مقرر

فيزياء ذرية

الفرقة .....الثانية

شعبة...الطبيعة والكيمياء

أستاذ المقرر

د/ سحر النوبي ابراهيم

قسم الفيزياء – كلية العلوم بقنا

العام الجامعي

2023-2022

بيـــانـــات أساسية

الكلية: التربية

الفرقة: الثانية

التخصص: طبيعة وكيمياء

عدد الصفحات: 63

القسم التابع له المقرر : قسم الفيزياء

محتوي الكتـــاب

الفصل الاول

1. تركيب الذرة Atom Structure 6
مقدمة..... 6
1.1. التصور القديم لتركيب الذرة..... 6
رأي ديمقريط:..... 6
رأى فلاسفة الإغريق: 7

رأى أرسطو: 7
رأى بويل: 7
رأى نيوتن: 8
1.2. ذرة دالتون Dalton's Atomic 8
فروض النظرية الذرية لدالتون: 9
1.3. رأى وليم براون: 9
1.4. الإلكترون 10
متى تم إكتشافه ؟ 10
كيف اكتشف الإلكترون ؟ 11
1.5. نموذج طومسون للذرة .Thomson's Model of the Atom 12
اكتشاف أشعة المهبط (الإلكترونات): 12
خواص أشعة المهبط: 13
فروض نموذج طومسون: 14
القصور فى نموذج طومسون: 15
1.7.تعيين شحنة الإلكترون (الشحنة النوعية للإلكترون) 15
1- تجربة طومسون 15
2- طريقة آخرى لحساب e/m 18
3- تجربة ميليكان .Milikan Exp. 19
الجهاز المستخدم 20
1.8.نموذج راذرفورد للذرة Rutherford's Model of the Atom 25

تجربة راذرفورد لمعرفة التركيب الذرى:..... 25
فروض نموذج راذرفورد 26
القصور فى نموذج راذرفورد: 27
1.9.نموذج بور للذرة Bohr's Model of the Atom..... 28
فروض نموذج بور..... 29
مزايا نموذج بور 32
عيوب نموذج بور 32

الفصل الثاني

النظرية الذرية الحديثة..... 35
1- الطبيعة المزدوجة للإلكترون..... 35
2- مبدأ عدم التأكد لـ "هايزنبرج" 35
3- المعادلة الموجية لـ "شرودنجر" 36
الأعداد الكميه ومبدأ باولى للاستبعاد..... 36
1. عدد الكم الرئيسى (n)..... 39
2. عدد الكم الثانوى (l): 41
3. عدد الكم المغناطيسى (m) 42
4. عدد الكم المغزلى (ms) 43

الفصل الثالث

التركيب الالكترونى للذرات 45
1- الهيدروجين (Z = 1) 46

2- الهليوم (Z = 2) 46
3- (Z = 3) 46
4- الذرات التي لها قيم Z اكبر من 3 47
قواعد توزيع الإلكترونات فى مستويات الطاقة..... 48
أولا: مبدأ البناء التصاعدى:..... 49
ثانيا: قاعدة هوند 49
التحقيقات العملية لتكميم مستويات الطاقة..... 51
إثارة الذرات Exciting atoms 51
تجربة فرانك – هرتز The Franck - Hertz Experiment .. 52
الفصل الرابع
الأشعة السينية X-rays..... 58
مقدمة 58
خواص الأشعة السينية:..... 60
الخواص الفيزيائية:..... 60
الخواص الكيميائية:..... 60

الفصل الاول

1.تركيب الذرة Atom Structure

مقدمة

الفيزياء الذرية هو فرع من فروع الفيزياء الذي يهتم بدراسة الذرّة وبنيتها من نواة والغلاف الإلكتروني، كما يهتم بدراسة التآثرات بين الذرات والأيونات مع الذرات أو الأيونات المجاورة، وكذلك بتأثير الأمواج الكهرومغناطيسية والحقول الكهربائية والمغناطيسية.يتداخل مفهوم الفيزياء الذرية أحياناً مع مفهوم الفيزياء النووية، ولكنه يختلف عنه، إذ أن الأخير معني بالتفاعلات النووية التي تحدث في النواة فقط، في حين أن الفيزياء الذرية تعنى بالذرة ككل.

1.1. 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 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

1.2.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.

1.3. 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.

1.4. الإلكترون

ما هو ؟إنه أول جسيم يكتشف دون المستوى الذري (أصغر من الذرة كمفهوم مادي)، وحطم باكتشافه الفكرة العلمية القائلة بأن الذرة atom هي أصغر جزء من المادة.

من اكتشفه ؟ ج. ج. طومسون J.J. Thomson.

متى تم إكتشافه ؟ عام 1897

لقد اكتشف تومسون الإلكترون دون وجود أي أداة لعزله أو رؤيته بالعين المجردة رغم صغر حجمه الهائل، وقد كان أصغر جسيم يكتشف حينها على الإطلاق، وذلك عدا أنه الجسيم الذي يحمل الشحنة الكهربائية التي نعيش بسببها كل أشكال الرخاء والراحة والتقنية في يومنا هذا، وأيدت كافة التجارب والدراسات اللاحقة بأن تومسون

كان على حق في اكتشافه وكافة تجاربه. وقد أطلق باكتشافه هذا علماً جديداً قائماً بذاته متطور حتى يومنا هذا يسمى بالفيزياء الجسيمية أو الجزيئية Particle Physics.

كيف اكتشف الإلكترون ؟

ولد العالم J.J. Thomson عام 1856 في بريطانيا، وبدأ دراسته الهندسية وهو في ال 14 من العمر في كلية أوينز العلمية، وبنى فيها دعامة رياضية وهندسية أهلته لاقتحام عالم الفيزياء التجريبي، فانضم إلى مخبر كافينديش Cavendish التابع لجامعة كامبريدج عام 1884، وبعد 13 عاماً من البحث في ذلك المختبر ... اكتشف الإلكترون.

لقد اكتشفت الأشعة المهبطية بواسطة العالم الألماني يوليوس بلاكر Julius Plucker ولم يكن لدى العلماء حينها أي تصور حول ماهية هذا الأشعة وما تتكون منه، وبدأت التجارب والجدالات حولها، فهل هي أمواج ؟ أم جسيمات ؟

في عام 1896، قرر تومسون أن يصمم بعض التجارب التي ستضع بدورها حدا لتلك الجدالات، فصمم أنبوب الأشعة المهبطية Cathode Ray Tube، وبدأ باكتشافاته واحداً تلو آخر، حيث استنتج من تجاربه بدايةً أنها أشعة ذات شحنة سالبة، ومن ثم توصل إلى أنها تتأثر بالحقل المغناطيسي الذي يحرفها عن مسارها المستقيم، وأخيراً، توصل إلى أنها تتأثر بالحقل الكهربائي الذي حرفها عن مسارها عند وصل بطارية على طرفي الأنبوب.

قام تومسون ببعض القياسات المتعلقة بزاوية انحراف الأشعة وعلاقتها بقوة الحقل المطبق، واستنتج منها كتلة الجسيمات التي تشكل الأشعة التي ذهل لصغر قيمتها لأنها كانت أصغر كتلة تعرف حينها على الإطلاق، وأعاد تجاربه مرات ومرات ومئات المرات ليتحقق من النتائج التي أظهرت جميعها أن نسبة كتلة تلك الجسيمات إلى كتلة ذرة الهيدروجين تساوي 1000/1، وبالتالي، هي أصغر من أصغر جسم مكتشف آنذاك (ذرة الهيدروجين) بألف مرة.

جاءت تسمية إلكترون electron بواسطة العالم الفيزيائي جورج ستوني عام 1891 كأصغر جسيم كهربائي، واستمرت بعد ذلك تسمية الجسيمات باللاحقة on، فمثلاً، جسيم الضوء سُمي فوتون، وجسيم الصوت سُمي فونون ... وهكذا

1.5. نموذج طومسون للذرة Thomson's Model of the Atom

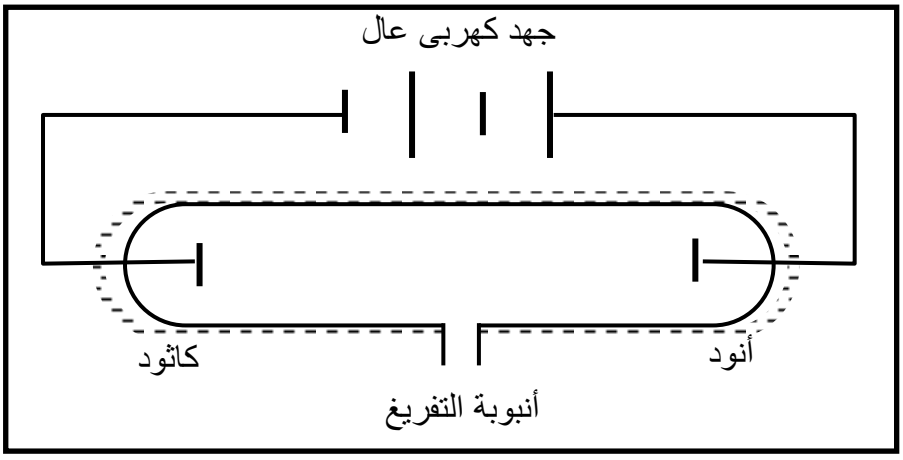
قبل علماء الفيزياء في القرن التاسع عشر فكرة ان العناصر الكيميائية تتركب من ذرات, إلا انهم كانوا يجهلون الكثير عن الذرات نفسها. ولقد ادت دراسة التفريغ الكهربي الي اكتشاف الالكترون كأحد المكونات الأساسية لذرات جميع العناصر مما ألقي الضوء علي التركيب الذري. فالاكترونات تحمل شحنة كهربية سالبة وذرة العنصر 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 اأنبوبة 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.

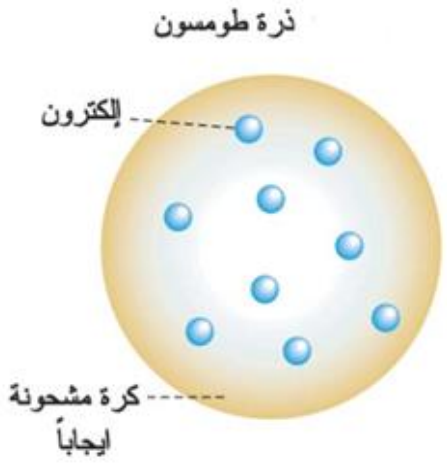
بالتالي أشعة المهبط هي سيل من الأشعة غير المنظورة تنتج من المهبط وتسبب وميضاً لجدار أنبوبة التفريغ. من هذه التجارب قدم العالم طومسون نظريته عن الذرة

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 التالى:

- 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.

القصور فى 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.

1.7. تعيين شحنة الإلكترون (الشحنة النوعية للإلكترون)

1- تجربة طومسون

نعلم إن المجال الكهربي يؤثر على الشحنة الكهربية بقوة كهربية تعطى بالعلاقة

$$F_e = q\,E$$

حيث F_e هي القوة الكهربية و q الشحنة الكهربية و E المجال الكهربي . وعليه إذا وضعت شحنة كهربية في مجال كهربي فإنها سوف تتحرك في اتجاه المجال إذا كانت شحنتها موجبة وتتحرك في عكس اتجاه المجال إذا كانت شحنتها سالبة.

نعلم إن المجال المغناطيسي يؤثر على الشحنة الكهربية بقوة مغناطيسية اذا كانت الشحنة تتحرك بسرعة في المجال الكهربي. وتعطى القوة المغناطيسية بالعلاقة

$$\mathbf{Fm = - q v B}$$

حيث F_m القوة المغناطيسية و q الشحنة الكهربية و vسرعة الشحنة و B المجال المغناطيسي. وعليه إذا أطلقت حزمة من الشحنات في اتجاه مجال مغناطيسي فانه سوف تتحرك في مسار دائري ويمكن تحديد اتجاه القوة المؤثرة على حركة الشحنة باستخدام قاعدة فلمنج لليد اليمنى وتكون حركة الشحنات السالبة عكس حركة الشحنات الموجبة في المجال المغناطيسي .

فإذا انبعث إلكترون من فتيل ووضع تحت فرق جهد V ليتحرك بسرعة v ثم يمر بين لوحين مشحونين أي تحت تأثير مجال كهربي E ومجال مغناطيسي عمودي علية B فإن محصلة القوي المؤثرة على الشحنة تعرف هذه القوة باسم قوة لورنتز Lorentz Force. هي

$$\text{Lorentz Force} \qquad F = F_e + F_m = 0$$

$$F = q E - q v B = 0$$

عندما يكون تأثير المجالين المغناطيسي والكهربي متساويين فإن الشحنة تسير في خط مستقيم أي نشاهد نقطة في منتصف الشاشة الفسفورية.

$$\therefore eE = -eBv$$

$$\therefore E = vB \Rightarrow v = E/B$$

ويحدد مكان الإلكترون x (t) فى عند أى لحظة زمنية t من العلاقة

$$x(t) = vt = (E/B)t$$

وإذا كانت قوة المجال الكهربي فقط هو المؤثر على حركة الشحنة (الإلكترون) فإن الشحنة سوف تعاني إنحراف رأسيا فقط (أى فى إتجاه محور y) ويمكن حسابها من قوانين الحركة السابق ذكرها:

من قانون نيوتن: $F_e = am$ or $a = F_e/m$

$$y = \frac{1}{2} a t^2 = \frac{1}{2}\left(\frac{Fe}{m}\right)t^2 = \frac{1}{2}\left(\frac{eE}{m}\right)t^2$$

$$\therefore \frac{e}{m} = \frac{2y}{Et^2}$$

إذا أفترضنا أن الإلكترون تحرك مسافة D تحت تأثير المجال E فإن $v = D/t$ بالتعويض في المعادلة السابقة عن $t^2 = (D/v)^2$

$$\frac{e}{m} = \frac{2yv^2}{ED^2}$$

ولكن السرعة $v = E/B$ وبالتعويض في المعادلة السابقة نحصل على

$$\frac{e}{m} = \frac{2yE}{D^2B^2}$$

من تشابه المثلثات نلاحظ $\frac{y}{D/2} = \frac{y'}{L}$ حيث L المسافة من مركز المجال حتي سطح الشاشة.

$$\therefore \frac{e}{m} = \frac{y'E}{LDB^2}$$

استطاع طومسون بإستخدام هذه التجربة من تعيين النسبة بين شحنة الإلكترون الى كتلته (الشحنة النوعية للإلكترون)

ووجد أنها تساوى تقريباً هذه القيمة 1.7588196×10^{11} C / kg

2- طريقة آخرى لحساب e/m

باستخدام قانون لورنتز حيث إن القوة المغناطيسية تساوي القوة الكهربية إذا يكون لدينا

$$\mathbf{q\ v\ B = q\ E}$$

وحيث إن الشحنة q هي شحنة الإلكترون فإننا نستبدلها في المعادلة بـ e ، وبالتعويض عن المجال الكهربي E بقيمة فرق الجهد V على المسافة d بين اللوحين محصل على

$$Bev = \frac{eV}{d}$$

ومن معرفتنا للطاقة الحركية التي زودت بها الالكترونات عن طريق فرق جهد التعجيل من خلال المعادلة

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

بالتعويض عن فرق الجهد V في المعادلة السابقة نحصل على :

$$Bev = \frac{mv^2}{2d} \quad \text{or} \quad Be = \frac{mv}{2d}$$

وبإعادة ترتيب المعادلة يكون لدينا $\frac{e}{m} = \frac{v}{2Bd}$

حيث إن e شحنة الإلكترون و m كتلته و v سرعة الالكترونات و B قيمة المجال المغناطيسي و d المسافة بين اللوحين المولدين للمجال الكهربي.

3- تجربة ميليكان .Milikan Exp.

تجربة قطرة الزيت أو تجربة ميليكان هي من أشهر الطرق لقياس الشحنة الأولية *e* (وهي شحنة الإلكترون). قام بها روبرت ميليكان وهارفي فليتشر سنة 1909 م، وذلك بتحريك قطرة صغيرة من الزيت في مجال كهربائي بمعدل يوازن قوى الجاذبية،

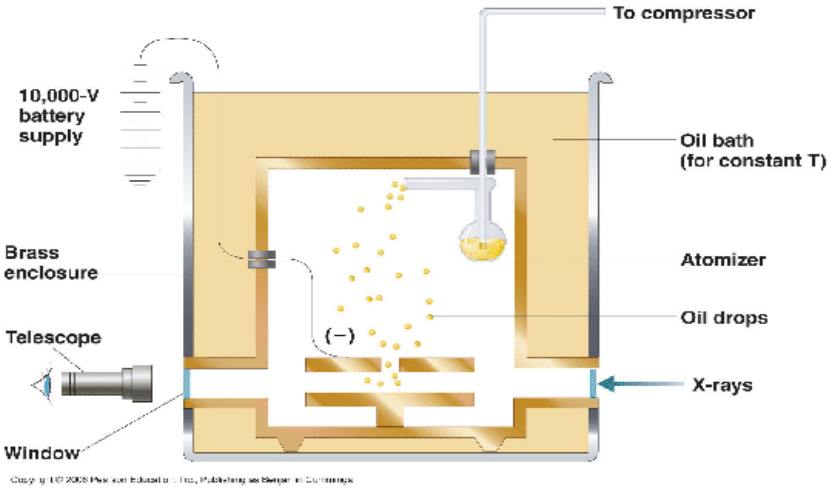
واللزوجة (عند مروره خلال الهواء)، والقوة الكهربائية. يمكن حساب تلك القوى خلال الجاذبية واللزوجة حسب كمية وسرعة قطرة الزيت، فمنها يمكن استنباط القوة الكهربائية. بما أن القوة الكهربائية هي نتاج الشحنة الكهربائية ومجال كهربي معطى، فيمكن حساب الشحنة الكهربائية لقطرة الزيت بدقة تامة. نجد عند قياس الشحنة لقطرات زيت مختلفة، أن الشحنات كلها هي مضاعفات صحيحة لشحنة صغيرة مفردة تسمى الشحنة الأولية *e*.

مبدأ التجربة هو موازنة قوى التثاقل (الوزن) لأسفل مع قوى الطفو والقوى الكهربائية لأعلى المؤثرة على قطرة دقيقة من الزيت متوازنة بين قطبين أو لوحين معدنيين. وبما أن كثافة الزيت معروفة، فيمكن حساب كتل القطرات و قوى التثاقل والطفو بمعرفة نصف قطر القطرات. **استطاع ميليكان وفليتشر** بعد تحديد المجال الكهربائي أن يحددا الشحنة الكهربائية في قطرات الزيت باستخدام التوازن الميكانيكي. وقد استطاعوا بعد تكرار التجربة على عدة قطرات أن يؤكدوا أن الشحنات كانت مضاعفات بعض القيم الأساسية، وحسبوها مساوية 1.5924×10^{-19} كولوم بفارق واحد بالمئة عن القيمة المقبولة حاليا والمساوية لـ $1.602176487\times10^{-19}$ كولوم، حيث افترضوا أنها شحنة الإلكترون الواحد.

الجهاز المستخدم

يحتوي جهاز ميليكان على زوج من الصفائح المعدنية الأفقية المتوازية. عند تطبيق فرق جهد على الصفائح، ينشئ بينهما حقلا كهربائيا في الفراغ. وقد استخدمت اسطوانة من مادة عازلة لفصل الصفائح عن بعضها البعض، ثم فتحت أربع فتحات في جدار

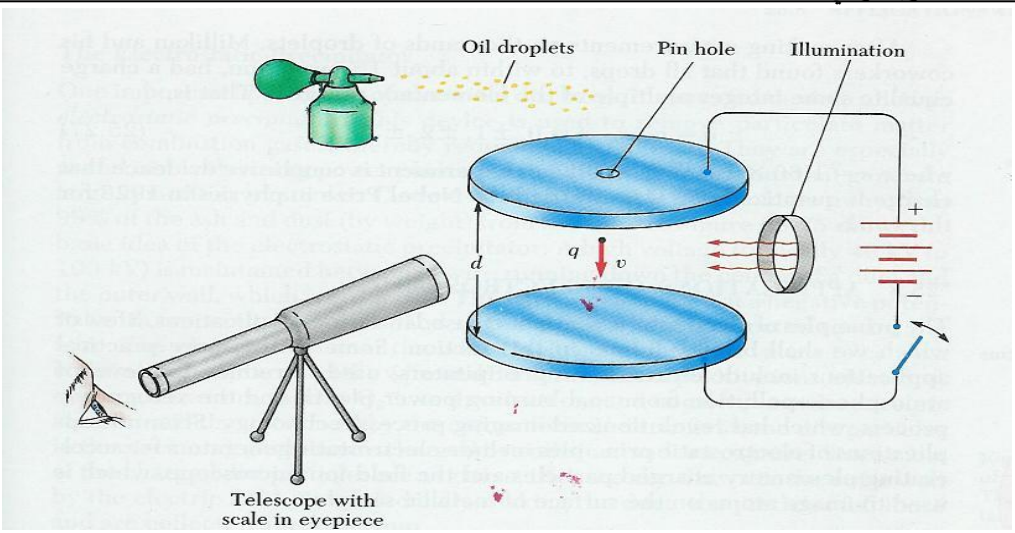
الاسطوانة ثلاث منها للإضاءة بضوء ساطع والفتحة الآخرى تستخدم للرؤية باستخدام المجهر.

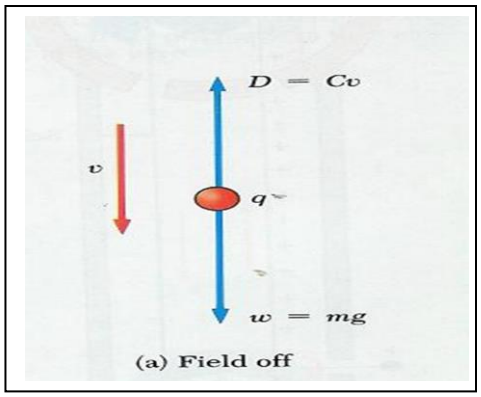


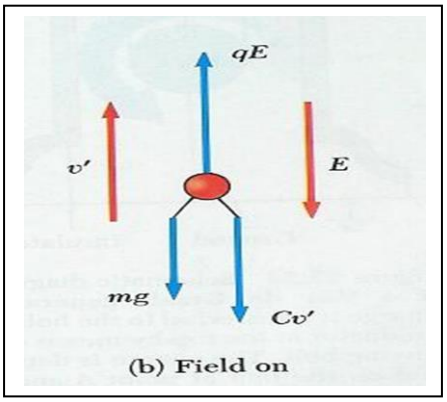
رسم توضيحي لتجربة قطرة الزيت لميليكان.

يضخ بإستخدام مرزاز الزيت قطرات زيتية دقيقة في الحجرة فوق الصفائح. يشحن بعض من القطرات كهربائيا نتيجة الاحتكاك مع فوهة التزرية أثناء الضخ. كما يمكن أن تشحن القطرات بإضافة منبع إشعاع أيوني إلى الجهاز (مثل أنبوب الأشعة السينية). تدخل القطرات في الفراغ بين الصفيحتين فتخضع القطرات المشحونة إلى تأثير المجال الكهربائي، فيمكننا أن نوازن ميكانيكيا القوى المؤثرة أو نجعلها تهبط أو ترتفع وذلك بتغيير الجهد بين الصفائح.

عند تطبيق فرق جهد كهربي بين اللوحين مقداره V فيكون المجال الكهربي بينهما E = V / D حيث D المسافة بين اللوحين. توجد باللوح العلوي فتحة عند المركز لإدخال قطرات من الزيت عن طريق رشاش يمكن رؤيتها عن طريق مصدر ضوئي وميكروسكوب. القطرة المشحونة الساقطة بين اللوحين تقع تحت تأثير ثلاثة قوي







1- **قوة جذب الأرض ($F_g\downarrow$ إلى أسفل):**

بفرض نصف قطر القطرة **a** وكثافة الزيت ρ فتصبح كتلتها تساوي الحجم x الكثافة أي وزنها mg هو

$$F_{g\downarrow} = (3/4)\pi a^3 . \rho . g$$

2- **قوة دفع الهواء ($F_A\uparrow$ إلى أعلى):**

والدفع هو وزن الهواء المزاح (يساوي حجم القطرة x كثافة الهواء ρ_o x g إذن:

$$F_{A\uparrow} = (3/4)\pi a^3 . \rho_o . g$$

3- قوة اللزوجة ($F_S \uparrow$ ستوكس):

وهي أيضا ضد حركة القطرة أي إلى أعلى وتتناسب مع سرعة القطرة ومعامل لزوجة الهواء ζ ونصف قطرها a : $F_{s\uparrow} = 6\pi\zeta a v_o$

<u>عند الإتزان محصلة القوى تساوي الصفر ، أى أن :</u>

$$F_{\uparrow} = F_{\downarrow}$$

$$\left(\frac{4}{3}\right)\pi a^3 . \rho . g - \left(\frac{4}{3}\right)\pi a^3 . \rho_o . g - 6\pi\zeta a v_o = 0 \rightarrow$$

$$\left(\frac{4}{3}\right)\pi a^3 g\{\rho - \rho_o\} - 6\pi\zeta a v_o = 0 \text{ ----------(1)}$$

تعبر هذه المعادلة عن حركة القطرة بدون مجال كهربى.

أما عند تطبيق المجال الكهربى فإن القوي الكهربية qE تؤثر على القطرة ونتيجة لهذا المجال تتحرك القطرة لأعلى بسرعة منتظمة v_E وفي هذه الحالة تصبح محصلة القوي التى تساوي الصفر فى المعادلة (1) على الصورة التالية:

$$\left(\frac{4}{3}\right)\pi a^3 g\{\rho - \rho_o\} + 6\pi\zeta a v_E = qE \text{ ----------(2)}$$

في هذه الحالة قوة ستوكس إلى أسفل (ضد حركة القطرة):

بطرح Eq (1) الدالة على حركة القطرة بدون مجال كهربى من Eq (2) فى حالة وجود المجال نحصل على:

$$6\pi\zeta a\{v_o + v_E\} = qE \quad \text{or}$$

$$q = \frac{6\pi\zeta a}{E}\{v_o + v_E\}$$

بفرض أنّ المسافة المقطوعة في الحالتيْن (بوجود المجال E وعدمه) هي **d** و أنَّ t_1 t_2 هما الزمنان اللازمان لقطع المسافة **d** عند غياب E وبوجود E على الترتيب فإنَّ:

$$v_E = \frac{d}{t_2} \quad , \quad v_o = \frac{d}{t_1}$$

لنفرض أيضا أنّ مكثفاً ذا صفيحتيْن متوازيتيْن البعد بيْنَهما **d** وفرق الجهد بيْنَهما **(V)** أُستخدم لتوليد E أى أن : $\mathbf{V = E.\ d}$

$$q = \frac{K}{V}\left(\frac{t_1 + t_2}{\sqrt{t_1 t_2}}\right)$$

حيث **K** ثابت

$$K = \frac{9\pi\sqrt{2}\ \zeta^{\frac{3}{2}}\ d^{\frac{3}{2}}\ L}{\sqrt{(\rho - \rho_o)g}}$$

L= 6.36 mm, g =9.806m.s^{-2}, ρ_0= 1 Kg.m^{-3},

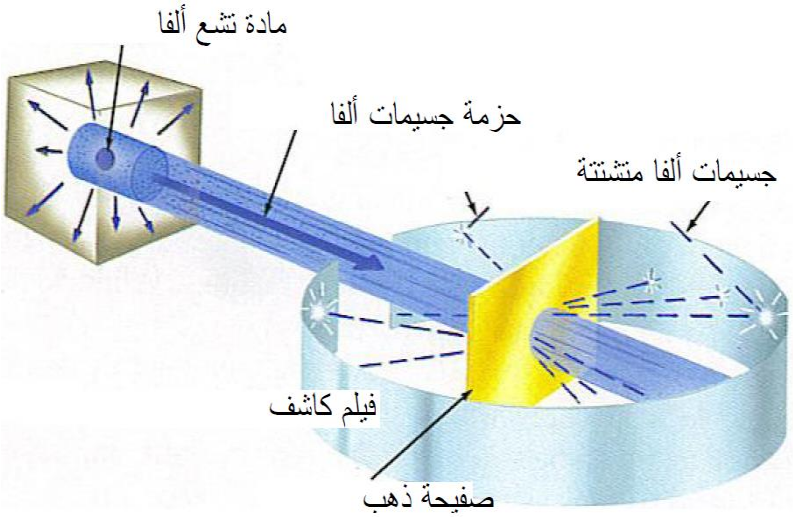
ζ=1.81×10^{-5} Nm, ρ = 866 Kg.m^{-3}

$$e = 1.602\times10^{-19}\,col\ \&\ m = 9.1\times10^{-31}\,Kg$$

1.8. نموذج راذرفورد للذرة Rutherford's Model of the Atom

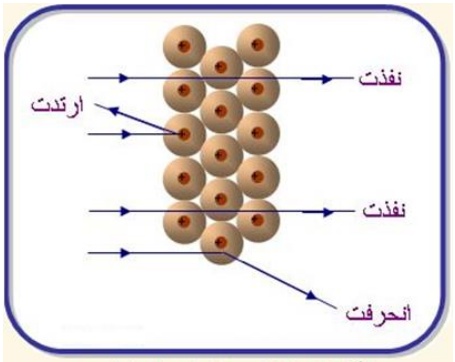
تجربة راذرفورد لمعرفة التركيب الذرى:

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:



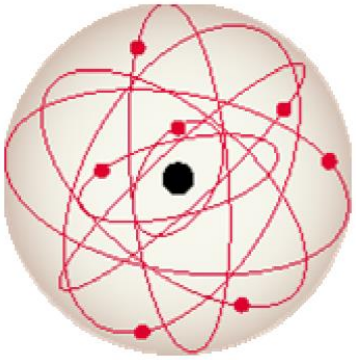
وقد فسر راذرفود نتيجة هذه التجربة على اساس ان داخل الذره يوجد جسيم صغير الحجم عليه شحنة موجبه داخل الذرة التى حجمها اكبر نسبيا. وقد سمى هذا الجسيم الموجب الشحنة نواة الذرة. وهذه النواة الموجبة الصغيرة الحجم داخل الذرة هى التى قد احدثت استطاره جسيمات α الى الخلف. اما الالكترونات فهى موجودة حول النواة 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

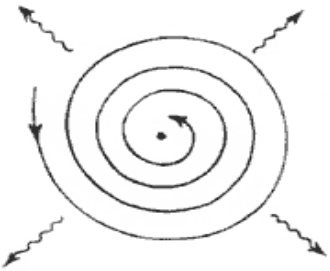


- معظم حجم الذرة فراغ.
- شحنة الذرة الموجبة ومعظم كتلتها تتركز فى منطقة صغيرة جدا من الذرة تسمي النواة.
- جميع الالكترونات تدور فى الفراغ الكبير حول النواة.

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.



القصور فى 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.

1.9. نموذج بور للذرة 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 *orbital angular momentum* (*L*) يساوي عدد صحيح من ثابت بلانك مقسوم على 2π أي

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

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

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

$$h\upsilon = E_i - E_f \qquad \ldots\ldots\ldots\ldots (2)$$

فروض نموذج بور

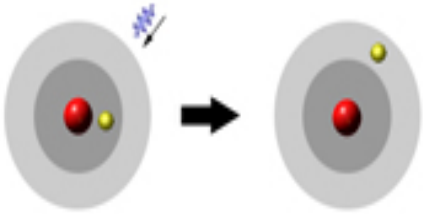
استخدم بور بعض فروض رذرفورد وهي:

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

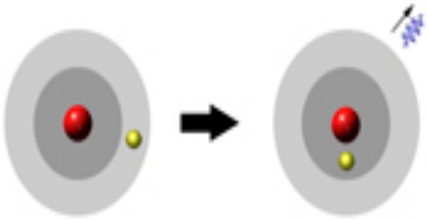
وأضاف بور الفروض التالية-:

- 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



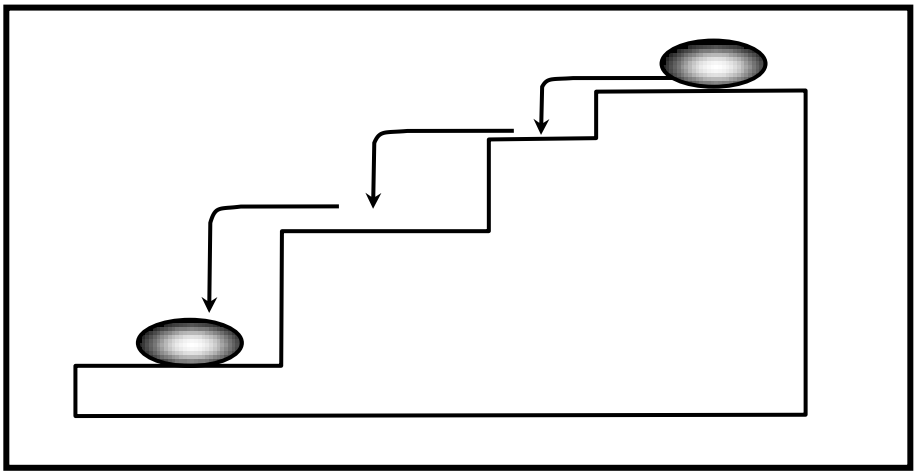
الكترون ينتقل من مدار ذو طاقة عالية إلى مدار ذو طاقة اقل وينطلق فوتون يحمل فرق الطاقة

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.



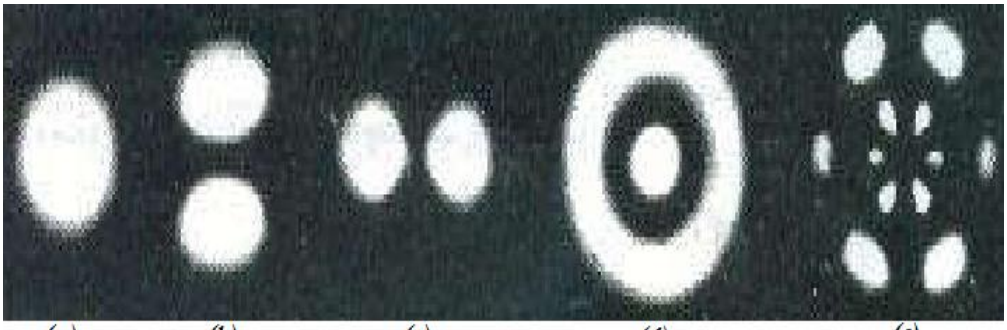
مزايا نموذج بور

- ✓ 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)
$n = 1$ $l = 0$ $m_l = 0$	$n = 2$ $l = 1$ $m_l = 0$	$n = 2$ $l = 1$ $m_l = 1$	$n = 2$ $l = 0$ $m_l = 0$	$n = 5$ $l = 3$ $m_l = 1$

- ✓ 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 .

الفصل الثاني

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:

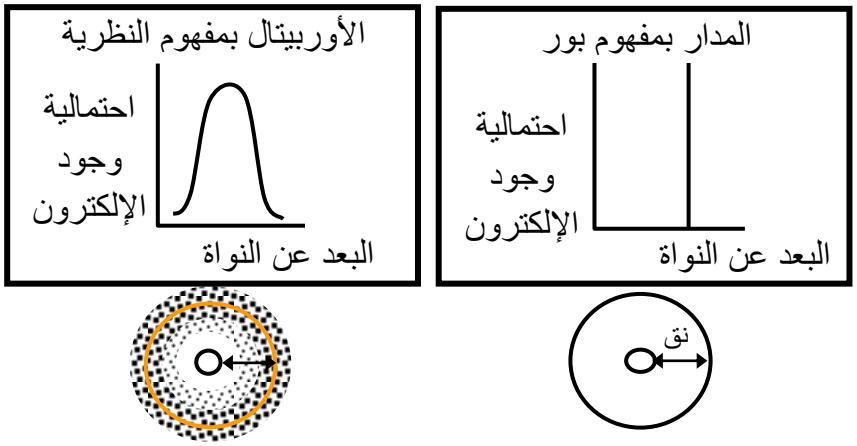
أن تحديد مكان وسرعة الإلكترون معاً فى وقت واحد يستحيل عملياً وإنما التحدث بلغة الاحتمالات هو الأقرب إلى الصواب حيث يمكننا أن نقول من المحتمل بقدر كبير أو صغير وجود الإلكترون فى هذا المكان.

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 ιستكون محددة بقيمه منفردة وهى $\iota = 0$. وعندما يكون $n=2$ ، فان من الواضح ان ι سيتخذ

القيمتين 0 و 1 ، حيث ان $n-1=1$ في هذه الحاله . يلاحظ بالطبع ان ι اقل دائما من n .

اما العدد الكمى الثالث فيسمى العدد الكمى المغناطيسي ، $m\iota$ ، ويمكن ان يتخذ القيم $\pm\iota 0,$ .... $\pm 2, 1$. ويصف هذا العدد الاتجاهات الممكنه لكميه التحرك الزاويه للالكترون عندما يتواجد في مجال مغناطيسي خارجي . وعندما يكون $n=4$ ، مثلا ، فان اكبر قيمه ممكنه للعدد ι هي 3 ، ويتخذ العدد $m\iota$ القيم $\pm 2, 1$ $\pm 3, 0$. وبعبارة أخرى ، فعندما يكون الالكترون في مستوى الطاقه المناظر للعدد $n=4$ ، فان هناك سبعه مدارات ممكنه للعدد $\iota = 1$ ، ومدار واحد للعدد $\iota = 0$. 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 خارجي : 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

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)*.

1. 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:

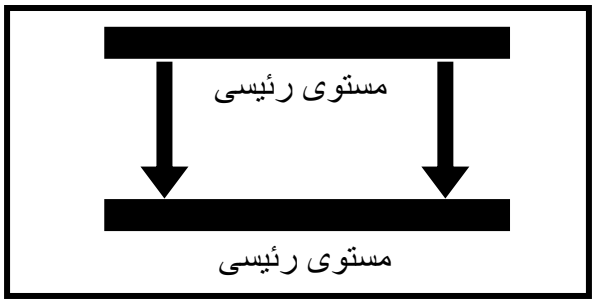
K	*L*	*M*	*N*	*O*	*P*	*Q*
1	*2*	*3*	*4*	*5*	*6*	*7*

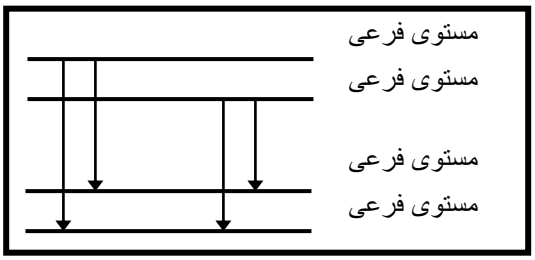
ولا تنطبق العلاقة $2n^2$ على المستويات بعد الرابع حيث تصبح الذرة غير مستقرة إذا زاد عدد الإلكترونات بمستوى طاقة عن 32 إلكترون.

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

2. 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.

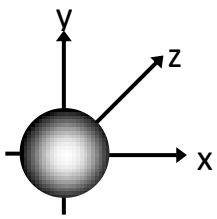
3. عدد الكم المغناطيسى (m)

يستخدم فى تحديد:

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

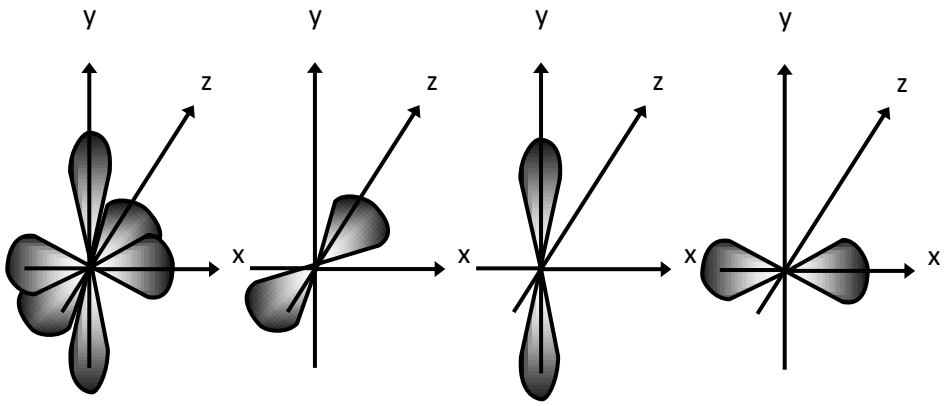
المستوى الفرعى	*s*	*p*	*d*	*f*
عدد الأوربيتالات	1	3	5	7
عدد الإلكترونات	2	6	10	14

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

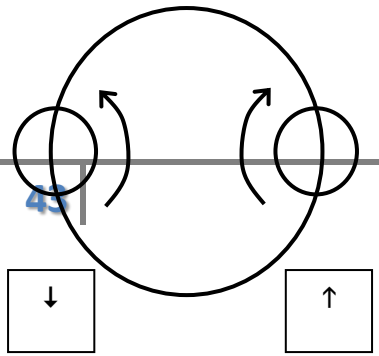


- *[p]* ثلاثة أوربيتالات متعامدة *[px, py, pz]*.

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



4. 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 $m = n^2$	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

الفصل الثالث

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 .

1- الهيدروجين (Z = 1)

سيتواجد الالكترون المنفرد لهذة الذرةفى المستوى $n = 1$ ، وو ادنى مستوى ممكن للطاقه ، وبهذا لا يكون مبدأ باولى للاستبعاد قد خرق .

2- 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 .

3- 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) .

4- 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 الالكترونات المختلفه في الذرة – أحيانا- الى وجود طاقات من الكبر بحيث تلغى تأثير 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 ($Z = 37$) .

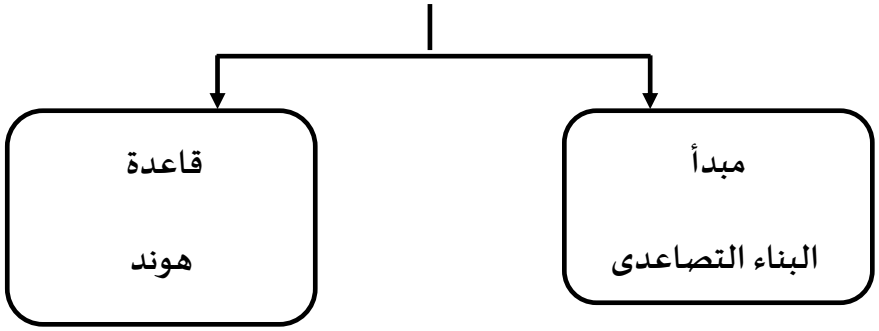
استدلال منطقى : تستوعب القشرتان $n = 1$ و $n = 2$ الكترونين وثمانيه الكترونات على الترتيب ، وبذلك تكون عشر الكترونات متواجد في هاتين القشرتين في

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 $\iota = 2, n = 3$. 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 $\iota = 0 , n = 4$

قواعد توزيع الإلكترونات فى مستويات الطاقة

يتم توزيع الإلكترونات على أساسين هما

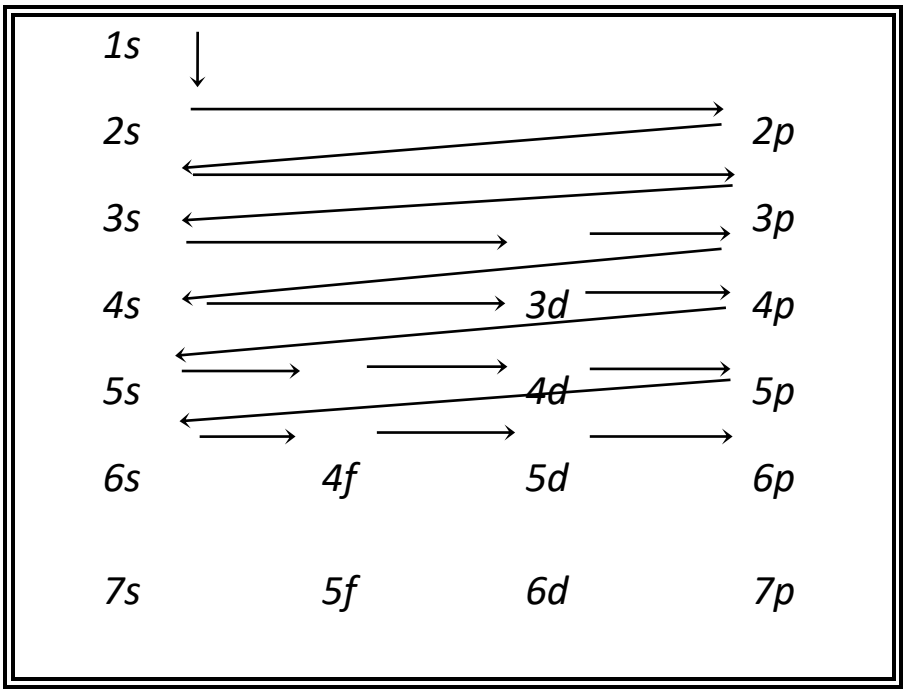


أولا: مبدأ البناء التصاعدى:

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

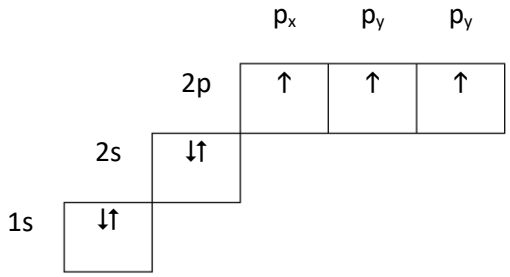


ثانيا: قاعدة هوند

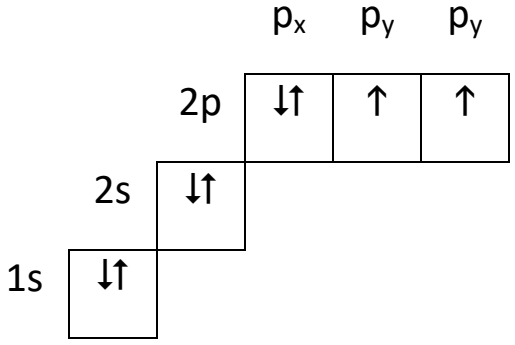
لا يحدث ازدواج لإلكترونين فى مستوى طاقة فرعى معين إلا بعد أن تشغل أوربيتالاته فرادى أولاً لأن ذلك أفضل له من جهة الطاقة.

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.

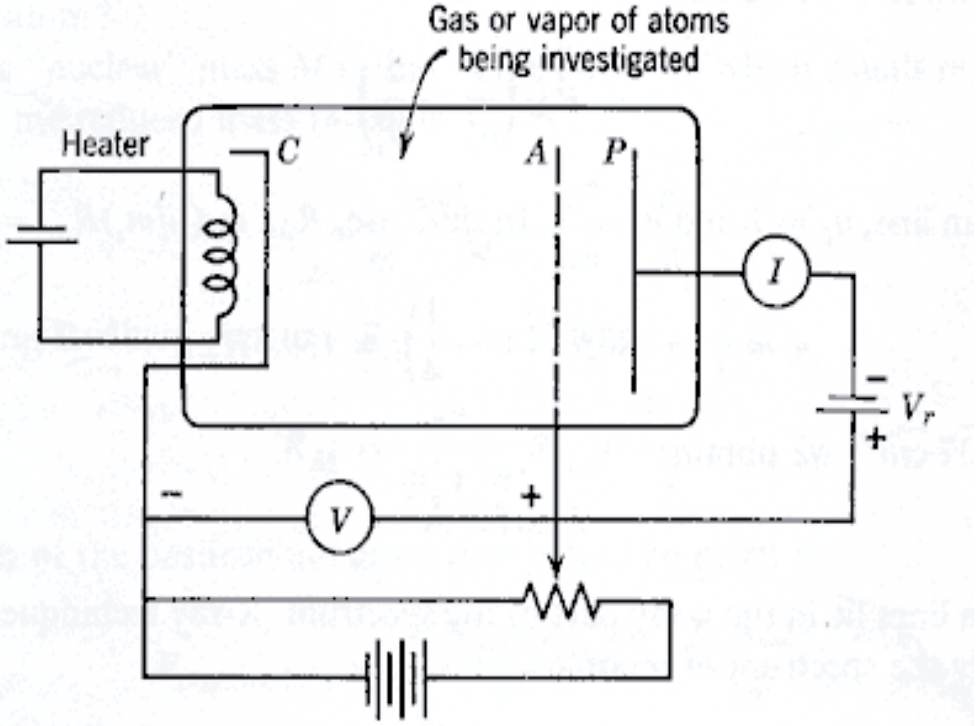
ويجب التمييز بين الإثارة والتأين الذي يعني اقتلاع إلكترون بشكل نهائي من الذرة لتصبح بشكل أيون.وما يهمنا في دراسة الطيف أن لا نجعل الذرة أثناء تعريضها للمؤثرات الخارجية أن تصل إلى درجة التأين، وإلا سوف نفشل في كشف مستويات الطاقة.

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 الحسم 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:

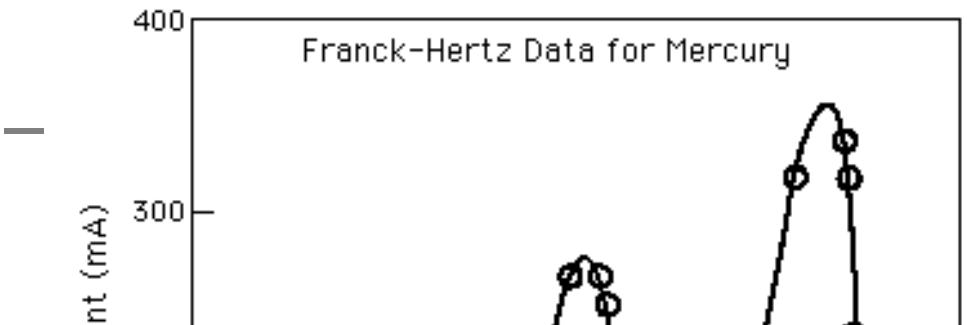


والتي تتكون من انبوبة مفرغة من الهواء وبها ذرات من الزئبق *Hg* عند ضغط منخفض، على الجانب الأيسر من الأنبوبة مصدر الكتروي عبارة عن فتيلة تسخن بمرور التيار الكهربي وينطلق منها الكترونات باتجاه الكاثود ذو الجهد السالب ليعمل على تعجيل الإلكترونات باتجاه الأنود ذو الجهد الموجب، ويتم التحكم بطاقة التعجيل من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



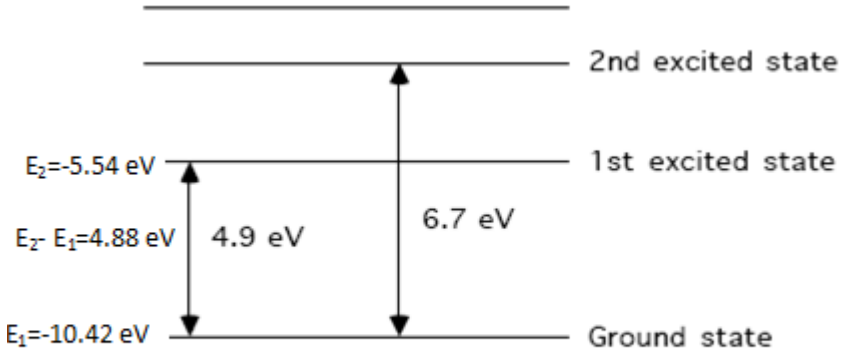
كيف نفسر ما سبق؟ إن الالكترونات في بداية الأمر تتصادم مع ذرات الزئبق ولكن الطاقة التي تملكها لا تؤهلها لإثارة الذرة لان طاقتها أقل من فاصل الطاقة لذرة الزئبق وبالتالي تعبر الالكترونات من خلال عدة تصادمات مرنة مع ذرات الزئبق لتصل إلى الشبكة بكامل طاقتها التي تمكنها من النفاذ من الشبكة والوصول إلى المجمع 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.

الفصل الرابع

الأشعة السينية X-rays

نتناول في هذا الفصل خصائص الأشعة السينية وطرق توليدها. كما ندرس مستويات الطاقة في طيف هذه الأشعة. ونعرض عملية امتصاص هذه الأشعة، ونفسر الظاهرة الكهروضوئية . كما ندرس حيود هذه الأشعة عند مرورها خلال البلورات واستخدام ظاهرة الحيود في قياس المسافات البينية للمستويات البلورية (قانون براغ).

مقدمة

الأشعة السينية وتسمى أيضًا أشعة إكس، واحدة من أكثر أنواع الطاقة فائدة. وقد اكتشفها العالم الفيزيائي الألماني ويلهلم رونتجن في عام 1895م. ولأنه لم يكن يعرف عنها في البداية، فقد أطلق رونتجن على هذه الأشعة اسم أشعة x؛ أي الأشعة السينية، لأن (س) في العربية و (x) في الإنجليزية رمزان علميان يطلقان على المجهول.

كان رونتجن باحثا انعزاليا بطبعه ويمتاز بقوة التدقيق وقلما كان يتكلم مع الفيزيائيين الآخرين عما يقوم به. وقد أثار اكتشافه غير المتوقع للأشعة السينية ضجة كبيرة في الصحافة العالمية مما أعطاه قدرا كبيرا من الشهرة والتقدير لدرجة أنه كان يتجنبهما وينأى بنفسه عنهما ما استطاع.

والآن يعرف العلماء أن الأشعة السينية هي نوع من الإشعاع الكهرومغنطيسي الذي يتضمن الضوء المرئي، و موجات الراديو وأشعة جاما. و تشترك الأشعة السينية و الضوء المرئي في كثير من الخصائص. فمثلاً تنتقل الأشعة السينية بسرعة الضوء 299,792كم/ث، كما أن كلاً من الأشعة السينية و الضوء المرئي، يتحركان في خطوط مستقيمة على هيئة طاقة كهربائية وطاقة مغنطيسية مرتبطتين بعضهما ببعض تسببان معًا الموجات الكهرومغنطيسية. ومن جهة أخرى فإن الأشعة السينية تعتم أفلام التصوير الضوئي مثلما يفعل الضوء.

ومع ذلك فإن الأشعة السينية والضوء يختلفان في الطول الموجي وهو المسافة بين ذُروتين لموجة كهرومغنطيسية. فالطول الموجي للأشعة السينية أقصر كثيرًا من الطول الموجي للضوء. ولهذا السبب يمكن للأشعة السينية أن تخترق مواد كثيرة لا ينفذ منها الضوء. وقد أدت قوة الاختراق بالإضافة إلى خصائص أخرى، أن تكون الأشعة السينية ذات فائدة قصوى في الطب والصناعة والبحث العلمي.

وتسبب الأشعة السينية تغييرات حيوية وكيميائية وفيزيائية في المواد؛ فإذا امتص نبات أو حيوان هذه الأشعة، فإنها من الجائز أن تتلف الأنسجة الحية وأحيانًا تدمرها. ولهذا السبب يمكن أن تكون خطيرة. فقد تسبب جرعة زائدة من الأشعة السينية إصابة الإنسان بالسرطان، أو بحروق في الجلد، أو بانخفاض في إمداد الدم أوحالات خطيرة أخرى. وتسبب الأشعة السينية أيضًا طفرات في الكائنات الحية. وهذا يحدث من جراء تغير في جزيئات الحمض الأميني د.ن.أ الذي يكون الصبغيات في شكل جزيئات. وتحمل جزيئات الحمض الأميني د.ن.أ، المعلومات الوراثية للكائن الحي. وفي العادة تقوم الطفرات بتغيير الطبائع الوراثية في الكائن الحي، وكذلك تغيير الخصائص مثل الحجم.

انظر: الوراثة؛ الطفرة البيولوجية. ويجب على أطباء الأسنان واختصاصيي الأشعة الاهتمام الخاص بعدم تعريض المرضى أو تعريض أنفسهم لجرعات زائدة من الأشعة.

وتُنتج الأشعة السينية طبيعيًا في الشمس والنابضات ونجوم أخرى، وأجسام سماوية معينة أخرى. وأغلب الأشعة السينية التي تنشأ عن مصادر في الفضاء، يتم امتصاصها في الغلاف الجوي قبل أن تصل إلى سطح الأرض. وتُنتج الأشعة السينية آليًا بوساطة أنابيب الأشعة السينية التي تمثل جزءًا رئيسيًا من أجهزة الأشعة السينية. كما أن النبائط التي تسرع الجسيمات الذرية تنتج أيضًا الأشعة السينية وتتضمن هذه النبائط البيتاترونات، والمعجلات الخطية.

خواص الأشعة السينية:

الخواص الفيزيائية:

[1] تنتشر بخط مستقيم وبسرعة 300 ألف كم/ ث.

[2] تتناسب شدة الأشعة عكساً مع مربع المسافة.

[3] لا تحمل شحنة كهربائية وليس لها كتلة ولا تتأثر بالمجال الكهربائي أو المغناطيسي.

[4] الأشعة السينية المنتجة بفرق كم منخفض تكون طويلة الموجة وبالتالي قليلة النفوذ وتسمى بالأشعة الرخوة. أما الأشعة القاسية فهي قصيرة الموجة وشديدة النفوذ وتنتج بفرق كم عالي.

الخواص الكيميائية:

[1] يمكن أن توهج بعض الأجسام.

[2] تؤثر في المركبات الكيميائية وتساعد في إرجاعها وخاصة زمرة هالوجين الفضة.

يمكن أن تشرد الغازات وتجعلها ناقلة للتيار الكهربائي.

Contents

1.7.تعيين شحنة الإلكترون (الشحنة النوعية للإلكترون) 15

1- تجربة طومسون..... 15

2- طريقة آخرى لحساب e/m 18

3- تجربة ميليكان .Milikan Exp. 19

الجهاز المستخدم..... 20

1.8.نموذج راذرفورد للذرة Rutherford's Model of the Atom 25

تجربة راذرفورد لمعرفة التركيب الذرى:..... 25

فروض نموذج راذرفورد..... 26

القصور فى نموذج راذرفورد: 27

1.9.نموذج بور للذرة Bohr’s Model of the Atom 28

فروض نموذج بور 29

مزايا نموذج بور 32

عيوب نموذج بور..... 32

الفصل الثاني..... 35

النظرية الذرية الحديثة..... 35

1- الطبيعة المزدوجة للإلكترون 35

2- مبدأ عدم التأكد لـ ”هايزنبرج“ 35

3- المعادلة الموجية لـ ”شرودنجر“..... 36

الأعداد الكميه ومبدأ باولى للاستبعاد..... 36

1. عدد الكم الرئيسى (n) 39

40 *K*

المستوى الأساسى 40

2. عدد الكم الثانوى (l): 41

المستوى الأساسى 42

3. عدد الكم المغناطيسى (m) 42

المستوى الفرعى 43

عدد الإلكترونات 43

4. عدد الكم المغزلى (ms) 43

الفصل الثالث 45

التركيب الالكترونى للذرات 45

-1 الهيدروجين (Z = 1) 46

-2 الهليوم (Z = 2) 46

-3 الليثيوم (Z = 3) 46

-4 الذرات التي لها قيم Z اكبر من 3 47

قواعد توزيع الإلكترونات فى مستويات الطاقة 48

أولا: مبدأ البناء التصاعدى: 49

ثانيا: قاعدة هوند 49

التحقيقات العملية لتكميم مستويات الطاقة 51

إثارة الذرات Exciting atoms 51

تجربة فرانك – هرتز The Franck - Hertz Experiment 52

الفصل الرابع 58

الأشعة السينية X-rays..... 58
مقدمة.....58
خواص الأشعة السينية: 60
الخواص الفيزيائية:.....60
الخواص الكيميائية:.....60