محاضرات في الفيزياء الذرية

المحتويات

تركيب الذرة

١-مقدمة : التصور القديم لتركيب الذرة

٢-النموذج الذري لطومسون

٣-تجربة راذرفورد لمعرفة التركيب الذري

٤-فروض نموذج راذرفورد

٥-نموذج بور للذرة

٦-نظرية الكم لذرة الهيدروجين

٧-ايجاد نصف القطر والسرعة للإلكترون حول النواة

٨-ايجاد تردد الاشعاع الكهرومغناطيسي الناتج عن انتقال الالكترون بين مستويات الطاقة

٩-النظرية الذرية الحديثة

١٠-الطبيعة المزدوجة للإلكترون

١١-مبدا عدم التأكد(هايزنبرج)

١٢-المعادلة الموجية (شرودنجر)

١٣-تحديد اعداد الكم

١٤-التحقيقات العملية لتكميم مستويات الطاقة

١٥-اثارة الذرة

١٦-تجربة فرانك – هرتز

الاطياف الذرية

١-مما يتكون جهاز المطياف

٢-اولا : اطياف اللهب

٣-ثانيا : اطياف الاصدار "الانبعاث"

٤-ثالثا : اطياف الامتصاص

تركيب الذرةAtom Structure

مقدمة: التصور القديم لتركيب الذرة

الذرة عند فلاسفة الإغريق: لا يمكن تجزئتها أو تقسيمها.

رأي أرسطو:

*رفض فكرة الذرة

*تبنى فكرة أن كل المواد تتكون من مكونات أربعة هي:-

الماء الهواء التراب النار

ولذلك اعتقد العلماء أنه يمكن تحويل المواد الرخيصة (مثل الحديد أو النحاس) إلى مواد نفيسة (مثل الذهب) بتغير نسب المكونات الأربعة.

رأي بويل:

*رفض مفهوم أرسطو. * وضع أول تعريف للعنصر.

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

ذرة دالتون:

*مصمتة متناهية في الصغر وغير قابلة للتجزئة.

*وضع دالتون أول نظرية عن تركيب الذرة بناء على العديد من التجارب والأبحاث التي أجراها.

فروض النظرية الذرية لدالتون:

١-المادة تتكون من دقائق تسعى الذرات.

٢- الذرات مصمتة متناهية في الصغر غير قابلة للتجزئة.

٣- ذرات العنصر الواحد متشابهة.

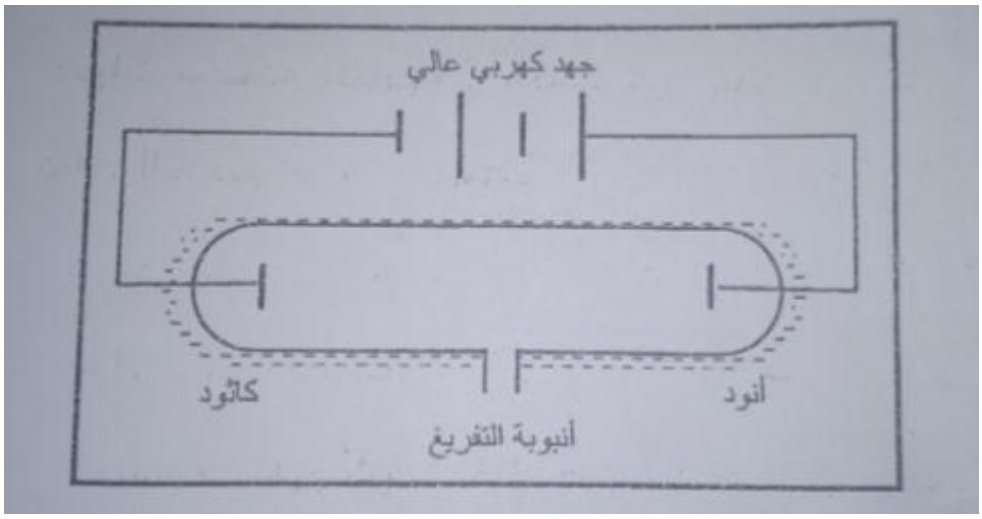
٤-الذرات تختلف من عنصر إلى آخر.

وفي عهد النظرية الجسيمية لنيوتن كان التصور عن شكل الذرة أنها جسيم صغير كري الشكل صلب وغير قابل للتقسيم.

بذلك تقبل علماء الفيزياء في القرن التاسع عشر فكرة أن العناصر الكيميائية تتركب من ذرات، إلا أنهم كانوا يجهلون الكثير عن الذرات نفسها.

وقد ساعدت كل هذه التصورات عن التركيب الذري في وضع نظرية الحركة في الغازات، ولقد أدي التفريغ الكهربي خلال الغازات إلى اكتشاف الإلكترون كأحد المكونات الأساسية لذرات جميع العناصر بواسطة العالم طومسون مما ألقى أول ضوء على التركيب الذري.

ذرة طومسون: اكتشاف أشعة المهبط (الإلكترونات) عام١٨٩٧



جميع الغازات تحت الظروف العادية من الضغط ودرجة الحرارة عازلة للكهرباء.
أجري طومسون تجارب على التفريغ الكهربي خلال الغازات داخل أنبوبة زجاجية كما بالرسم السابق فوجد أن :

١-إذا فرغت الأنبوبة من الغاز بحيث يصبح ضغط الغاز أقل من ٠.٠١ حتى ٠.٠٠١مم زئبق فإن الغاز يصبح موصلا للكهرباء إذا تعرض لفرق جهد مناسب.

٢-إذا زيد فرق الجهد بين القطبين إلى حوالي ١٠٠٠٠ فولت (عشرة آلاف فولت) يلاحظ انطلاق سيل من الأشعة غير المنظورة من المهبط تسلب وميضا لجدار أنبوبة

التفريغ سميت هذه الأشعة بأشعة المهبط.

خواص أشعة المهبط:

١-تتكون من دقائق مادية صغيرة.

٢-تسير في خطوط مستقيمة.

٣-لها تأثير حراري.

٤-تتأثر بكل من المجالين الكهربي والمغناطيسي.

٥-سالبة الشحنة.

٦- لا تختلف في سلوكها أو طبيعتها باختلاف مادة المهبط أو نوع الغاز مما يدل على أنه تدخل في تركيب جميع المواد.

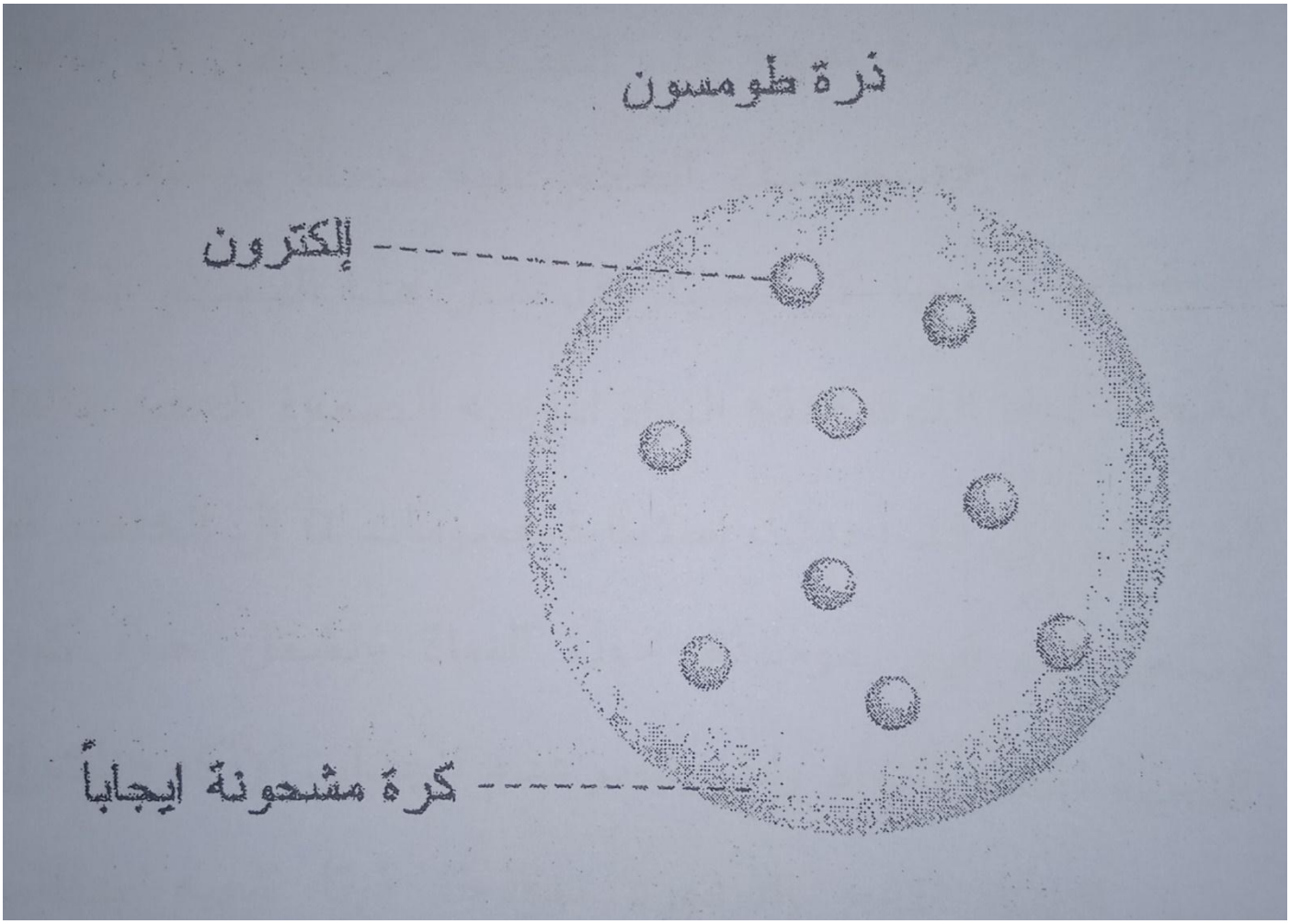
بالتالي أشعة المهبط هي سيل من الاشعة غير المنظورة تنتج من المهبط وتسبب وميضا لجدار أنبوبة التفريغ.

من هذه التجارب قدم العالم طومسون نظريته عن الذرة.

النموذج الذري لطومسون:

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

أهم فروض ذلك النموذج تتلخص كما بالشكل التالي:



الذرة كتلة كروية مصمتة تتوزع الشحنات بانتظام داخل هذه الكرة حيث أن الذرة متعادلة كهربيا.

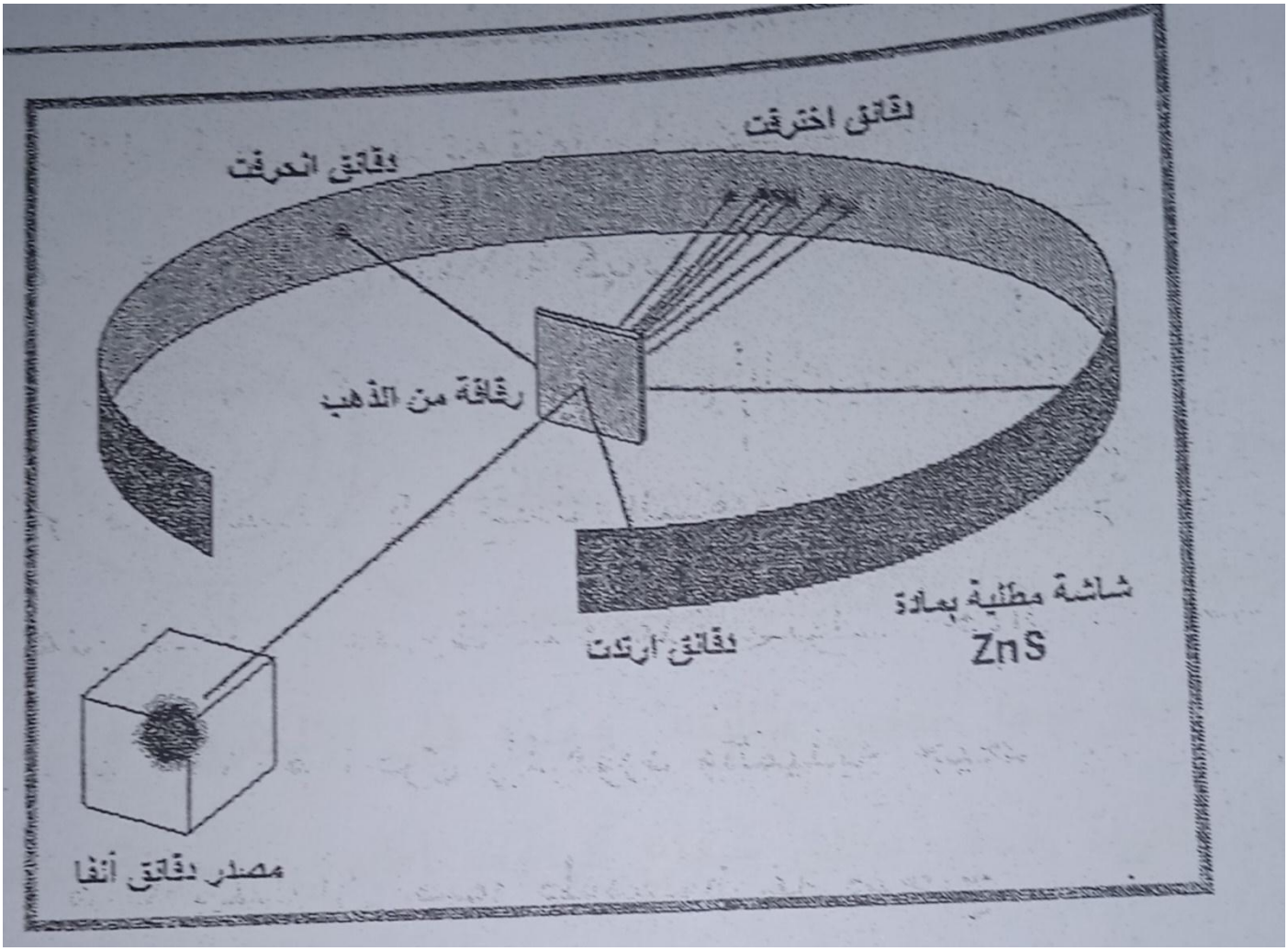
الذرة عبارة عن كرة متجانسة من الكهرباء الموجبة تتخللها الإلكترونات السالبة كما تتخلل البذور ثمرة البطيخ.

ظل هذا النموذج معروفا لمدة عدة سنوات - حوالي ١٣ سنة- حتى عام ١٩١١م أجرى راذرفورد وتلميذيه جيجر ومارسدين تجربة هامة بينت أن تصور طومسون غير صحيح.

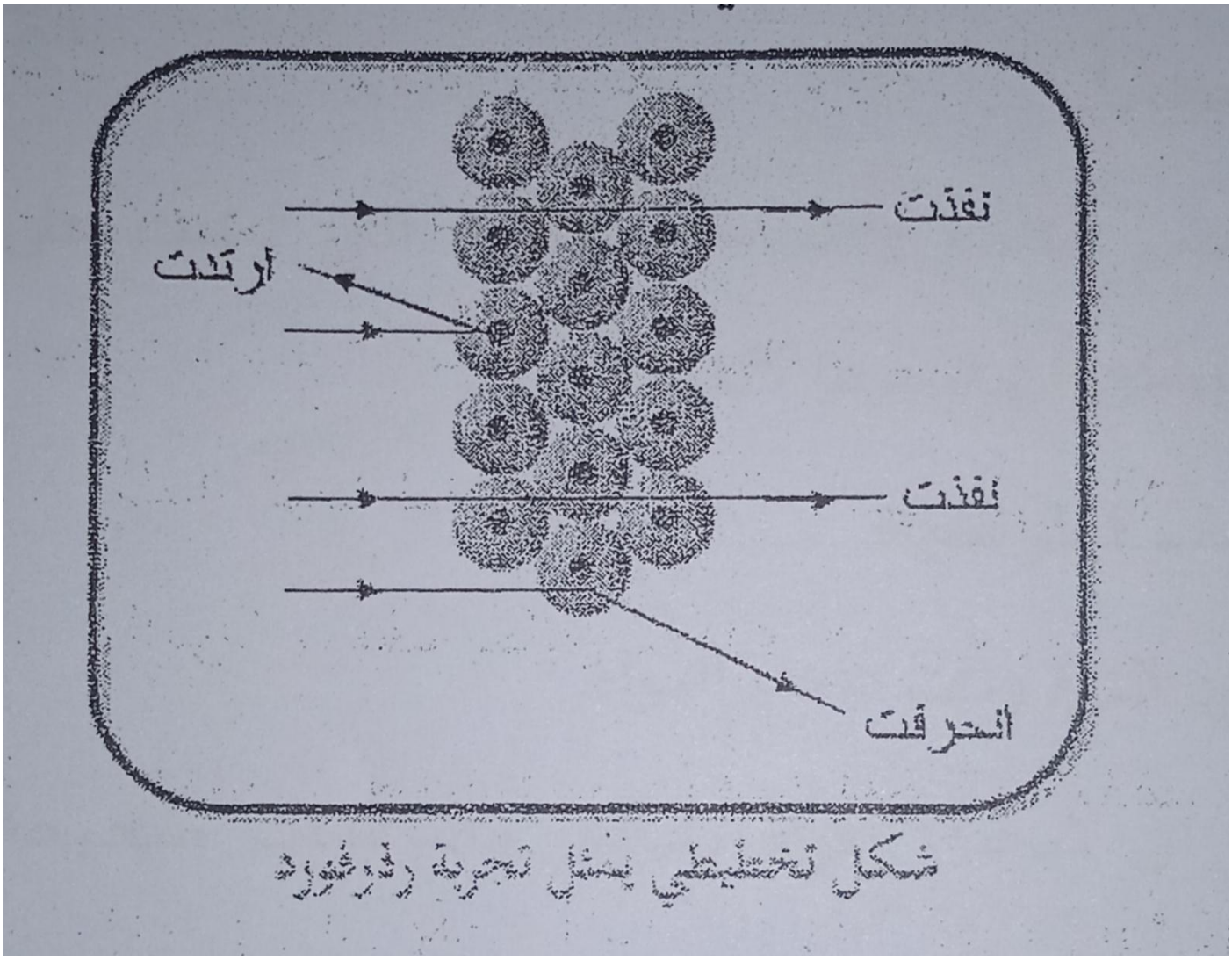
تجربة راذرفورد المعرفة التركيب الذري:

في هذه التجربة قام جيجر وماسدين بإسقاط شعاع من جسيمات ألفا على شريحة رقيقة من المعدن وكانت النتائج التي حصلوا عليها مثيرة للدهشة فقد وجدوا أن معظم جسيمات ألفا تمر خلال الشريحة المعدنية كما لو كانت تمر في فضاء إلا أن

هناك بعض الجسيمات يحدث لها استطارة فتحيد عن مسارها الأصلي بزاوية كبيرة وبعض الجسيمات انحرفت متجهة إلى الخلف. كما يتضح من الشكل التالي:



وقد فسر راذرفورد نتيجة هذه التجربة على أساس أن داخل الذرة يوجد جسيم صغير الحجم عليه شحنة موجبة داخل الذرة التي حجمها أكبر نسبيا. وقد سمي هذا الجسيم الموجب الشحنة نواة الذرة. وهذه النواة الموجبة الصغيرة الحجم داخل الذرة هي التي قد أحدثت استطارة جسيمات α إلى الخلف. أما الإلكترونات فهي موجودة حول النواة وتشغل حيزا كبيرا بالنسبة لحجم النواة. ولكي يفسر عدم انجذاب الإلكترونات إلى جسم النواة اقترح راذرفورد نموذجا ذريا شبيه بنظامنا الشمسي، فالإلكترونات طبقا لهذا النموذج تدور حول النواة كما تدور الكواكب حول الشمس في المجموعة الشمسية.



شكل تخطيطي يمثل تجربة راذرفورد

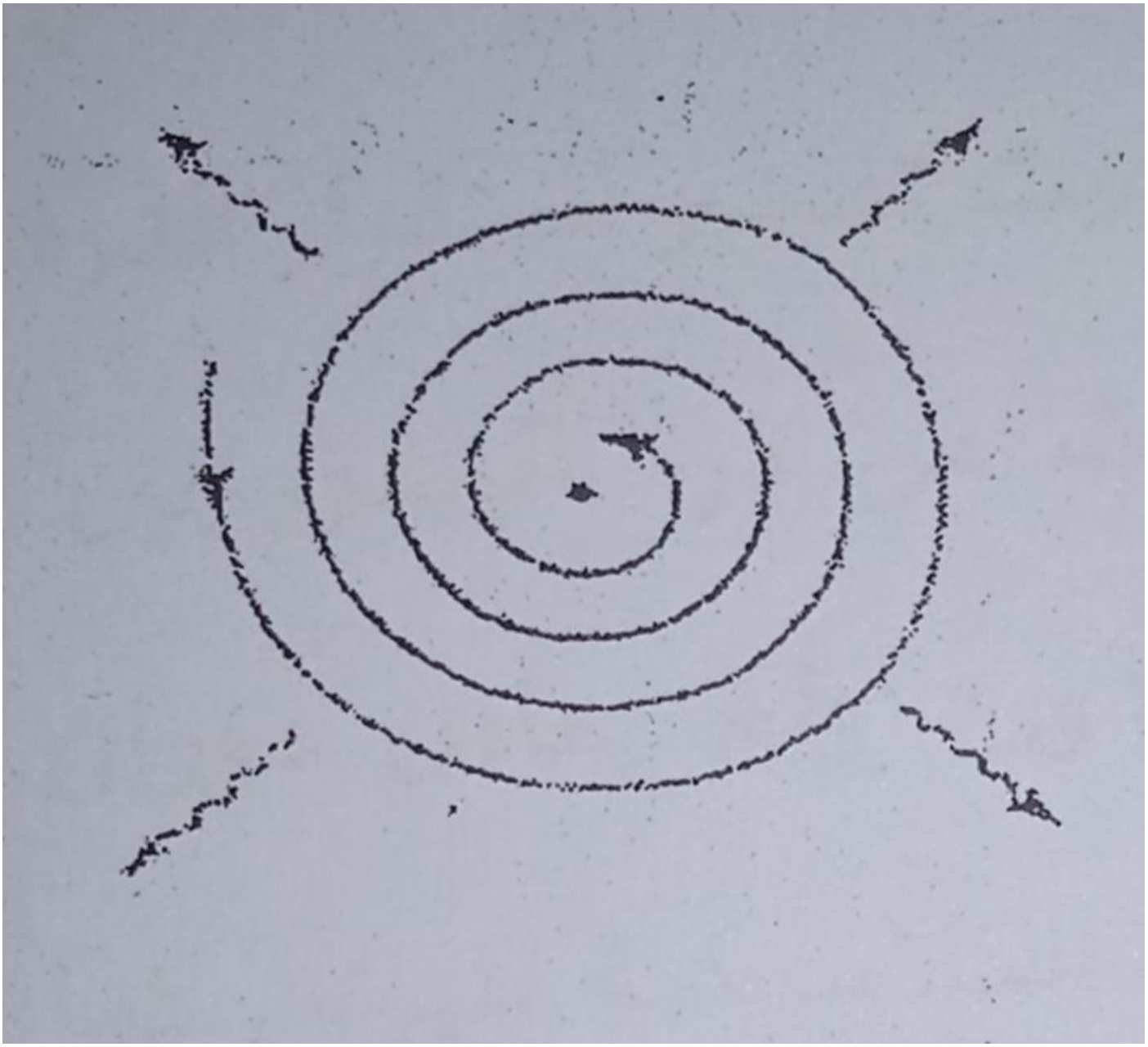
فروض نموذج راذرفورد

*معظم حجم الذرة فراغ.

*شحنة الذرة الموجبة ومعظم كتلتها تتركز في منطقة صغيرة جدا من الذرة تسمى النواة.

*جميع الإلكترونات تدور في الفراغ الكبير حول النواة.

إلا أن نموذج راذرفورد وطبقا للفيزياء الكلاسيكية وبالتحديد نظرية ماكسويل والتي تنص على أنه "إذا تحرك جسم مشحون بشحنة كهربية في مدار دائري فإنه يفقد جزء من طاقته تدريجيا بانبعاث إشعاعات فيقل نص قطر المدار تبقا لنقص طاقته".



وعليه فإن الإلكترون في مداره حول النواة سوف يطلق شعاع كهرومغناطيسي بصورة متصلة لأنه يتحرك في مسار دائري وهذا يعني أنه يفقد طاقة باستمرار مما يؤدي إلى أن يكون المدار حلزوني كما في الشكل السابق، وفي النهاية سيؤول الإلكترون إلى النواة وتتلاشى الذرة مما يتعارض مع كون الذرة مستقرة.

كما لم ينجح نموذج راذرفورد في تفسير طيف ذرة الهيدروجين.

ومن هنا يمكننا أن نلخص القصور في نموذج راذرفورد في ثلاث بنود أساسية كما يلي:

*عدم تفسيره لثبات الذرة واستقرارها.

*عدم تفسيره اللطيف الخطي للذرة.

*عدم تفسيره لتواجد الإلكترونات معا داخل النواة دون أن تتنافر مع بعضها.

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

*حساب نصف قطر النواة.

*التنبؤ بوجود النيترونات داخل النواة.

*التأكد من أن شحنة النواة تساوي مضاعفات صحيحة لشحنة الإلكترون.

وبعد ذلك أصبح المسرح معدا لبور ليجد حلا لمشكلة اندماج الإلكترون في النواة ومشكلة الإشعاعات المستمرة التي تنبعث من الذرة

نموذج بور للذرة Bohr's Model of the Atom

كل النتائج التي اكتشفها العلماء حول الطيف الذري والفرضيات التي وضعها العالمان طومسون وراذرفورد كانت متوفرة للعالم بور وكان على نموذجه الذي وضعه أن يقدم حلا للمشاكل التي واجهت النموذجين السابقين للذرة من حيث تفسير استقرار الذرة وتفسير الطيف الكهرومغناطيسي المنبعث من ذرة الهيدروجين.

حيث تمكن بور من تطوير نموذج راذرفورد ولم يعامل دوران الإلكترون حول النواة بفروض الديناميكا الكلاسيكية لنيوتن كما فعل ماكسويل.

ففي العام ١٩١٣ تمكن العالم بور من وضع تصور ناجحا لتركيب الذرة، اعتمد نموذج بوهر للذرة على الفرضيات التالية:

١)الإلكترون يدور حول النواة في مدار دائري تحت تأثير قوة التجاذب الكهربي (قوى كولوم) بين النواة الموجبة الشحنة والإلكترون المالي الشحنة.

٢)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 2πاي

$L=nh/٢\pi$

where n = ١,٢,٣,.....(١)

٣)بالرغم من أن الإلكترون يتحرك بعجلة في مداره الدائري حول النواة إلا أن في هذه المدارات المحددة بالفرضية الثانية فإن الإلكترون لا يشع أي طيف كهرومغناطيسي كما تنص النظرية الكلاسيكية وبالتالي فإن الطاقة الكلية للإلكترون تبقى ثابتة.

٤)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 (٢) $h\upsilon=E_i-E_f$

شرح فرضيات نموذج بور

استخدم بور بعض فروض رذرفورد وهي:

*النواة موجبة الشحنة توجد في مركز الذرة.

*الذرة متعادلة كهربيا.

*أثناء دوران الإلكترون حول النواة يخضع لقوة جذب مركزية وقوة طرد مركزية.

وأضاف بور الفروض التالية:-

*تدور الإلكترونات حول النواة حركة سريعة دون أن تفقد أو تكتسب طاقة.

*تدور الإلكترونات حول النواة في عدد من مستويات الطاقة المحددة والثابتة.

*الفراغ بين المستويات منطقة محرمة تماما لدوران الإلكترونات .

*للإلكترون أثناء حركته حول النواة طاقة معينة تتوقف على بعد مستوى طاقته عن

النواة.

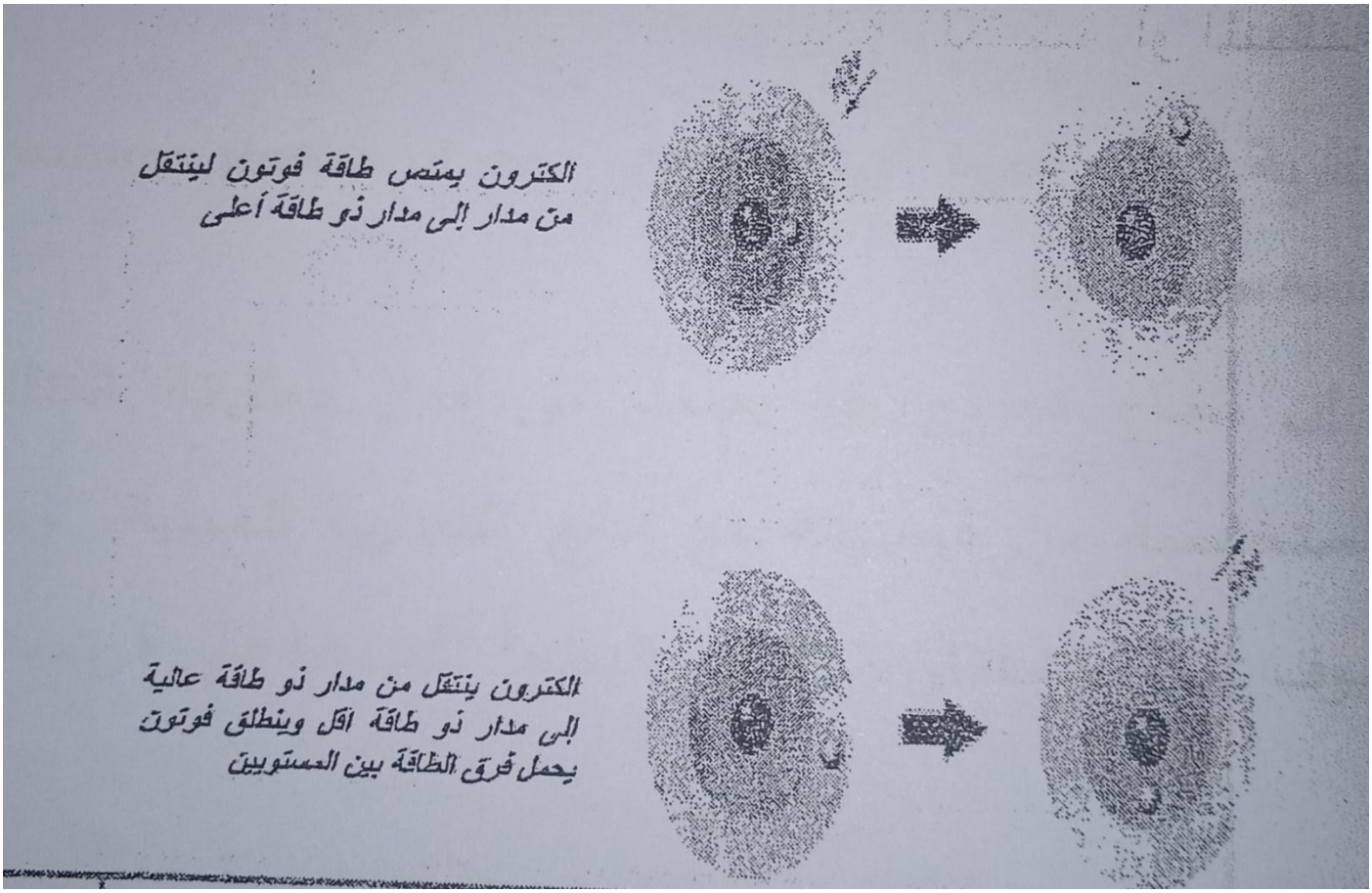
*تزداد طاقة المستوى كلما زاد نصف قطره ويعبر عن طاقة كل مستوى بعدد صحيح يسمي عدد الكم الرئيسي.

*في الحالة المستقرة يبقى الإلكترون في أقل مستويات الطاقة المتاحة.

*إذا اكتسب الإلكترون قدرا معينا من الطاقة ((يسمى كوانتم أو كم)) بواسطة التسخين أو التفريغ الكهربي تصبح الذرة مثارة وينتقل الإلكترون مؤقتا إلى مستوى طاقة أعلى يتوقف على مقدار الكم المكتسب.

*الإلكترون في المستوى الأعلى في وضع غير مستقر فيعود إلى مستواه الأصلي، ويفقد نفس الكم من الطاقة الذي اكتسبه على هيئة طيف خطى مميز.

*تمتص كثير من الذرات كمات مختلفة من الطاقة في نفس الوقت الذي تشع فيه الكثير من الذرات كمات أخرى من الطاقة ولذلك تنتج خطوط طيفية تدل على مستويات

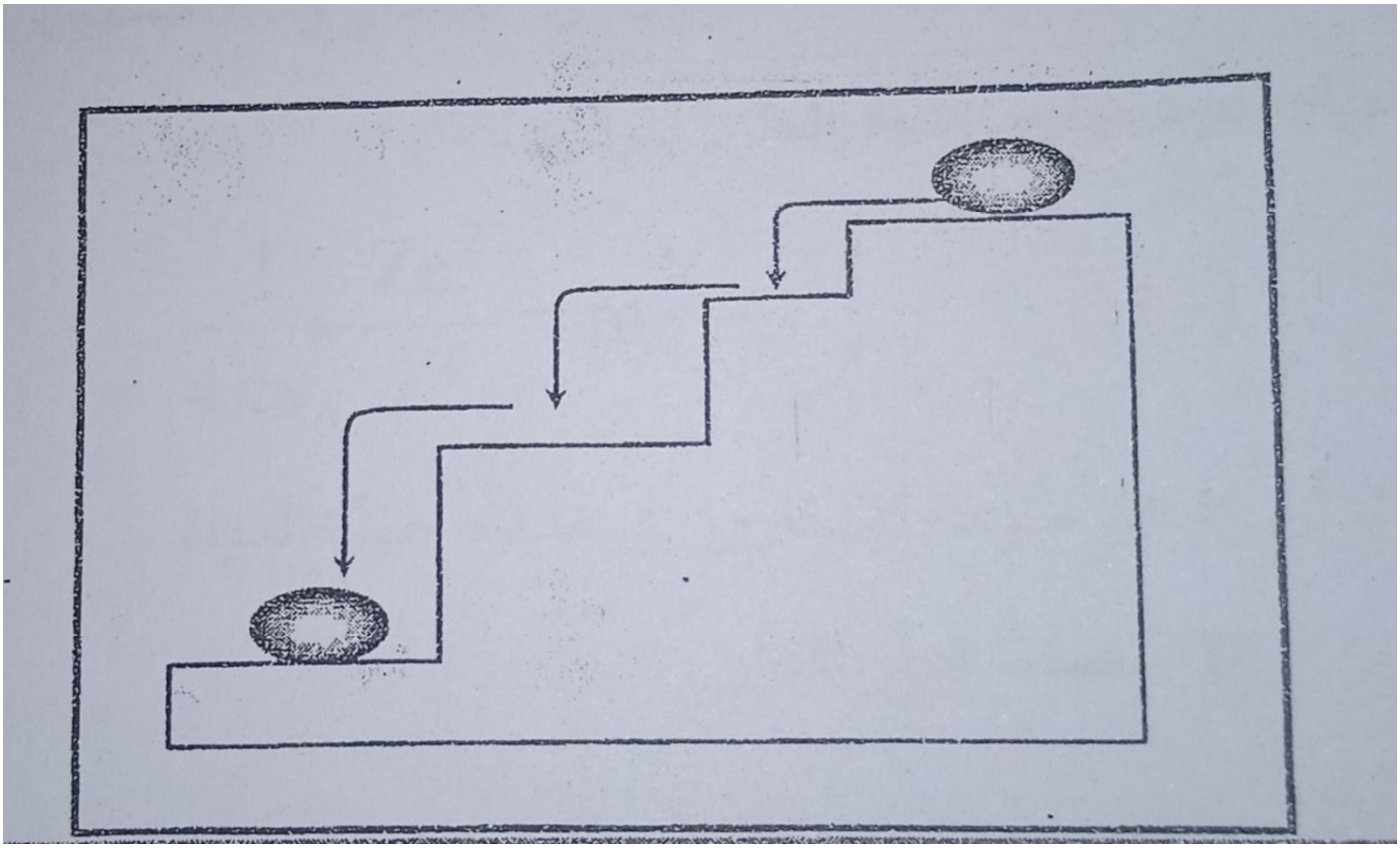


الطاقة التي تنتقل الإلكترونات خلالها. (تفسير خطوط طيف ذرة الهيدروجين).

من هذه الفرضيات نرى ان بور قد دمج النظرية الكلاسيكية من نظرية الكم في اعتباره أن 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 في الطاقة بين المستويات ليس متساويا فهو يقل كلما بعدنا عن النواة وبذلك يكون الكم من الطاقة اللازم لنقل الإلكترون بين المستويات المختلفة ليس متساويا.

*لا يمكن للإلكترون أن يستقر في أي مسافة بين مستويات الطاقة، إنما يقفز قفزات محددة هي أماكن مستويات الطاقة.

نظرية الكم الذرة الهيدروجين

Quantum theory of the 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.

ايجاد نصف القطر والسرعة للإلكترون حول النواة

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

$$\frac{١}{٤\pi\varepsilon.}\frac{Ze^{٢}}{r^{٢}}=m\frac{v^{٢}}{r} \qquad (٣)$$

حيث أن vهي سرعة الإلكترون في مداره حول النواة.

rنصف قطر المدار.

وباستخدام الفرضية الثانية لبور المتعلقة بالعزم الزاوي للإلكترون حول النواة.

$$L=mvr=nh/٢\pi=n\hbar \qquad (٤)$$

بالتعويض عنv من المعادلة (٤) في المعادلة (٣) نحصل على

$$Ze^{٢}=٤\pi\varepsilon.mv^{٢}r=٤\pi\varepsilon.mr(n\hbar/mr)^{٢}$$

$$=٤\pi\varepsilon.\frac{n^{٢}\hbar^{٢}}{mr}$$

وبالتالي يكون نصف القطر للمدار

$$r=٤\pi\varepsilon.\frac{n^{٢}\hbar^{٢}}{mZe^{٢}} \quad ,\text{where } n=١,٢,٣,\ldots\ldots\ldots(٥)$$

وسرعة الالكترون في المدار هي

$$v=\frac{n\hbar}{mr}=\frac{١}{٤\pi\varepsilon.}\frac{Ze^{٢}}{n\hbar} \qquad (٦)$$

ان تكميم العزم الزاوي المداري للإلكترون حول النواه أدى إلى تكميم المدارات الممكنة للإلكترون حول النواة من خلال تحديد نصف قطر المدارات الممكنة للإلكترون أن يتواجد بها ونجد أن نصف قطر المدار يتناسب طرديا مع مربع العدد

الكميn.

وبالتعويض في المعادلة (٥) عن n=١ يمكن حساب قيمة نصف القطر للمدار الاول للإلكترون حول النواة الذرة الهيدروجين حيثZ=١فإن نصف القطر يساوي

$r=٥.٣*١٠^{-١١}$ m=٠.٥A

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 (٦) يمكن حساب سرعة الالكترون حول النواة في المدار الأول n= ١لذرة الهيدروجين وبالتعويض عن الثوابت في المعادلة نجد أن سرعة الإلكترون تساوي

$v=٢.٢x١٠^{٦}$ m/sec

وهذه هي أكبر سرعة للإلكترون حول النواة لأن السرعة تتناسب عكسيا مع العدد الكمي للمدار. وعندما نتحدث عن ذرات لها عدد ذري أكبر من ذرة الهيدروجين Z>١فإن السرعة تصبح قريبة من سرعة الضوء وهنا يكون نموذج بور غير متحقق لتلك الذرات لأنه لم تتعامل مع سرعات قريبة من سرعة الضوء.

ايجاد الطاقة الكلية للإلكترون في المدار حول النواة

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

The potential energy:

$$V=-\frac{١}{٤\pi\varepsilon.}\frac{Ze^{٢}}{r}$$

الإشارة السالبة لطاقة الوضع تشير إلى أن القوة المتبادلة بين النواة والإلكترون هي

قوة تجاذب وأن هناك شغل سالب يبذل لإحضار الإلكترون من المالانهاية إلى مداره حول النواة

The kinetic energy:

$$K=١/٢mv^{٢}=١/٢\ \frac{١}{٤\pi\varepsilon.}\frac{Ze^{٢}}{r}$$

وذلك بعد التعويض عن قيمة $mv^{٢}$من المعادلة (٣) إذن الطاقة الكلية تعطى من المعادلة

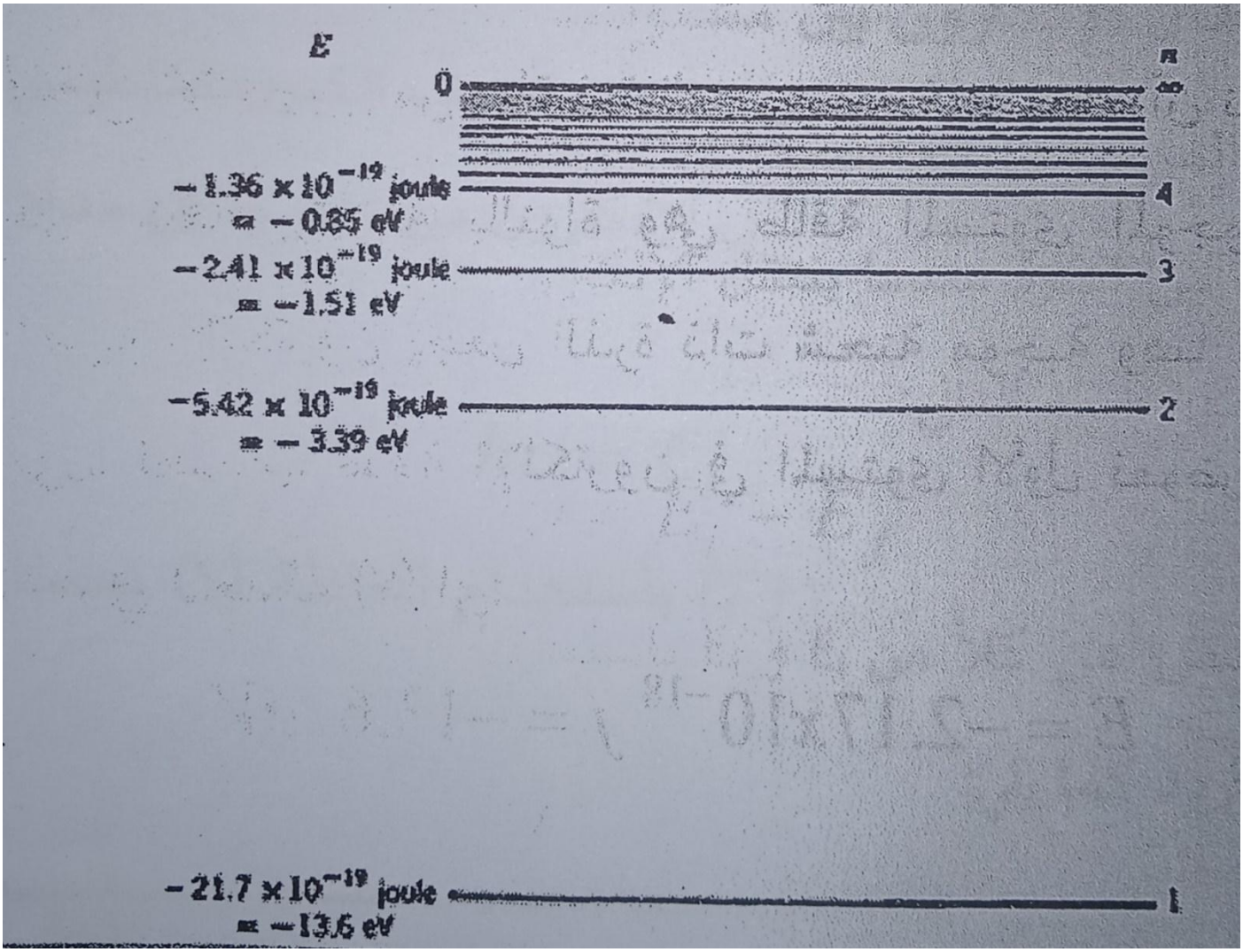
The total energy:

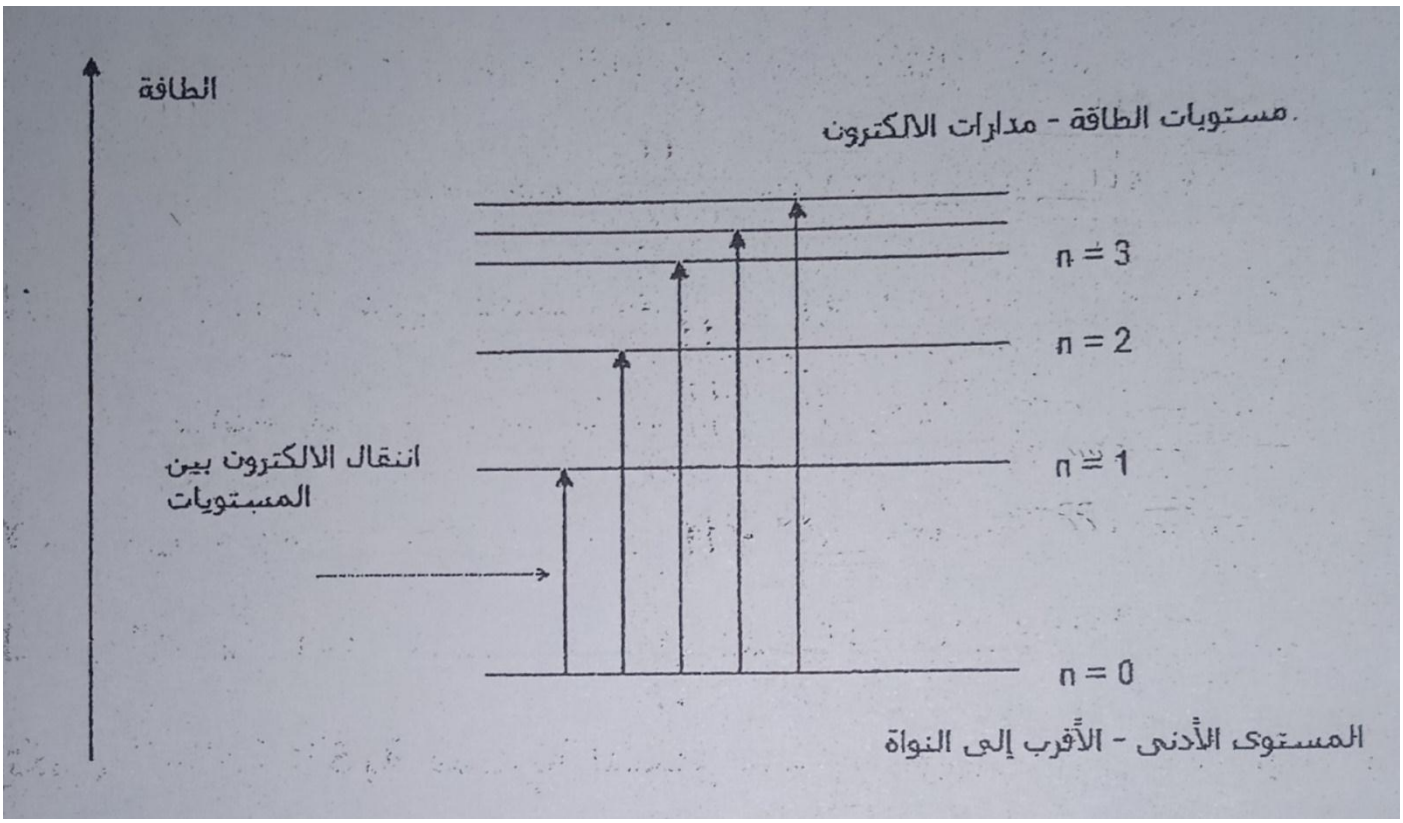
$$E=K+V=-\frac{١}{٤\pi\varepsilon.}\frac{Ze^{٢}}{٢r}$$

بالتعويض عن قيمة r من المعادلة (٥) في معادلة الطاقة الكلية تحصل على:

$$E=-\frac{mZ^{٢}e^{٢}}{(٤\pi\varepsilon.)^{٢}٢\hbar^{٢}}\frac{١}{n^{٢}}\quad ,\text{where } n=١,٢,٣,\ldots\ldots\ldots(٧)$$

المعادلة (٧) توضح تكميم الطاقة والمخطط التالي يوضح مستويات الطاقة المكممة لذرة الهيدروجين حيث القيم الواردة على يمين المخطط تبين العدد الكميn والقيم على الجانب الأيسر توضح قيمة الطاقة المقابلة لكل مستوى طاقة من حسابها بالمعادلة (٧) وذلك بوحدة الجول وبوحدة الإلكترون فولت. لاحظ أن أدنى مستوى للطاقة هو المستوى ذو العدد الكمي الأصغر n= ١وكلما زادت n كلما كانت الطاقة الكلية أقل سالبيه وتكون الطاقة الكلية مساوية للصفر عندما تؤول n إلى المالانهاية. إن أقل مستوي طاقة هو الأكثر استقرارا بالنسبة للإلكترون وهو المستوى n=١في حالة ذرة الهيدروجين.


E
n
0
∞
-1.36×10^{-19} joule
$= -0.85$ eV
4
-2.41×10^{-19} joule
$= -1.51$ eV
3
-5.42×10^{-19} joule
$= -3.39$ eV
2
-21.7×10^{-19} joule
$= -13.6$ eV
1


الطاقة
مستويات الطاقة - مدارات الالكترون
n = 3
n = 2
n = 1
انتقال الالكترون بين المستويات
n = 0
المستوى الأدنى - الأقرب إلى النواة

حيث أن الإلكترون في الحالة العادية يكون في أدنى مستوى للطاقة وفي ذرة الهيدروجين يكون في المستوى n=١وبالتالي 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=١في المعادلة (٧) اى:

$$E = -٢.١٧x١٠^{-١٨}j = -١٣.٦\ eV$$

وهذه هي قيمة الطاقة للمستوى الاول وهي طاقة ربط الالكترون بالنواة والتي تسمى Binding energy.أما طاقة المستويات الأخرى فيمكن حسابها استنادا إلى قيمة الطاقة في المستوى الأول من العلاقة التالية:

$$E_n=-\frac{١٣.٦\ eV}{n^٢}$$

ايجاد 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 مدارn_fوذلك حسب التالي:

$$h\upsilon = E_i - E_f$$

بالتعويض عن كلا من E_iو E_f باستخدام المعادلة (٧) نحصل على التردد كما يلي:

$$\upsilon=E_i-E_f/h=(\frac{١}{٤\pi\varepsilon.})^٢\frac{mZ^٢e^٤}{٤\pi\hbar}\{١/n^٢_f-١/n^٢_i\}$$

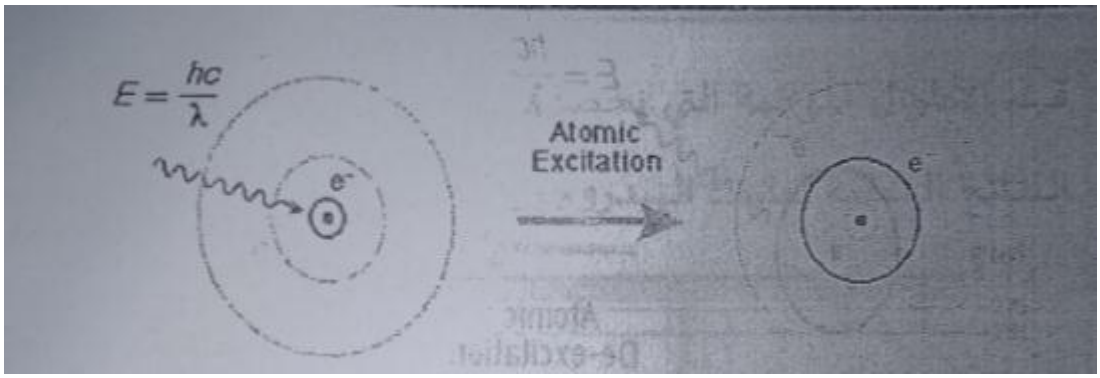
وباستخدام مقلوب الاول الموجي (الرقم الموجى k)

$$K=١/\lambda=(\frac{١}{٤\pi\varepsilon.})^٢\frac{me^٤}{٤\pi\hbar^٣c}Z^٢\{١/n^٢_f-١/n_i^٢\} \qquad (٨)$$

تعد المعادلتان (٧) و (٨) أهم استنتاجين لنموذج بور وباستخدام هاتين المعادلتين يمكن شرح الطيف الكهرومغناطيسي المنبعث من ذرة الهيدروجين

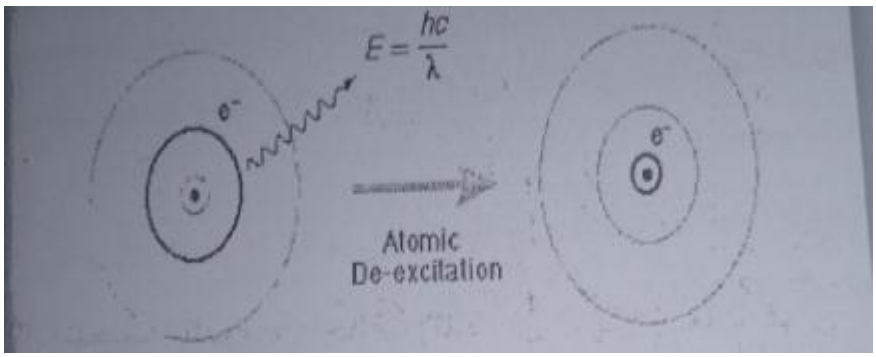
(١)إن المستوى الأول للطاقة n=١ وهو أدنى مستوى للطاقة ويسمي state ground

(٢)عند إثارة ذرة الهيدروجين باستخدام - على سبيل المثال- التفريغ الكهربي electric dischargeفإن الإلكترون في المستوى n=١سوف يكتسب طاقة نتيجة التصادمات فينتقل إلى مستوى طاقة أعلى n>١ وهنا تصبح ذرة الهيدروجين مثارة .



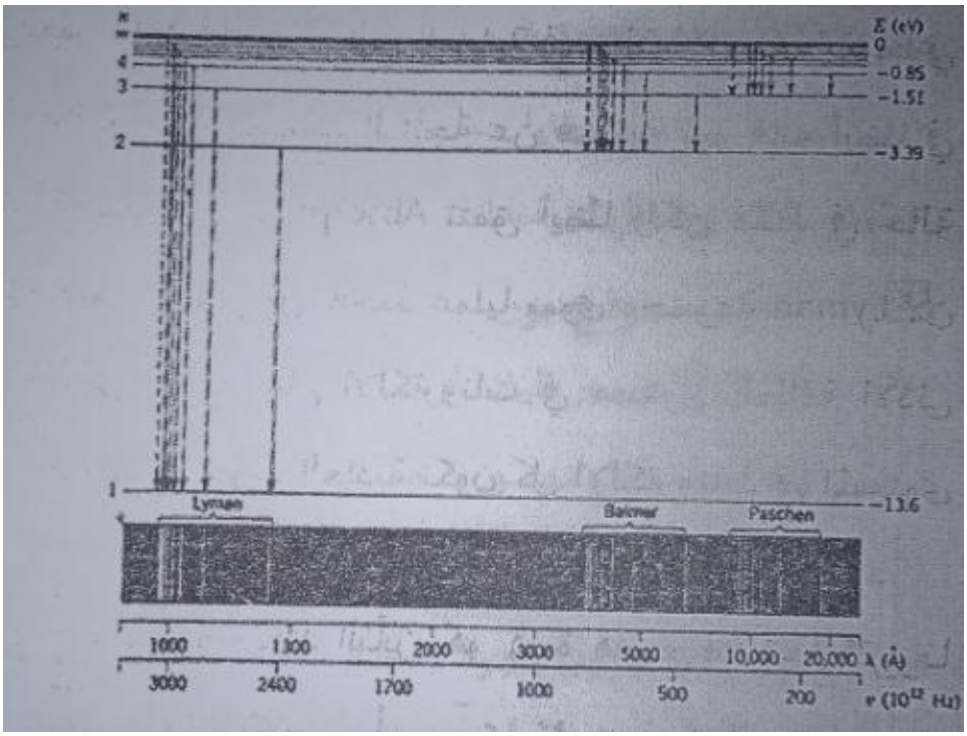
(٣)تتخلص الذرة من حالة الإثارة عن طريق انبعاث فوتون يحمل فرق الطاقة بين المستويين. ويمكن أن يتم الانتقال من خلال سلسلة من الانتقالات حتى الوصول إلى المستوى n=١وفي كل مرحة انتقال إلى مستوى طاقة أقل ينطلق فوتون. فمثلا إذا

أثير الإلكترون إلى المستوى n=٧فإنه ينتقل مثلا إلى المستوىn=٤ ثم ينتقل إلى المستوى n=٢ثم إلى المستوى n=١، وفي هذه الحالة نحصل على ثلاثة خطوط طيفية لها طول موجي يمكن حسابه من المعادلة (٨) بالتعويض عن n_i= ٧ و n_f=٤ للخط الطيفي الأول والخط الثانيn_i= ٤وn_f=٢والخط الثالث n_i=٢وn_f=١



(٤)يمكن أن تحدث الانتقالات الطيفية كل مستويات الطاقة من مستوى الطاقة الأعلى

n_iإلى مستوى الطاقة الأقل n_f وفي حالة ذرة الهيدروجين Z= ١يمكن استخدام المعادلة (٨) لحساب كافة الانتقالات الطيفية التي يمكن تجميعها في سلسلة من الخطوط الطيفية حسب مستوى الطاقة الأدنى n_f الذي تؤول إليه كل الانتقالات. فمثلا الانتقالات التي تنتهي إلى المستوى n_f=١تسمىLyman series أما الانتقالات إلى المستوى n_f=٢فتسمى Balmerseries والانتقالات إلى المستوى ٣ =n_fتسمى Paschen seriesوالانتقالات إلى ٤ =n_fتسمى Brackett series والانتقالات إلى n_f=٥تسمى Pfund series وهذه التسميات تعود إلى العلماء الذين اكتشفوا هذه الخطوط الطيفية لذرة الهيدروجين. وقد وجدت قيم الأطوال الموجية التي نحصل عليها من المعادلة (٨) متفقة مع النتائج العملية لطيف الهيدروجين كما في الشكل التالي:



لاحظ أن الخطوط الطيفية التابعة لمجموعةLyman series هي ذات طاقة فوتون الأعلى وهي- لهذا السبب- تكون في منطقة الفوق بنفسجية من الطيف الكهرومغناطيسي. وأن الانتقال من المستوى إلى المستوى n=١هو الخط الطيفي ذو الطاقة الأعلى في المجموعة والانتقال من المستوى n_i=٢إلى ١ =n_fهو الأقل طاقة في مجموعة Lyman series

ملاحظة: كما اتفقت النتائج العملية في حالة الانبعاث الإشعاعي مع الحسابات الناتجة عن فرضية بور فإنه أيضا في حالة الامتصاص Absorption تتفق أيضا ولكن فقط في حالة الامتصاص لا يمكن أن نلاحظ عمليا سوى مجموعة Lyman لأن الامتصاص يعتمد على الالكترونات في مستوى الطاقة الأدنى وعند درجات الحرارة العادية تكون كل الإلكترونات في المستوى n=١

تمرين: الهيليوم وحيد التأين هو ذرة هليوم فقدت إلكترونا من إلكترونيها الاثنين وأصبحت تشبه ذرة الهيدروجين، باستثناء أن عددها الذري (Z=٢)إثنان. أوجد مستويات الطاقة بأيون الهليوم.

مزايا نموذج بور

*تفسير طيف الهيدروجين تفسيرا صحيحا.

*أدخلت نظرية بور فكرة الكم في تحديد طاقة الإلكترونات في مستويات الطاقة المختلفة لأول مرة.

*التوفيق بين رذرفورد وماكسويل حيث أثبت أن الإلكترونات أثناء دورنها حول النواة في الحالة المستقرة لا تشع طاقة وبالتالي لن تسقط في النواة.

عيوب نموذج بور

*فشل في تفسير طيف أي عنصر آخر غير الهيدروجين حتى أنه لم يستطع تفسير طيف ذرة الهيليوم التي تحتوي على إلكترونين.

*اعتبر الإلكترون مجرد جسيم مادي سالب ولم يأخذ في الاعتبار أن له خواصا موجية.

*افترض أنه يمكن تعيين كل من مكان وسرعة الالكترون بكل دقة في نفس الوقت وهذه يستحيل عمليا.لأن الجهاز المستخدم في عملية رصد مكان وسرعة الإلكترون سوف يغير من مكانه أو سرعته.

*بينت معادلات نظرية "بور" أن الإلكترون عبارة عن جسيم يتحرك في مدار دائري

مستو أي أن الذرة مسطحة وقد ثبت أن الذرة لها الاتجاهات الفراغية الثلاثة.

النظرية الذرية الحديثة

قامت على ثلاثة فروض هي:

١-الطبيعة المزدوجة للإلكترون

٢-مبدأ عدم التأكد (هايزنبرج)

٣-المعادلة الموجية (شرودنجر)

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

١ .الطبيعة المزدوجة للإلكترون

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

الموجات المادية :- تختلف عن الموجات الكهرومغناطيسية في:

*لا تنفصل عن الجسم المتحرك.

*سرعتها لا تساوي سرعة الضوء.

٢ .مبدأ عدم التأكد ل "هايزنبرج"

قد توصل هايزنبرج باستخدام ميكانيكا الكم إلى مبدأ مهم هو:

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

٣ .المعادلة الموجية ل "شرودنجر"

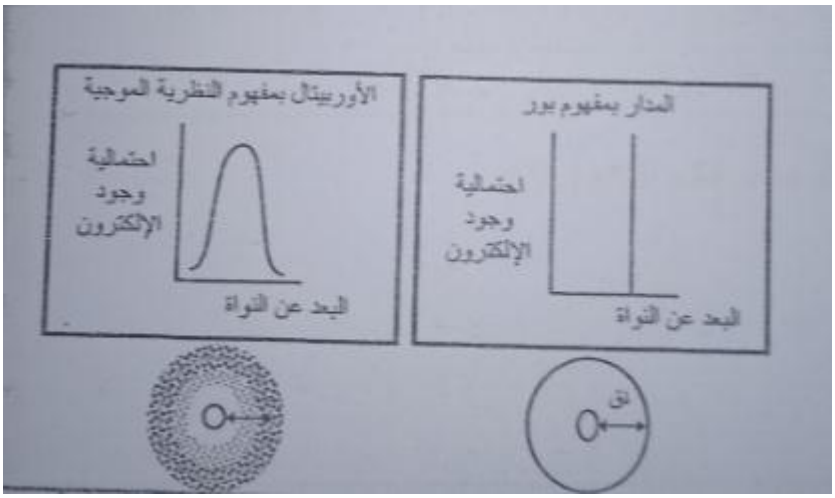
تمكن شرودنجر بناء على أفكار "بلانك" و"أينشتين" و"دي براولى" وهايزنبرج" من وضع المعادلة الموجية وبحل هذه المعادلة أمكن:-

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

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

تحديد أعداد الكم.

أعداد الكم: أعداد تحدد أحجام الحيز من الفراغ الذي يكون احتمال الإلكترونات فيها أكبر ما يمكن (الأوربيتالات) وطاقتها



واشكالها واتجاهاتها الفراغية بالنسبة لمحاور الذرة.

وتشمل أربعة أعداد هي-:

١-العدد الكم الرئيسي (n)

٢-عدد الكم الثانوي (l)

٣-عدد الكم المغناطيسي.(m)

٤-عدد الكم المغزلي.(m_s)

عدد الكم الرئيسي(n)

(١)يستخدم في تحديد

(أ)رقم مستويات الطاقة الرئيسية

(ب) عدد الإلكترونات التي يتشبع بها كل مستوي رئيسي

وهو يساوي $٢n^{٢}$

(٢) عدد صحيح ويأخذ القيم ١،٢، ٣، ٤،.....

(٣)لا يأخذ قيمة الصفر أو قيم غير صحيحة

ملاحظات: عدد مستويات الطاقة في أقل الذرات المعروفة وهي في الحالة المستقرة سبع مستويات وهي:

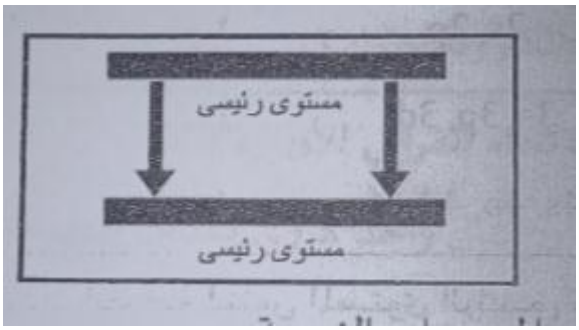
K	L	M	N	O	P	Q
١	٢	٣	٤	٥	٦	٧

ولا تنطبق العلاقة $٢n^{٢}$على المستويات بعد الرابع حيث تصبح الذرة غير مستقرة إذا زاد عدد الإلكترونات بمستوى طاقة عن٣٢ إلكترون.

المستوي الاساسي	الرقم(n)	عدد الالكترونات التي يتشبع بها ($٢n^{٢}$)
K	١	$٢*١^{٢}=٢$
L	٢	$٢*٢^{٢}=٨$
M	٣	$٢*٣^{٢}=١٨$
N	٤	$٢*٤^{٢}=٣٢$

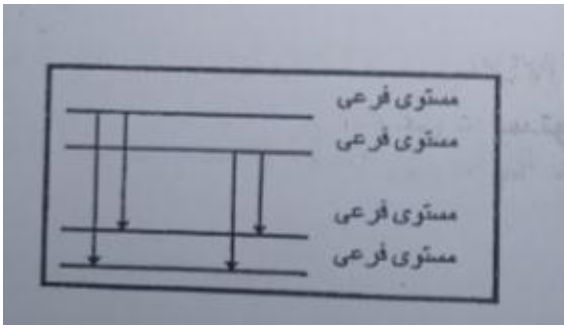
عدد الكم الثانوي (l)

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



*يحدد عدد المستويات الفرعية.

*كل مستوى رئيسي يتكون من عدة مستويات فرعية (عدد الكم الثانوي).



*عدد المستويات الفرعية يساوي رقم المستوى الرئيسي.

* تأخذ المستويات الفرعية الرموز (f,d,p,s)

المستوي الاساسي	الرقم (n)	عدد المستويات الفرعية
K	١	١s
L	٢	٢s,٢p
M	٣	٣s,٣p,٣d
N	٤	٤s,٤p,٤d,٤f

*تختلف المستويات الفرعية لنفس المستوى الرئيسي عن بعضها البعض في الطاقة اختلافا بسيطا(f>d>p>s)

*تختلف طاقة المستويات الفرعية تبعا لبعدها عن النواة (٤s>٣s>٢s>١s)

*لا يزيد عدد المستويات الفرعية عن ٤ مستويات.

عدد الكم المغناطيسي(m)

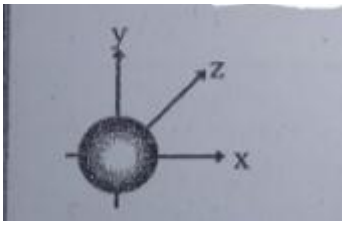
يستخدم في تحديد:

*عدد أوربيتالات كل مستوى فرعي (أعداد فردية)

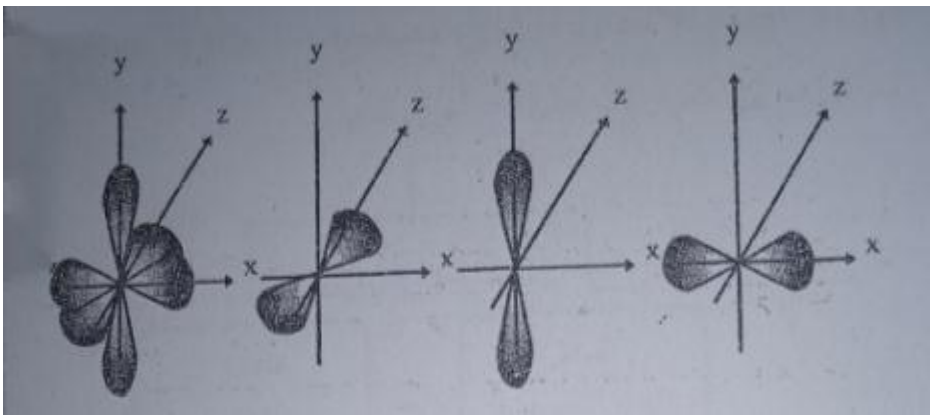
المستوي الفرعي	s	p	d	f
عدد الاوربيتالات	١	٣	٥	٧
عدد الالكترونات	٢	٦	١٠	١٤

*الاتجاه الفراغي للأوربيتالات

(s)أوربيتال واحد كروي متماثل حول النواة.



(p)ثلاثة أوربيتالات متعامدة . [px, py, pz] حيث تأخذ الكثافة الإلكترونية لكل أوربيتال منها شكل كمثرتين متقابلتين عند الرأس في نقطة تنعدم عندها الكثاف الإلكترونية.



عدد الكم المغزلي (ms)

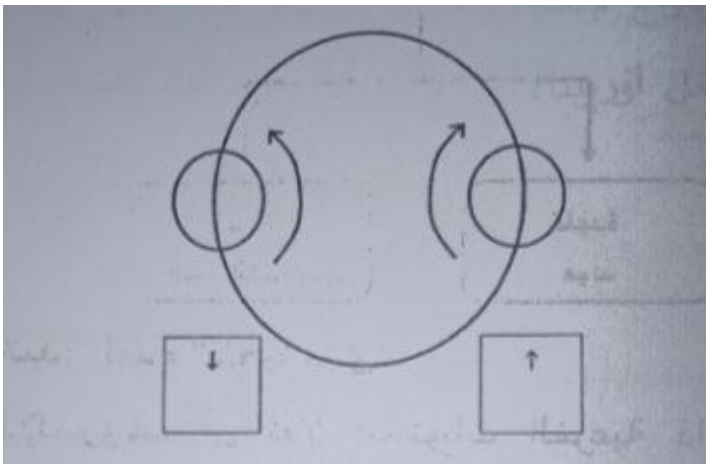
يستخدم في تحديد:-

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

*لا يتسع أي أوربيتال لأكثر من ٢ إلكترون (↓↑).

*لكل إلكترون حركتان {حركة حول محوره (مغزلية) – حركة حول النواة (دورانية)}.

*لا يتنافر الإلكترونان في الأوربيتال الواحد؛ نتيجة لدوران الإلكترون حول محوره يتكون له مجال مغناطيسي في إتجاه عكس إتجاه المجال المغناطيسي للإلكترون الثاني [↑↓] وبذلك تقل قوى التنافر بين الإلكترونيين.



العلاقة بين رقم المستوى الأساسي والمستويات الفرعية وعدد الاوربيتالات

المستوي الرئيسي	رقم المستوي (n)	عدد المستويات الفرعية n=١	عدد الاوربيتالات $m=n^{٢}$	عدد الالكترونات $٢n^{٢}$
K	١	١s	١	٢
L	٢	٢s,٢p	٤	٨
M	٣	٣s,٣p,٣d	٩	١٨
N	٤	٤s,٤p,٤d,٤f	١٦	٣٢

قواعد توزيع الإلكترونات في مستويات الطاقة

يتم توزيع الإلكترونات على أساسين هما

١-مبدا البناء التصاعدي

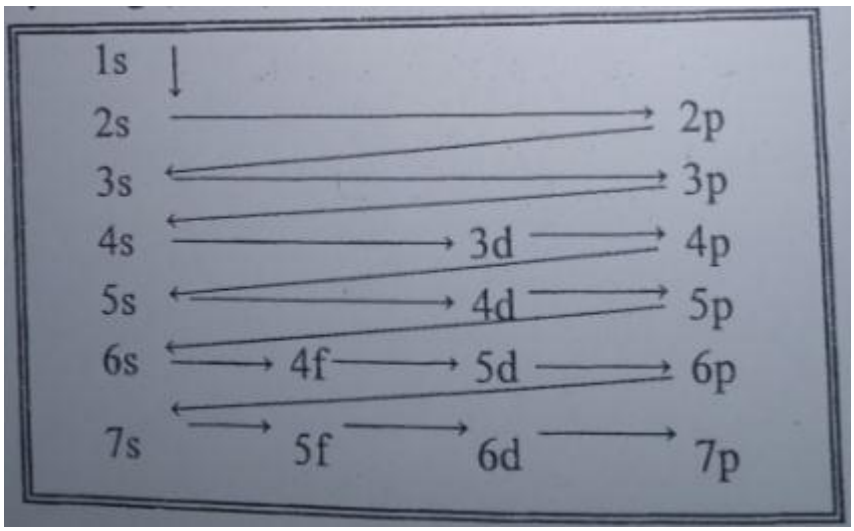
٢-قاعدة هوند

أولا: مبدأ البناء التصاعدي:

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

رسم يوضح طريقة ملء مستويات الطاقة الفرعية

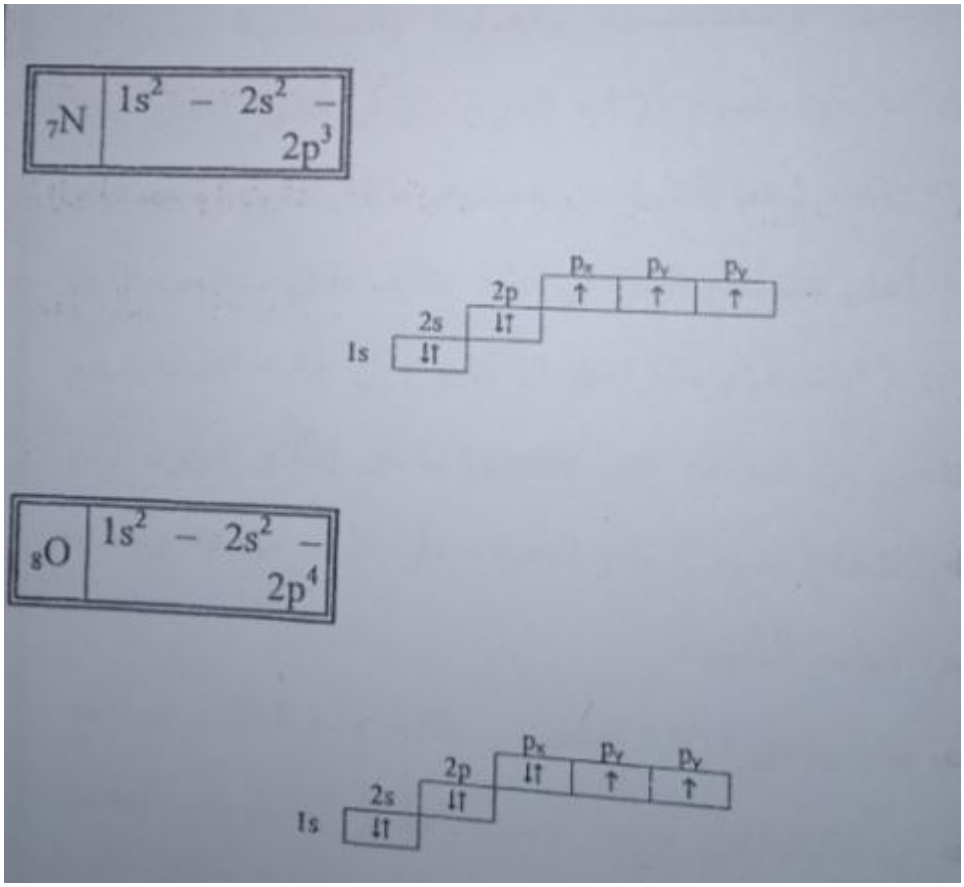
أس / أس/ بس / بس /دبس / دبس / فدبس / فدب



ثانيا: قاعدة هوند

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

أمثلة:



في ذرة O_8 يفضل الالكترون الرابع ان يزدوج مع الكترون اخر في نفس المستوى الفرعي عن الدخول في أوربيتال مستقل في المستوى الفرعي التالي لأن طاقة التنافر بين الإلكترونين عند الازدواج أقل من الطاقة اللازمة لنقل الإلكترون من مستوى فرعي إلى مستوى فرعي أخر.

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

التحقيقات العملية التكميم مستويات الطاقة

إثارة الذراتExciting 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 الإلكترونات (ربما أكثر) من مستوى طاقة أدنى إلى مستوى 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 إقتلاع 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 ولامرن (Elastic and inelastic Collisions) والفرق بينهما كما يلي :

*التصادم المرن: ويعني أن الجسمين المتصادمين لا يخسر اي منهما طاقة بعد عملية الصدم وبمعني اخر 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

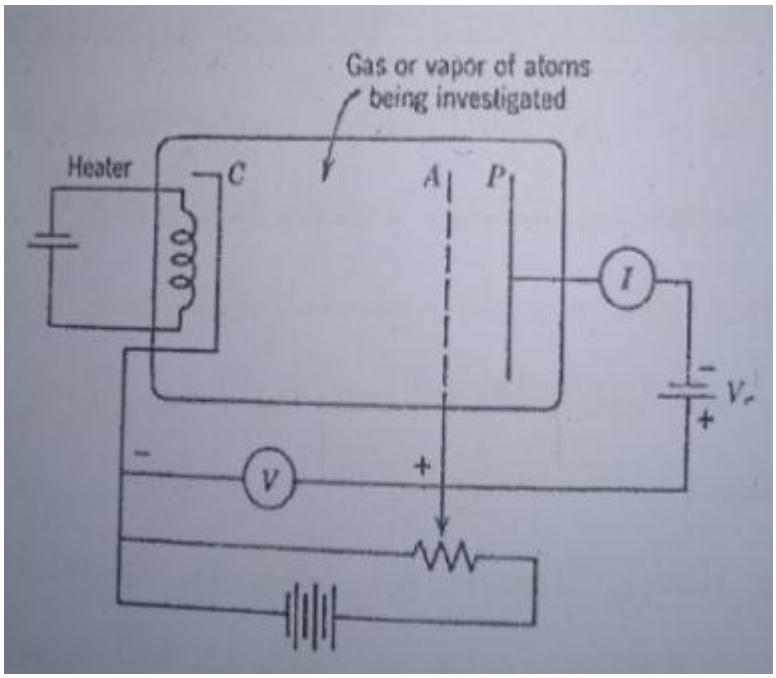
من نتائج نموذج بور تبين أن مستويات الطاقة للذرة مكممة وذلك من خلال قيم محددة لمستويات الطاقة التي يمكن للإلكترون أن يتواجد فيها في الذرات ذات الإلكترون الوحيد. وهذا بالطبع هو نفس الحال للذرات المتعددة الإلكترونات، كذلك

أن إشعاع الجسم الأسود فسره العالم بلانك على أساس وجود الذرات في مستويات طاقة مكممة، ولاجراء تجربة عملية لاثبات أن مستويات الطاقة في الذرة مكممة قام العالمان فرانك وهيرتز ١٩١٤ بتصميم تجربة كما في الشكل التالي:

والتي تتكون من أنبوبة مفرغة من الهواء وبها ذرات من الزئبق عند ضغط منخفض، على الجانب الأيسر من الأنبوبة مصدر إلكتروني عبارة عن فتيلة تسخن بمرور التيار الكهربي وينطلق منها إلكترونات بإتجاه الكاثود ذو الجهد السالب ليعمل

على تعجيل الإلكترونات بإتجاه الأنود ذو الجهد الموجب، ويتم التحكم بطاقة التعجيل من خلال تغيير الجهد المطبق على الكاثود والأنود حيث أن طاقة الإلكترونات تعتمد على شحنة الإلكترون وفرق الجهد

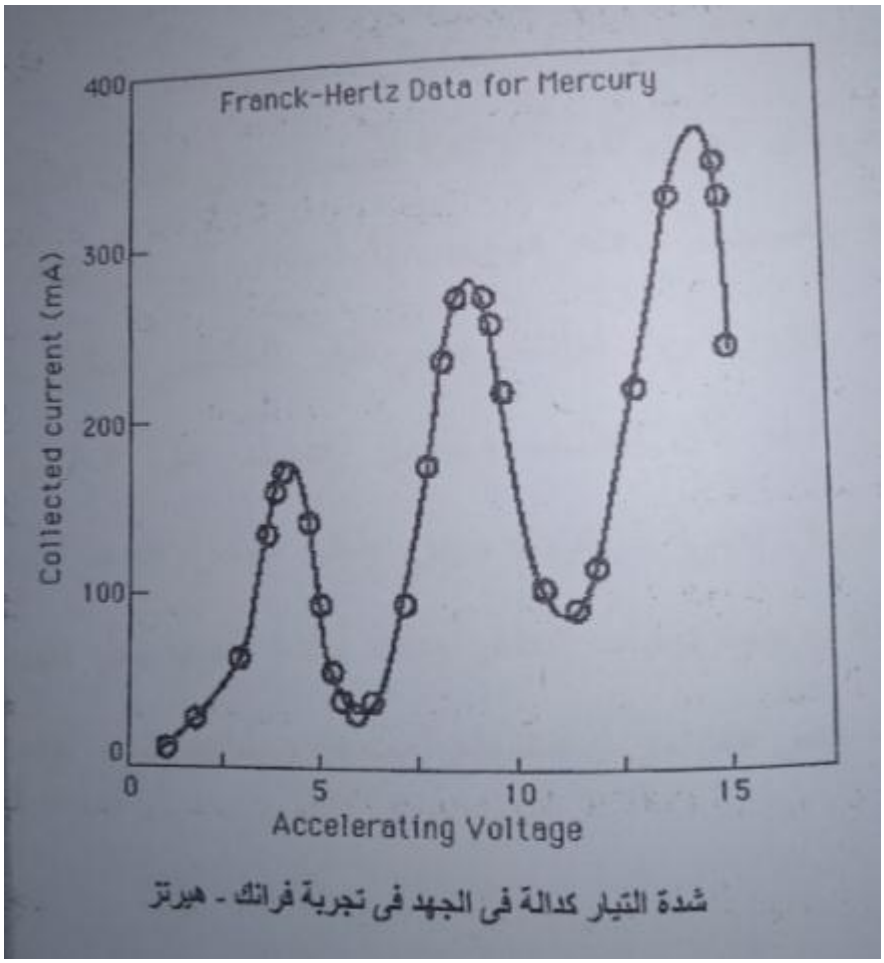
$$E_e=Ev$$



تنفد الإلكترونات من الأنود المكون من شبكة معدنية بإتجاه لوح Collector مطبق عليه جهد سالب متصل بأميتر لقياس شدة التيار الناتج عن الإلكترونات التي تصطدم بذلك اللوح.

آلية عمل الإلكترونات لإثارة الذرات في التجربة: عندما نزيد فرق الجهد بصورة تدريجية تتسارع الإلكترونات المنبعثة من الفتيل متوجهة نحو المصعد (الشبكة ذات الجهد الموجب) فنلاحظ زيادة شدة التيار حيث أن الإلكترونات ذات الطاقة العالية

تنفذ من الشبكة وتصل إلى المجمع .(Collector) وزيادة التيار تشير إلى أن التصادم بين ذرات الزئبق والإلكترونات من النوع المرن .(elastic collisions) نستمر في زيادة الجهد ونراقب شدة التيار حتى يصل الجهد إلى حوالي ٤.٩ 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 آخر تبدأ شدة التيار بالزيادة مع زيادة الجهد إلى أن يصل التيار إلى جهد مقداره ٩.٨ فولت يبدأ بعدها التيار بالتناقص وهكذا..... تتكرر العملية بعد كل فاصل جهد مقداره ٤.٩ فولت يقابل طاقة مقدارها ٤.٩ إلكترون فولت (يفضل علم الاستمرار كثيرا لكي لا يحصل التأين)نرسم الخط البياني بين التيار والجهد الشكل التالي:



شدة التيار كدالة فى الجهد فى تجربة فرانك - هيرتز

كيف نفسر ما سبق؟ إن الالكترونات في بداية الأمر تتصادم مع ذرات الزئبق ولكن الطاقة التي تملكها لا تؤهلها لإثارة الذرة لأن طاقتها أقل من فاصل الطاقة لذرة الزئبق وبالتالي تعبر الإلكترونات 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 الإلكترونات إلى مقدار أكبر بقليل من٤.٩ فولت يحصل التصادم اللامرن حيث تمتص ذرة الزئبق طاقة مقداره٤.٩ فولت تنتقل خلال ذلك إلى الحالة المثارة وهذا يؤدي إلى أن الإلكترون يخسر جزء من طاقته ويصل إلى

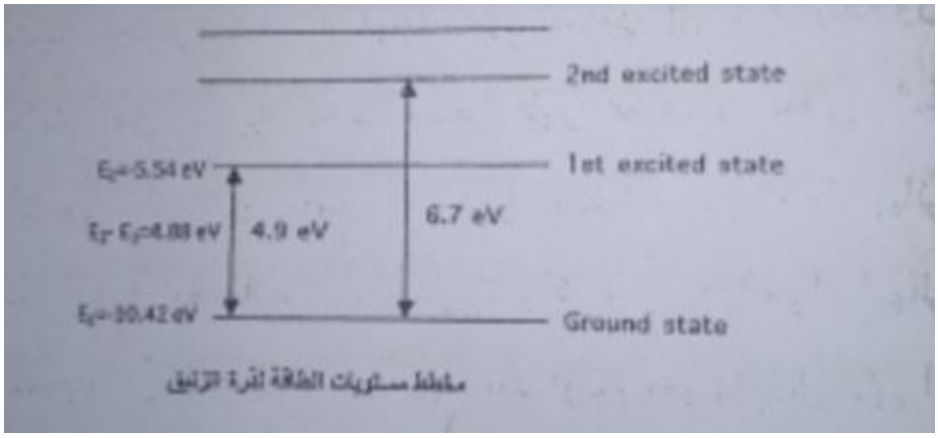
الشبكة بطاقة حركية لا تمكنه من الوصول إلى المجمع فيسقط على الشبكة التي تعمل على اقتناص أغلب الإلكترونات التي عانت من التصادم اللامرن مما يؤدي إلى تناقص شدة التيار، ومن ثم تعود العملية من جديد.

سؤال: إذا كانت العملية تتكرر كلما ازداد الجهد بمقدار ٤.٩ فولت فإن ذلك يعني ان 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 للإلكترونات التي تتمتع بطاقة من مضاعفات الطاقة ٤.٩ إلكترون فولت أنها تصطدم مع أكثر من ذرة فتعطي الأولى ٤.٩ إلكترون فولت لتثيرها ثم تعطي الثانية نفس المقدار ولتصل إلى الشبكة منهكة (كتلة ذرة الزئبق أكبر 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 ٤.٩فولت.

التفسير النظري للتجربة :ذرة الزئبق من الذرات الثقيلة، عندها ٨٠ إلكترون موزعة على مستويات الطاقة إثنان من الإلكترونات سطحية وهما المعنيان بعملية الإثارة، وباقي الإلكترونات تعتبر من الإلكترونات الداخلية صعبة الإثارة لأنها مرتبطة مع النواة بشدة. ومن الذرية والأطياف وطاقة بور، الشكل التالي يبين توزيع مستويات الطاقة لذرة الزئبق.

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



مخطط مستويات الطاقة لذرة الزئبق

$\Delta E=E_2-E_1=h\upsilon=h\upsilon/\lambda$

$\Delta E=-٥.٥٤-(-١٠.٤٢)=٤.٩eV$

$\lambda=hc/\Delta E=١٢٤٠٠eV.A°/٤.٩eV=٢٥٣٧A°$

إن عدم استقرار الإلكترون في المستوى الأعلى (الحالة المثارة) يجعله يعود إلى وضعه الأساسي بإطلاق فوتونا من المفترض أن تكون طاقة هذا الفوتون ألصادر مساوية تماما إلى الطاقة التي اكتسبها الإلكترون أثناء عملية التصادم. لقد ظهر الخط

الطيفي ذي الطول الموجي ٢٥٣٧ أنجستروم في تجارب الأطياف الذرية وحسبت طاقته فوجد أنها تساوي إلى ٤.٩ إلكترون فولت، وفي تجربة فرانك هرتز ظهر الفاصل الطاقي ٤.٩ إلكترون، لو كان الطيف مستمرا لحصلنا على خط بياني مستقيم في تجربة فرانك - هرتز، ولكن صعود الخط البياني وهبوطه ووجود نهايات عظمي وعند أرقام بعينها يدل على أن الطيف ليس مستمر بل متقطع (مكمم) وهذا ما نريد الوصول إليه.بالتالي فان التجربة تؤكد على ظهور الطيف الخطي الذرة مما يؤكد أن مستويات طاقتها منفصلة (مكممة) وأن التجربة والنظرية في الوضع الحالي تدعم نظرية بور.

الأطياف الذريةAtomic Spectra

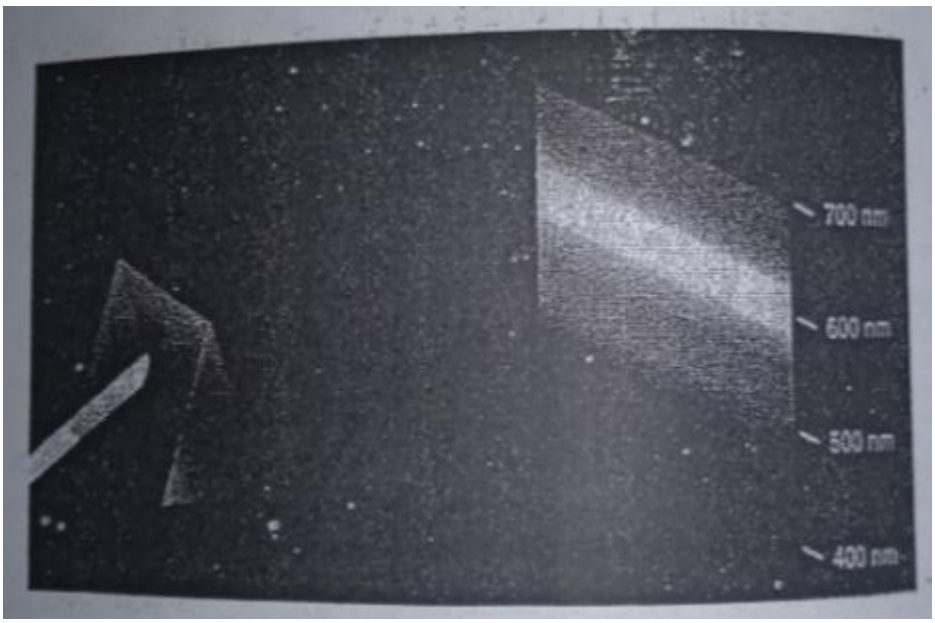
يعرف الطيف على أنه هو نتيجة تشت شعاع له طاقة معينة إلى مكوناته من أطوال الموجات...

فإذا كان الإشعاع صادرا عن ذرات مثارة فإنه يسمى بالطيف الذري، ويسمى الجهاز البصري المستخدم في الدراسة بالمطياف أو الاسبكتروميتر.

مما يتكون جهاز المطياف ؟؟؟

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

ذلك بمجرد النظر او بتسجيله علي فيلم حساس - وهناك جهاز أخر 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.

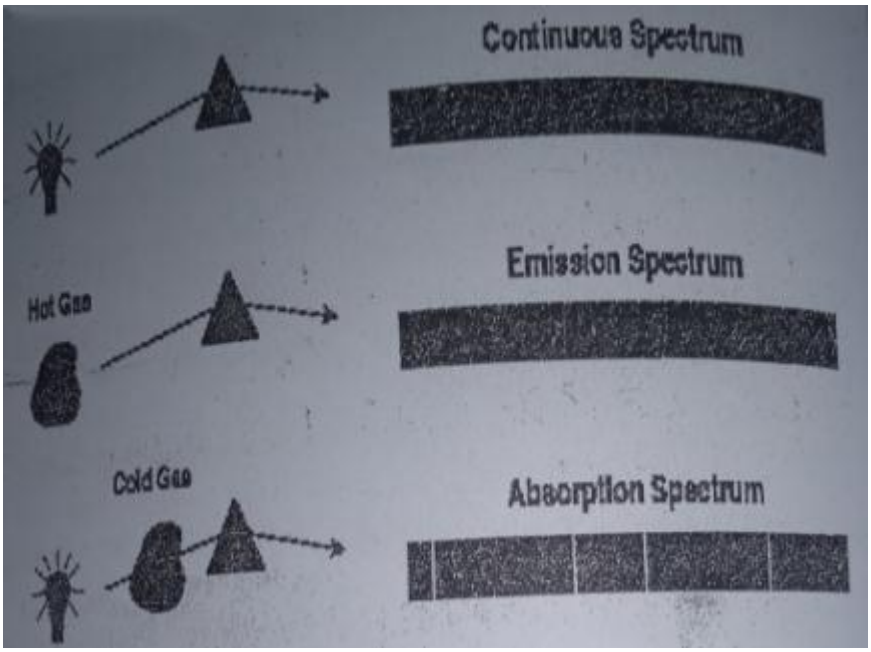


ويطلق على دراسة الأطياف وتحليلها لفظ "التحليل الطيفي" بغض النظر عن المطياف المستخدم في هذه الدراسة سواء كانت باستخدام الموشور أو السطح المتعرج.....

وتستخدم هذه الاجهزة للحصول على الطيف في المناطق المختلفة سواء كانت مرئية ام غير مرئية (دون الحمراء- فوق البنفسجية) وتستخدم الاعلام الفوتوغرافية وأجهزة إلكترونية أخرى لتسجيل الأطياف، بهدف تحليلها وعمل دراسة تفصيلية عليها.

وعقب تصميم وظهور المطياف في عام ١٨٥٩ م أصبح من الممكن إجراء هذه الدراسة بحرص وعناية على الإشعاع الذي تطلقه ذرة مثارة .. وألقت هذه الدراسة بالذات ضوء على نظام ترتيب الإلكترونات في الذرة ثم ربطها بالخواص الكيميائية والفيزيائية لتلك الذرة.

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



أولا : أطياف اللهب "Flam Spectra "

من المعروف أن بعض العناصر تكتسب عندما تسخن في لهب مصباح بنزن اللهب لونا خاصا مميزا، ينشأ هذا اللون نتيجة لتأثير ذرات هذا العنصر بالطاقة الموجودة في لهب المصباح، لذلك كان طيف اللهب من الأطياف الذرية، فالصوديوم يكسب

اللهب لونا أصفر، والبوتاسيوم يكسب اللهب لونا بنفسجيا.....

وقد استعملت هذه الطريقة للكشف عن بعض العناصر في 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 موجودا 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 تمييز هذه الألوان بدقة في بعض الأحيان إذ يصعب التمييز بين لهب الليثيوم والسترانشيوم، لذا يستعان في التغلب على ذلك بجهاز المطياف.

ثانيا : أطياف الإصدار الانبعاث. (Emission Spectra)

تعطي العناصر عندما تمتص كمية كافية من الطاقة طيفا يسمى طيف الانبعاث، فلو سخن عنصر ما باللهب، أو بواسطة قوس كهربائي فإن الطاقة التي يمتصها هذا العنصر تؤدي إلي 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 تسمى هذه الحالة بحالة الاستقرار، أو الحالة الأساسية Ground State أما إذا تعرضت لكمية من الطاقة فإن الإلكترونات وخصوصا الموجودة منها بعيدا عن النواة تمتص كمية من هذه الطاقة مما يجعله يقذف إلى مستوى طاقة أعلى من المستوى الذي كان عليه، وفي هذه الحالة يقال أن الذرات في حالة تهيج 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، وأيا كانت الحالة فإن الإشعاع المنطلق هذا يسمى طيف الانبعاث، وإذا مر هذا الطيف خلال منشور مطياف فإنه يتحلل إلى مكوناته من موجات.

وهناك نوعان من طيف الإصدار "الانبعاث" هما:

طيف المستمر والغير مستمر "الطيف المتقطع"

١. الطيف المستمر

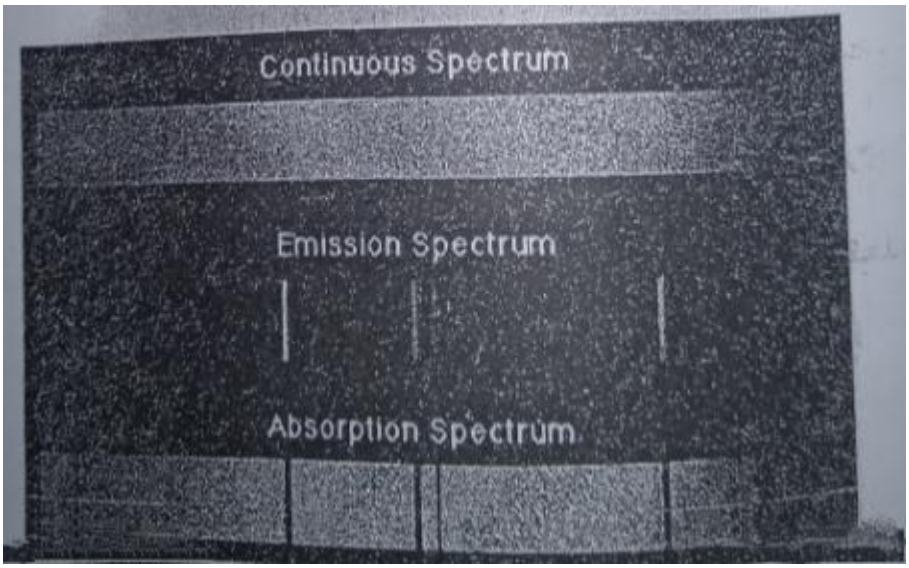
يتكون الطيف المستمر من حزمة غير متقطعة من ألوان وأطوال جميع الموجات المرئية وذلك مثل الطيف الذي تعطيه غالب المواد الصلبة عند درجات حرارة عالية "أبيض ساخن".. فلا يمكن تحديد عدم غياب لون فراغات داكنة عند تحليل الضوء

بالمطياف. ويمكن استخدام العناصر و المركبات ذات درجات الانصهار العالية كمصادر ملائمة للطيف المستمر فيستخدم التنجستن في المصابيح الكهربائية للاضاءة ليلا.

٢.الطيف المتقطع

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

وقد أدى هذا إلى اكتشاف بعض العناصر، من ذلك مثلا أنه تم اكتشاف العناصر التالية ما بين سنة ١٨٦٠ وسنه ١٨٧٩: الريبديوم والسيزيوم والثاليوم و الانديوم والجاليوم والأسكنديوم، وذلك لأن بعض المواد الخام أعطت عندما فحصت بواسطة المطياف خطوط لا تشبه خطوطا العناصر المعروفة في ذلك الوقت، كما أن طيف الانبعاث أدى إلى اكتشاف غاز الهيليوم في الشمس عام ١٨٦٨ ، ولم يعرف وجوده في الأرض إلا في عام ١٨٩٥.



ثالثا : أطياف الامتصاص "Absorption Spectra "

تعطي معظم المواد الصلبة إذا سخنت إلى درجة حرارة عالية جدا لهبة بيضاء ساخنة، وينطلق منها إشعاع طول موجته مساوي لطول موجة الضوء المرئي، يؤلف هذا الإشعاع عادة طيفا مستمرا 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 مستمر إذ يتألف من خطوط لذلك يسمى بطيف الامتصاص.

ويمتص الجو الغازي المحيط بالشمس قسما من الطيف المستمر لها ، وقد لاحظ فرونهوفر خطوطا سوداء في طيف الشمس المستمر بسبب الغازات الموجودة في جو الشمس وسميت بخطوط فرونهوفر. ومن هذه الخطوط أمكن معرفة الغازات التي تمتص هذا الضوء.

ولقد أدت دراسة أطياف الانبعاث للغازات إلى تطوير طرق اختبار المواد المجهولة سواء 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 ذاتيا كما يمكن من دراسة هذا الطيف معرفة المواد سواء كانت عناصر أو مركبات وطريقة ارتباط العناصر ببعضها داخل المركبات.