الفصل الأول
خواص النواة

مقدمة

تعرف الذرة بأنها أصغر جزء من العنصر الكيميائي الذي يحتفظ بالخصائص الكيميائية لذلك العنصر. ويرجع أصل الكلمة بالإنجليزية (Atom) إلى الكلمة الإغريقية (أتوموس)، وتعني غير القابل للانقسام؛ إذ كان يعتقد أنه ليس ثمة ما هو أصغر من الذرة. وتتكون الذرة من سحابة من الشحنات السالبة (الإلكترونات) التي تدور حول نواة موجبة الشحنة صغيرة جداً في المركز، وتتكون النواة من بروتونات موجبة الشحنة، ونيوترونات متعادلة. وتعتبر الذرة هي أصغر جزء من العنصر يمكن أن يتميز به عن بقية العناصر؛ إذ كلما تعمقنا أكثر في المادة فلن يكون هناك فرق بين عنصر وآخر. فمثلاً، لا فرق بين بروتون في ذرة حديد وبروتون آخر في ذرة يورانيوم مثلاً، أو ذرة أي عنصر آخر. الذرة، بما تحمله من خصائص؛ عدد بروتوناتها، كتلتها، توزيعها الإلكتروني...، تصنع الفروقات بين العناصر المختلفة، وبين الصور المختلفة للعنصر نفسه (المسماة بالنظائر)، وحتى بين كون هذا العنصر قادراً على خوض تفاعل كيميائي ما أم لا.

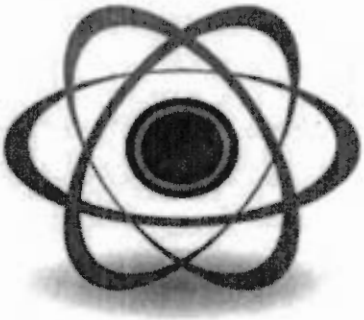
ولقد ظل تركيب الذرة وما يجري في هذا العالم البالغ الصغر، ظل وما زال يشغل العلماء ويدفعهم إلى اكتشاف المزيد. ومن هنا أخذت تظهر فروع جديدة في العلم حاملة معها مبادئها ونظرياتها الخاصة بها.

الاكتشافات اليونانية في عام 430 ق.م

توصل الفيلسوف اليونانى (ديموقريطس) إلى مفهوم أو فكرة تقول أن كل الأشياء مصنوعة من ذرات، أو بالمعنى الحرفى كل الأشياء مكونة من ذرات غير قابلة للانقسام. واعتقد هذا الفيلسوف أن كل الذرات متماثلة وصلبة وغير قابلة للانضغاط إلى جانب أنها غير قابلة للإنقسام، وأن الذرات تتحرك بأعداد لا حصر لها في فضاء كبير. وأن الاختلاف في الشكل والحجم الذرى هو الذي يحدد الخصائص المختلفة لكل مادة. وطبقاً لفلسفة (ديموقريطس) فإن الذرات ليست المكون الأساسي للمواد فقط ولكنها تكون أيضاً خصائص النفس

الإنسانية. فعلى سبيل المثال، فإن الآلام تسببها "الذرات الشريرة" يرجع إلي أن هذه الذرات تكون على شكل (إبر)، بينما يتكون اللون الفاتح من الذرات المسطحة ذات الملمس الناعم. وقد اعتقد ديمقريطس واعتقد معه الناس أفكار هي بلا شك تثير تهكمنا الآن ولكنها كانت منذ قرون "العلم الذي لا يبارى".

إن النظرية اليونانية عن الذرة لها مدلول تاريخي وفلسفى بالغ الأهمية، إلا أنها ليست ذات قيمة علمية، ذلك أنها لم تقم على أساس ملاحظة الطبيعة أو القياس أو الاختبارات أو التجارب.



نموذج دالتون

وجاءت نظرية دالتون بشكل مختلف عما سبق ذلك كونها تعتمد على قوانين بقاء الكتلة والنسب الثابتة والتي اشتقت من العديد من الاستنتاجات المباشرة.

ويمكن التعبير عن النظرية التي اقترحها دالتون بالنموذج التالي:

1- الأشياء (المواد) تتكون من العديد من الجسيمات غير القابلة للتجزئة (ذرات)، وأنها ذات حجم صغير جداً.

2- ذرات نفس العنصر متشابهة في الخواص (الشكل، الحجم، الكتلة)، وتختلف تماماً عن ذرات العناصر الأخرى.

3- الذرة مصمتة متناهية الصغر، وغير قابلة للتجزئة.

4- يمكن لذرات العناصر المختلفة أن تتحد مع بعضها بنسب عددية بسيطة مكونة المواد والمركبات المختلفة.

5- الاتحاد الكيميائي عبارة عن تغيير في توزيع الذرات.

لقد أثبتت نظرية دالتون نجاحها من خلال تفسيرها لبعض الحقائق القائمة في ذلك الزمان كما أنها استطاعت أيضا التنبؤ ببعض القوانين غير المكتشفة:

تفسر هذه النظرية (قانون النسب الثابتة): افترض دالتون أن مادة ما تتكون من عنصرين A و B . وأن أي جزيئي من هذه المادة يتكون من ذرة واحدة من A وذرة واحدة منB. ويعرف الجزيء بأنه مجموعة ذرات مترابطة مع بعضها بقوة تسمح لها بالتصرف أو إعادة التنظيم كجسيم واحد. افترض أيضا أن كتلة الذرة A تكون ضعف كتلة الذرة B، وبالتالى فإن الذرة A تساهم بضعف الكتلة التي تساهم بها الذرة B في تكوين جزيء واحد من هذه المادة، الأمر الذي يعني أن نسبة كتلة الذرة A إلى الذرة B هي 1/2.

كذلك، تنبأت نظرية دالتون بقانون النسب المتضاعفة (قانون النسب المتعددة): عندما تتحدد ذرة ما مع أخرى وتشكل أكثر من مركب، فإن نسبة الأوزان لتلك الذرة التي تتحد مع واحد جرام من الذرة الأخرى يجب أن يكون نسبة بسيطة.

نموذج فاراداي

توصّل فاراداي إلى أن الذرات تحتوي على جسيمات مكهربة تدعى إلكترونات وقام بتجارب تحليل أملاح، إلا أنه لم يضع أي نموذج ذري.

نموذج طومسون

نموذج طومسون، الشحنة الموجبة موزعة بالتساوي على كل الحجم المشغول بالإلكترونات

في عام 1896م أجرى جوزيف جون طومسون أبحاثاً حول خواص أشعة الكاثود. وفي 30 أبريل 1897م، أدهش الأوساط العلمية بإعلانه عن أن الجسيمات المكونة لأشعة الكاثود هي أصغر حجماً بكثير من الذرات، وقد سمى هذه الجسيمات بالإلكترونات.

وفى عام 1897م، أظهر إكتشاف الإلكترون للعالم "طومسون" أن المفهوم القديم عن الذرة منذ ألفى عام، والذي ينطوى على أنها جسيم غير قابل للإنقسام كان مفهوماً خاطئاً. كما أظهر أيضاً أن للذرة – في الواقع– ترتيب معقد غير أنهم لم يغيروا مصطلح "الذرة" أو غير القابله للتجزئة إلى "اللا ذرة".

وأدى اكتشاف "طومسون" عن الالكترون ذو الشحنة السالبة إلى إثارة الإشكاليات النظرية لدى الفيزيائيين لأن الذرات ككل– تحمل شحنات كهربائية متعادلة فأين الشحنة الموجبة التي تعادل شحنة الإلكترون.

وفى الفترة (1903 – 1907) حاول – "طومسون" أن يحل هذا اللغز السابق الذي ذكره عن طريق تكييف نموذج للذرة والتي اقترحها في المقام الأول "اللورد كيلفن" في عام 1902م. وطبقاً لهذا النموذج والذي يشار إليه غالباً بنموذج "كرة معجونة وبها بعض حبوب الزبيب" فإن الذرة غالباً هنا عبارة عن كرة ذات شحنة موجبة متماثلة، أما الشحنات السالبة(الإلكترونات) فهي تتوزع داخل تلك الشحنة الموجبة مثل الزبيب المدفون في كرة معجونة.

وترجع أفضلية نظرية "طومسون" عن الذرة في أنها ثابتة، فإذا لم توضع الإلكترونات في مكانها الصحيح فستحاول أن تعود إلى مواضعها الأصلية ثانية.

وفى نموذج معاصر أيضاً نظر العلماء إلى الذرة على أنها مثل النظام الشمسى أو مثل كوكب "زحل" ذو حلقات من الإلكترونات محيطة بالشحنة الكهربية الإيجابية المركزة.

وقد توصل طومسون إلى الحقائق التالية:

1– الذرة كرة مصمتة من الشحنات الموجبة.

2– تتخلل الالكترونات السالبة الذرة (كما تتخلل البذور ثمرة البرتقال).

3– الذرة متعادلة كهربائياً.

ويمكن أن نؤكد أن ما توصل إليه طومسون يمثل تقدماً أساسياً في مجال الفهم العلمي لبنية الذرة وذلك من خلال النموذج الذي أقترح والذي يعرف بنموذج طومسون.

رذرفورد..وأكتشاف تركيب الذرة

اكتشف رذرفورد من خلال تجاربه بأن الشحنة الموجبة للذرة تتركز في مركزها في نواة صغيرة مكثفة، وعلى أساس ذلك التصور وضع نموذجه الذري الذي عرف

بالنموذج النووي. افترض راذرفورد عام 1911م النموذج النووي للذرة معتبراً أن الذرة تتكون من كتلة صغيرة جداً وكثيفة جداً ذات شحنة موجبة تسمى النواة وتحتل مركز الذرة، وتحتوي نواة الذرة على جميع البروتونات. ولذا، فان كتلة الذرة هي تعبير عن مجموع كتل البروتونات في نواتها (حيث أن قيمة كتل الإلكترونات صغيرة جداً.... فهي قيم مهملة). كما أن شحنة النواة الموجبة ترجع إلى تمركز البروتونات الموجبة بها. وتتوزع الالكترونات في الذرة حول النواة بنفس الطريقة التي تتوزع بها الأجرام السماوية حول الشمس. وبما أن الذرة متعادلة، لذا فعدد الالكترونات يساوي عدد البروتونات بالنواة.

قام العالم رذرفورد بإجراء بعض من أبرز التجارب للوصول إلى حقائق تركيب الذرة، وقد اعتمد في تجاربه على استخدام جسيمات ألفا المنطلقة من مادة مشعة وفي اعتقاده أن المادة المشعة تطلق إشعاعاتها في كافة الاتجاهات وبلا حدود. وهي تتكون من جسيمات ألفا (α-particles) الموجبة الشحنة وجسيمات بيتا (β-particles)السالبة الشحنة وأشعة جاما (γ-rays) المتعادلة الشحنة. ويمكن اعتبار جسيمات ألفا على أنها ذرات للهليوم فقد منها إلكترونين، ولذا فإن جسيمات ألفا تحمل شحنتين موجبتين ولها كتلة تساوي أربعة مرات كتلة ذرة الهيدروجين. وقد ساعد "رذر فورد" على تنمية معرفتنا بالذرة، عندما قام مع "هانز جيجر" بإجراء تجارب رقائق الذهب الشهيرة والتي أظهرت أن للذرة نواة صغيرة ولكنها تحتوى على كل الكتلة تقريباً. فقد قام بإطلاق جسيمات "ألفا" خلال الرقائق الذهبية ثم استقبلت هذه الجسيمات كومضات ضوئية.

لقد سمح رذرفورد بإطلاق حزمة رقيقة للغاية من جسيمات ألفا من مصدر مشع كعنصر الراديوم بالمرور في اتجاه صفيحة معدنية رقيقة من الفضة أو الذهب، وبعد اختراق تلك الجسيمات الصفيحة المعدنية استقبلها على لوح من كبرتيد الخارصين موضوع خلفها وكان ما توصل إليه : قام رذرفورد عمليا بإطلاق جسيمات "ألفا" خلال الرقائق الذهبية تصل سماكة الرقيقة الذهبية الواحدة إلى حوالى 0.00004 سنتيمتر فقط، ثم استقبل هذه الجسيمات كومضات ضوئية على شاشة الاستقبال ومرت معظم الجسيمات مباشرة عبر الشريحة في حين انحرفت واحدة فقط من عشرين ألف جسيم (ألفا) إلى حوالى 45 م أو أكثر. هذه التجربة شكلت ثورة علمية في المفهوم الذري وقتها، وكانت الطريقة الوحيدة لقبول واستيعاب نتائج هذه التجربة هي فيما استطاع رذرفورد تفسيره على أن كامل كتلة

الذرة تقريبا مجتمعة في المركز، وتمتلك هذه النواة حجما صغيراً جداً مقارنة بحجم الذرة الكلية. وقد توصل رذرفورد نتيجة ذلك إلى القول: "من خلال التفكير والدراسة أدركت أن هذا الارتداد المتفرق هي نتيجة حتمية للتصادم الفردى فعندما قمت بالعد وجدت أنه من المستحيل أن أحصل على أي نتيجة ولهذا العدد الضخم، إلا إذا أخذت نظام يكون الجزء الأكبر من الكتلة من الذرة فيه مركزا بالنواة الدقيقة. وبعد كل هذا التحليل أستطيع القول بأننى قد توصلت إلى وجود ذرة ذات مركز دقيق جداً به أغلب الكتلة ويحمل شحنة موجبة تعادل شحنة الإلكترون".

إن الطريقة الوحيدة التي مكنت رذرفورد من تفسير نتائج تجربته المدهشة وقدرة الجسيمات على المرور والانحراف ضمن الذرة هي الاستنتاجات بأن:

أولاً: وجود فراغ كبير في الذرة دليل على عدم الانحراف لمعظم الجسيمات.

ثانياً: احتواء الذرة بعض الجسيمات الثقيلة والمشحونة بشحنات موجبة وبالتالي فإن اقتراب جسيمات ألفا من هذه الجسيمات الموجبة قد تسبب في تنافر بسيط معها، وبالتالي كان سببا في انحراف بعض جسيمات ألفا.

ثالثاً: تمركز الجسيمات الموجبة الشحنة بالذرة في وسطها مما سبب الانحراف الكلى لجسيمات ألفا (قليلة العدد نظراً لصغر حجم الفراغ الذي تشغله النواة) المارة بمركز النواة. مما سبب الانحراف الكبير لهذه الجسيمات.

نموذج رذرفورد للذرة

في عام 1911م، قدم رذرفورد تصوره لتركيب الذرة، والذي يتلخص في النقاط التالية:

1- الذرة تشبه المجموعة الشمسية (نواة مركزية يدور حولها على مسافات شاسعة الالكترونات سالبة الشحنة).

2- الذرة معظمها فراغ (لأن الذرة ليست مصمتة وحجم النواة صغير جدا بالنسبة لحجم الذرة).

3- تتركز كتلة الذرة في النواة (لأن كتلة الالكترونات صغيرة جدا مقارنة بكتلة النواة).

4- يوجد بالذرة نوعان من الشحنة (شحنة موجبة بالنواة وشحنات سالبة على الالكترونات).

5- الذرة متعادلة كهربيا لأن عدد الشحنات الموجبة يساوي عدد الشحنات السالبة (الالكترونات).
6- تدور الالكترونات حول النواة في مدارات خاصة.
7- يرجع ثبات الذرة إلى وقوع الالكترونات تحت تأثير قوتين متضادتين في الاتجاه متساويتين في المقدار هما: قوة جذب النواة للالكترونات، وقوة الطرد المركزي الناشئة عن دوران الالكترونات حول النواة.

تناقضات نموذج رذرفورد الذري مع قوانين الكهرومغناطيسية

وعلي الرغم من نجاح نموذج رذرفورد حول الذرة، إلا أن هناك بعض التعارضات مع قوانين الكهرومغناطيسية، والتي نلخصها في النقطتين التاليتين، وهما:

اولاً: بتطبيق قوانين الكهرومغناطيسية على نموذج رذرفورد فإن الذرة ليست متزنة ميكانيكياً، حيث أن النواة الموجبة تقوم بجذب الالكترونات السالبة التي تدور حول النواة في مسار دائري تنشأ قوة مركزية تساوي (ك ع2 / نق) وبالتالي يتحرك الالكترون بتسارع مركزي ويكون مع النواة ثنائي متذبذب فيشع أمواجاً كهرومغناطيسية مستمرة، فيفقد الإلكترون طاقته تدريجياً ليدور في مسار حلزوني إلى أن يسقط في النواة.

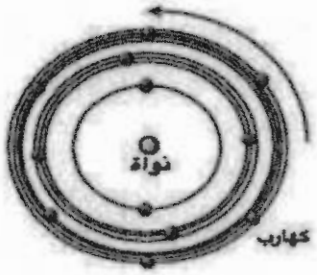
ثانياً: بما أن الالكترون يدور حول النواة ويكون معها زوجاً متذبذباً، إذاً الذرة تشع طيف مستمر يغطي جميع الترددات والأطوال الموجية وهذا يناقض التجارب العملية التي أثبتت أن كل نوع من الذرات تشع طيفاً خطياً له طول موجي محدد بدقة خاص بها.

نموذج بوهر

نموذج بوهر للذرة يطرح نموذجا لدوران الإلكترونات في مدارات محددة تشبه مدارات كواكب المجموعة الشمسية.

ففي عام 1913م، اقترح الفيزيائي الدانماركي "نيلز بوهر" نموذجًا للذرة اعتمد فيه على فروض نموذج رذرفورد. ويقترح بوهر أن كل إلكترون يدور حول النواة ليس في مدارات إلكترونية بالمعنى التقليدي، وإنما يكون لكل مدار طاقة محددة وثابتة، وبالتالي فإن الإلكترونات تدور حول النواة في مستويات طاقة مساوية لطاقة الإلكترون فعند إعطاء الإلكترون كمية من الطاقة (كالتسخين مثلاً)، عندئذ يكتسب الإلكترون طاقة إضافية وينتقل من مستوى طاقته إلى مستوى طاقة أكبر

ويكون الفرق بين طاقتي المستويين مساوي للطاقة التي إكتسبها الإلكترون وبعد مرور فترة زمنية متناهيه في الصغر تقدر بجزء من مائة مليون جزء من الثانية يفقد الإلكترون طاقته المكتسبة على شكل إشعاع ضوئي وقد اطلق بور على عملية إنتقال الإلكترون من مستوى الطاقة الكبير إلى مستوى الطاقة الأقل بقفزة الكم للإلكترون، وقد نجح بور بهذا الإفتراض أن يفسر الترددات والأطوال الموجية المحددة للطيف الخطي المنبعث من الذرات. ولقد ساعد نموذج بور للذرة على تفسير الكيفية التي تتفاعل بها الذرات مع الضوء والأشكال الأخرى للإشعاع. فقد افترض بور أن إمتصاص وإنبعاث (إطلاق) الضوء من الذرة يستلزم تغييرًا في موضع وطاقة الإلكترون فيقفز من مستوى لآخر. وقد استطاع الكيميائيون الحصول على الكثير من المعلومات حول تركيب الجزيئات عن طريق قياس كمية الإشعاع التي تمتصها والتي تنبعث منها.



فروض نيلز بوهر في نموذجه الذري عام 1913م:

1- الإلكترونات تدور حول النواة في مستويات طاقة لها طاقات ثابتة ومحددة.

2- كل مستوى من مستويات الطاقة له طاقة محددة وثابتة يعبر عنها بأرقام صحيحة من 1-7 سميت بالأعداد الكمية الرئيسية.

3- الفراغ الموجود بين مستويات الطاقة حول النواة هي مناطق محرمة على الإلكترونات التواجد بها.

4- لا يفقد الإلكترون أي طاقة طالما ظل في مستوى طاقته، فإذا اكتسب طاقة تسمى ***"طيف امتصاص"***. فسينتقل إلى مستوى طاقة أعلى ولكن سرعان ما سيفقد الطاقة المكتسبة ويطلقها على شكل شعاع ضوئي يسمى ***"طيف انبعاث"***.

النموذج الذري الحديث

تتكون الذرة من نواة تحتوي على الشحنة الموجبة (بروتونات) تتركز فيها معظم الكتلة محاطة بإلكترونات سالبة الشحنة تتحرك بسرعة كبيرة ولها خواص الموجات، وموجودة في فراغ حول النواة يكون احتمال وجودها فيه أكثر من 90% تسمى المجالات الإلكترونية.

دراسات وأبحاث عن الذرة

وتعود بدايات الفيزياء النووية إلى عام 1896م، حيث قدّم العالم هنري بيكريل الدليل على النشاط الإشعاعي لعنصر اليورانيوم، ثم توالت دراسات مختلفة لتعرف النواة وماهيتها. وقد جعل العالم رذرفورد الإشعاعات غير المرئية الصادرة عن أحد العناصر تتحرك في مجال مغناطيس عمودي على الورقة إلى الداخل وقد وجد أن بعض الإشعاعات تمر دون انحراف (أشعة جاما γ)، وبعض هذه الإشعاعات انحرف إلى الأعلى (جسيمات ألفا α) أما المجموعة الأخيرة فانحرفت إلى الأسفل (جسيمات بيتا β).

وفي العام 1930م، قام العالمين "بيث و بيكر" في ألمانيا بقذف العناصر الخفيفة، مثل: الليثيوم والبريليوم بجسيمات ألفا المنبعثة من البولونيوم، حيث لاحظا نتيجة لذلك انبعاث اشعاع عالي النفاذية حيث تمكن من اختراق عدة سنتيمترات من الرصاص بسهولة. وقد اعتقدا أن هذا الإشعاع هو إشعاع جاما، إلا أن العالم "شادويك" أجرى في العام 1933م سلسلة من التجارب أثبت فيها أن هذا الإشعاع عبارة عن جسيمات مادية غير مشحونة، كتلة كل منها تقارب كتلة البروتون، وأطلق على هذه الجسيمات اسم "النيوترونات".

بعد هذا الاكتشاف تم وضع نموذج النواة الحديث "البروتون – النيوترون" والذي يشير إلى أن النواة تتكون من بروتونات ونيوترونات. وقد أطلق على كل من البروتون والنيوترون اسم "نيوكليون". كما أطلق على عدد البروتونات في النواة اسم "العدد الذري للعنصر". أما عدد النيوكليونات في النواة فأطلق عليه اسم"العدد الكتلي للعنصر".

وللتعبير عن أنوية العناصر، يُستخدم نفس الرمز الذي يستخدمه الكيميائيون للتعبير عن ذرات العناصر، ويكتب العدد الذري أسفل الرمز جهة اليسار، و"العدد الكتلي" أعلى الرمز جهة اليسار أيضاً.

فالرمز $_{1}^{1}H$ يدّل على نواة الهيدروجين التي عددها الذري=1، وعددها الكتلي=1

أما الرمز $_{2}^{4}He$ فيدل على نواة الهيليوم التي عددها الذري = 2 ، وعددها الكتلي = 4 .

وحدة الكتل الذرية

نظراً لأن كتلة الجسيمات في الذرة صغيرة جداً، لذلك فإنه يَصعب تقديرها بوحدة الكتل العيارية الدولية (كغ)، ولذلك عمد العلماء إلى اختيار وحدة مناسبة لقياس كتل ذرات العناصر، وسميت "وحدة الكتل الذرية" (a.m.u) (و.ك.ذ).

وقد اتفق العلماء على اعتبار كتلة ذرة الكربون ($_{6}^{12}C$) مساوية ١٢ و.ك.ذ وبذلك تكون و.ك.ذ = $\frac{١}{١٢}$ كتلة ذرة الكربون $_{6}^{12}C$.

ولكي نتمكن من معرفة مقدار و.ك.ذ بوحدة (كغ) فإن : الكتلة الذرية الجرامية لأي عنصر تحتوي على عدد من الذرات هو عدد أفوجادرو المساوي لِـ : 6.02×10^{23} ذرة .

وبذلك، يكون 12 جرام من الكربون $_{6}^{12}C$ يحتوي على 6.02×10^{23} ذرة .

∴ كتلة ذرة الكربون الواحدة = $\frac{١٢}{٦,٠٢ \times ١٠^{٢٣}}$ غ = $\frac{١٢}{٦,٠٢ \times ١٠^{٢٦}}$ كغ

أما كتلة (و.ك.ذ) = $\frac{١}{١٢} \times \frac{١٢}{٦,٠٢ \times ١٠^{٢٦}} = ١,٦٦٦ \times ١٠^{-٢٧}$ كغ

أما لحساب (و.ك.ذ) بالوحدات المكافئة من الطاقة .

من معادلة آينشتين ط = ك $س^2$ حيث ط : الطاقة المكافئة للكتلة

ك : كتلة الجسم (كغ)

س : سرعة الضوء

$= 3 \times 10^{8}$ م / ث

وبذلك تكون و.ك.ذ = $1.666 \times 10^{-27} \times (3 \times 10^{8})^2$
= 1.4994×10^{-10} جول .

ولحسابها بوحدة "مليون الكترون فولت" نقسم على شحنة الإلكترون – ثم نضرب في 10^{-6}

و.ك.ذ = $\frac{١,٤٩٩٤ \times ١٠^{-١٠}}{١,٦ \times ١٠^{-١٩}} \times ١٠^{-٦}$ = ٩٣١ مليون إلكترون فولت

خواص الذرات

1– العدد الذرّي

وهو يبين لنا عدد البروتونات التي تحتوي عليها الذرة. فعلى سبيل المثال، تحتوي كل ذرة هيدروجين على بروتون واحد، ولهذا، فإن العدد الذرّي للهيدروجين 1. ويتدرج العدد الذري للعناصر الطبيعية الأخرى تصاعديا حتى يصل إلى 92 لليورانيوم، الذي يحتوي على 92 بروتونًا في كل ذرة من ذراته.

كذلك كميات ضئيلة من البلوتونيوم، الذي يبلغ عدده الذري 94، بصورة طبيعية. ويمكن إيجاد العناصر التي يزيد عددها الذري على 92 في المختبر.

يحدد العدد الذري ترتيب العنصر في الجدول الدوري. وينظم هذا الجدول العناصر المختلفة في مجموعات تتشابه في خواصها الكيميائية.

العدد الكتلي

هو حاصل جمع عدد البروتونات وعدد النيوترونات في ذرة. وبالرغم من أن كل الذرات في عنصر ما لها نفس عدد البروتونات، إلا أنها قد تختلف في عدد النيوترونات. ويطلق على الذرات التي لها نفس عدد البروتونات وتختلف في عدد النيوترونات اسم النظائر.

وأغلب العناصر الموجودة في الطبيعة لها أكثر من نظير فالهيدروجين، على سبيل المثال، له ثلاثة نظائر. وتتكون النواة في أكثر نظائر الهيدروجين شيوعًا من بروتون واحد فقط. بينما تتكون النواة في النظيرين الآخرين من نيوترون واحد أو نيوترونين بالإضافة إلى البروتون. ويستخدم العلماء العدد الكتلي للتمييز بين نظائر الهيدروجين الثلاثة لتصبح هيدروجين 1، هيدروجين 2، هيدروجين 3. كما يُسمون الهيدروجين 1 بروتيوم، وهيدروجين 2 ديوتريوم، وهيدروجين 3 تريتْيوم.

وفي أغلب العناصر الأخف، تحتوي نواة كل ذرّة علي عدد متساوٍ من البروتونات والنيوترونات. بينما تحتوي نوى العناصر الأثقل على عدد من النيوترونات أكبر من عدد البروتونات. أما أثقل العناصر فبها نحو ثلاثة نيوترونات لكل اثنين من البروتونات. فاليورانيوم 238، مثلاً، به 146 نيوترونًا مقابل 92 بروتونًا في كل ذرة.

الوزن الذري

هو وزن الذرّة معبَّرًا عنه بوحدات الكتلة الذرية. وتعادل وحدة الكتلة الذرية التي تُسمى أحيانًا دالتون 12/1 من وزن ذرة الكربون 12. ويكون الوزن الذرّي لأغلب الذرات مُعَبَّرًا عنه بالدالتون قريبًا جدًا من العدد الكتلي. ووحدات الكتلة الذرية بالغة الصغر فهناك 602 بليون ترليون دالتون في كل جرام.

ويُعيِّن العلماء الوزن الذري لعنصر متعدد النظائر بإيجاد متوسط الأوزان الذرية لهذه النظائر بنسب وجودها في الطبيعة. فيبلغ الوزن الذري لغاز الكلور، على سبيل المثال، 35,453 دالتون. وهذه القيمة هي متوسط الوزن الذري للنظيرين كلور 35 (وزنه الذري 34,96885) وكلور 37 (وزنه الذري 36,96590) حسب نسبة كل منهما في الطبيعة.

الشحنة الكهربائية

رغم أن الذرة تكون عادة متعادلة كهربائيًا، إلا أنها قد تفقد أو تكتسب قليلاً من الإلكترونات في بعض التفاعلات الكيميائية أو عند اصطدامها بإلكترون أو بذرّة أخرى. وينتج عن هذا الفقد أو الاكتساب ذرة مشحونة كهربائيًا تُسمَّى بالأيون، وتصبح الذرة التي فقدت إلكترونات أيونًا موجبًا بينما تصبح الذرة التي اكتسبت إلكترونات أيونًا سالبًا. وتُسمَّى عملية الفقد أو الاكتساب هذه التأين.

السلوك الكيميائي

يتحدد السلوك الكيميائي لذرة ما إلى حد بعيد بعدد الإلكترونات الموجودة في مدارها الخارجي. وعندما تتجمع الذرات لتكوّن جزيئات، فإن الإلكترونات في المدارات الخارجية إما أن تنتقل من ذرة إلى أخرى أو تشارك فيها الذرات المختلفة. ويُعبَّر عن عدد الإلكترونات الداخلة في هذه العملية بالتكافؤ. ولذرات بعض

العناصر أكثر من تكافؤ. ويعتمد ذلك على عدد ونوع الذرات التي سيتم التفاعل معها.

ويكون تكافؤ الذرة موجبًا إذا كانت تميل لفقد إلكترونات لذرات أخرى. بينما يكون التكافؤ سالبًا إذا مالت الذرة إلى اكتساب إلكترونات من ذرات أخرى. فالصوديوم، على سبيل المثال، يميل لفقد إلكترون واحد وهكذا يصبح تكافؤه + 1. أما الكلور، فيميل لاكتساب إلكترون واحد وبهذا يصبح تكافؤه – 1.

ويتكون جزيء ملح المائدة العادي من ذرة صوديوم واحدة مرتبطة بذرة كلور واحدة. وتعطي ذرة الصوديوم الإلكترون الذي تكتسبه ذرة الكلور.

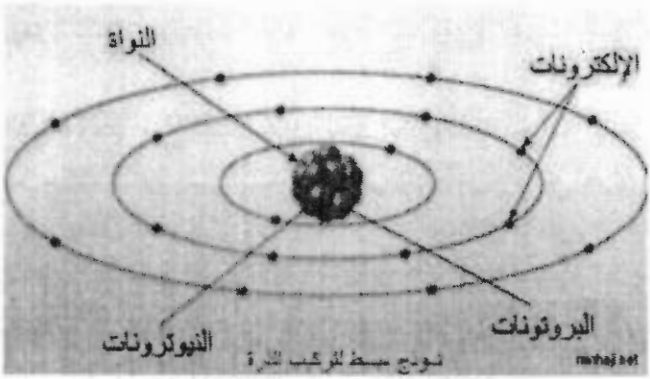
النشاط الإشعاعي

تستطيع النواة في بعض الذرّات أن تتغير بصورة طبيعية. وتُسمَّى مثل هذه الذرات نشطة إشعاعيًا. وقد يكون التَغيُّر في النواة قاصرًا فقط على تغير في ترتيب البروتونات والنيوترونات. وفي حالات أخرى، يتغير العدد الفعلي للبروتونات والنيوترونات. وعندما تتغير نواة فإنها تعطي إشعاعًا. ويتكون هذا الإشعاع من جُسَيمات ألفا أو جُسيمات بيتا أو أشعة جاما. وذرات اليورانيوم والراديوم وكل العناصر الأخرى الأثقل من البزموت نشطة إشعاعيًا. كذلك، لبعض نظائر العناصر الأخف كالكربون نشاط إشعاعي. وبالإضافة إلى ذلك، يستطيع علماء الطبيعة تكوين نظائر مشعة لكل العناصر تقريبًا في المختبر وذلك بإطلاق بروتونات أو نيوترونات أو جُسَيمات تحت ذرية على ذرات هذه العناصر.

ويعتمد نوع الإشعاع المنبعث من نواة نشيطة إشعاعيًا على طريقة تغيُّر النواة. فتنبعث أشعة جاما عندما يتغير فقط ترتيب البروتونات والنيوترونات في النواة. بينما تنبعث أشعة ألفا وبيتا عندما يتغير عدد البروتونات والنيوترونات في النواة، وتصبح الذرة حينئذ ذرة عنصر مغاير. تُسمَّى هذه العملية بتحول العناصر أو الانحلال الإشعاعي.

مكونات النواة

تتكون ذرات العناصر من الجسيمات الأساسية التالية: الإلكترون والبروتون والنيوترون، كما هو موضح بالشكل 1–1.



الشكل 1-1: مكونات النواة

ويمكننا مقارنة خصائص هذه الجسيمات الأساسية كما هو مبين بالجدول (1-1).

الجدول (1-1): مقارنة خصائص الجسيمات الأساسية؛ الإلكترون والبروتون والنيوترون.

الجسيم	رمزه	الكتلة (كغ)	الكتلة (و.ك.ذ)	بوحدة(مليون الكترون فولت)	الشحنة (كولوم)
الإلكترون	$^{0}_{1-}e$	9.11×10^{-31}	0.00055	0.511	1.602×10^{-19}
البروتون	$^{1}_{1}H$	1.376×10^{-27}	1.0073	938.28	1.602×10^{-19}
النيوترون	$^{1}_{0}n$	1.675×10^{-27}	1.0087	939.97	صفر

نلاحظ من الجدول السابق ما يلي: كتلة النواة تعادل (تقريباً) كتلة الذرة. لماذا؟ وذلك لأن كتلة الإلكترون صغيرة جداً مقارنة بكتلة كل من البروتون أوالنيوترون. (كتلة البروتون = كتلة النيوترون 1800 كتلة الإلكترون).

حجم النواة

أما فيما يتعلق بحجم النواة، فلقد توصل العالم رذرفورد في التجربة السابق ذكرها إلى أن معظم حجم الذرة فراغ واستطاع استنتاج أن نصف قطر النواة لا يتجاوز

10^{-14} م. وقام بعد ذلك بعدة تجارب أثبتت أن النواة كروية الشكل تقريباً وأن نصف قطرها يعطى بالعلاقة:

$$\text{نق} = \text{نق}_{\circ} \cdot \text{ع}_{ك}^{\frac{1}{3}}$$

حيث نق: نصف قطر النواة، نق.: مقدار ثابت 1.2×10^{-15}م، ع$_ك$: العدد الكتلي.

وبما أن النواة كروية تقريبا فإن حجمها يتناسب طرديا مع مكعب نصف قطرها

حيث : ح = $\frac{٤}{٣}$ π نق^{٣}

وبتعويض نق من المعادلة (١) . فإن

$$\text{ح} = \frac{٤}{٣}\ \pi\ [\ \text{نق}_{\circ} \cdot \text{ع}_{ك}^{\frac{1}{3}}\ ]^{٣}$$

$$\text{ح} = (\frac{٤}{٣}\ \pi\ \text{نق}_{\circ}^{٣})\ \text{ع}_{ك}$$

وبذلك فإن حجم النواة ح = ثابت ع$_ك$ مما يؤكد أن حجم النواة يتناسب طردياً مع العدد الكتلي (عدد النيوكليونات)

طاقة الربط النووي Binding Energy

عرفت مما سبق أن النواة تتكون من النيوترونات عديمة الشحنة، والبروتونات موجبة الشحنة وأن كل هذه الجسيمات تقع في حيز صغير جداً، ولذلك فإنه يتوقع أن تكون قوى التنافر بين البروتونات كبيرة جداً، ولكن يلاحظ أن أنوية العناصر شديدة التماسك، فما هي القوة التى تربط مكونات النواة مع بعضها البعض؟

لنأخذ مثلاً نواة ذرة الهيليوم $(^{4}_{2}He)$ حيث تحتوي على بروتونين، ونيوترونين، ولقد وُجد أن مجموع كتل مكونات النواة أقل من كتلة النواة الفعلية، وأن هذا النقص أكبر من أن يعزى إلى الخطأ التجريبي. ويمكن القول بأن:

تبلغ كتلة نواة الهيليوم 4.0015 وحدة كتلة ذرية.

تبلغ كتلة البروتون 1.0073 وحدة كتلة ذرية.

تبلغ كتلة النيوترون 1.0087 وحدة كتلة ذرية.

وبما أن نواة الهيليوم تتألف من بروتونين ونيوترونين، لذا يمكن حساب كتلة نواة الهيليوم على النحو التالي:

كتلة بروتونين = 2 × 1.0073 كتلة نيوترونين = 2 × 1.0087

كتلة بروتونين = 2.0146 كتلة نيوترونين = 2.0174

مجموع كتل البروتونات والنيوترونات = 2.0146 + 2.0174

= 4.0320 وحدة كتلة ذرية

ولقد قام العالم آينشتين بتفسير هذا الفرق، حيث أوضح أن الكتلة تكافيء الطاقة (ط = ك س^2). وتكون طاقة مكونات النواة (وهي متباعدة عن بعضها) أكبر من طاقتها وهي مرتبطة معاً لتشكيل النواة ويدعى الفرق بين هاتين الطاقتين (طاقة الربط النووية) والتي تعرف بأنها: الطاقة التي تربط نيكليونات النواة بعضها إلى بعض أو الطاقة اللازمة لفصل مكونات النواة فصلاً كاملاً.

وهي تساوي، طاقة الربط النووية = D ك س^2 = D ك × 931 مليون الكترون فولت / و.ك.ذ

حيث D ك: النقص في الكتلة .

وبمقارنة كتلة الهيليوم الفعلية بمجموع كتل مكونات نواتها يلاحظ أن هنالك فرقاً في الكتلة:

يبلغ الفرق في الكتلة بين نواة الهيليوم الفعلية ومجموع مكوناتها 0.0305 وحدة كتلة ذرية، ويتحول هذا الفرق في الكتلة طبقاً لمعادلة أينشتاين ط = ك س^2 إلى طاقة تتحرر عندما تتكون نواة الهيليوم، وتدعى هذه الطاقة بطاقة الربط النووي.

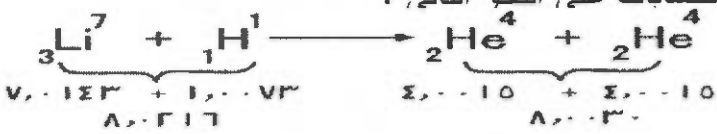
طاقة الربط النووي: الطاقة المتحررة عند تكون أنوية الذرات من اتحاد مكوناتها

تحقيق قانون أينشتاين

قام العالمان الإنجليزيان كوكروفت J.D.Cockcroft ووالتون E.T.S.Walton في عام 1932م باختبار صحة قانون أينشتاين عملياً، فقد عمدا إلى قصف الليثيوم ببروتون ذو سرعة عالية فتكونت دقائق ألفا وكمية كبيرة من الطاقة:

$$_3Li^7 + _1H^1 \longrightarrow _2He^4 + _2He^4 + \text{طاقة}$$

وقد صاحب التفاعل السابق نقص في الكتلة مقداره 0.0186 وحدة كتلة ذرية.
وقد تمت الحسابات على النحو التالي :



فرق الكتلة = 8.0216 – 8.0030 = 0.0186 وحدة كتلة ذرية .

وقد وجد كروكروفت ووالتون أن مقدار الطاقة المنبعثة من التفاعل تماثل مقدار الطاقة التي يمكن حسابها من معادلة أينشتاين، وبذلك تم اثبات صحة قانون أينشتاين وإمكانية تحويل الكتلة إلى طاقة.

استقرارية الأنوية

عند حساب طاقة الربط النووي لأنوية ذرات العناصر تبين ما يلي:

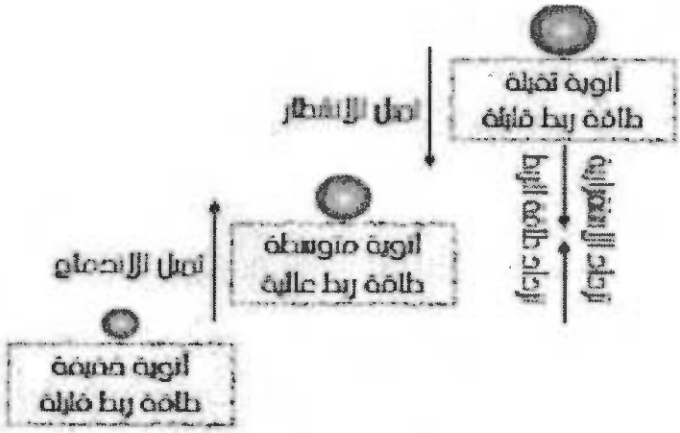
– العناصر ذات الكتل الذرية القليلة (الخفيفة) غير مستقرة وذات طاقة ربط نووي قليلة.

– العناصر ذات الكتل الذرية العالية (الثقيلة) غير مستقرة، وذات طاقة ربط نووي قليلة.

. العناصر ذات الكتل الذرية المتوسطة مستقرة وذات طاقة ربط نووي عالية.

لذا يتوقع أن تميل أنوية العناصر الثقيلة للإنشطار لتكوين نوى متوسطة الكتلة، بينما يتوقع أن تندمج أنوية العناصر الخفيفة لتكوين أنوية متوسطة.

إلا أن طاقة الربط النووي ليست العامل الوحيد المؤثر في استقرارية أنوية العناصر، فالنسبة بين عدد البروتونات والنيوترونات في النواة والطبيعة المفردة والزوجية لأعداد البروتونات والنيوترونات لها دور مهم في تقرير استقرارية أنوية العناصر.



فقد تبين أن العدد الأكبر من نظائر العناصر المستقرة تمتلك عدداً زوجياً من البروتونات وعدداً زوجياً من النيوترونات، بينما تقل الاستقرارية إذا كان عدد البروتونات فردياً والنيوترونات زوجياً والعكس صحيح، وعدد قليل من أنوية نظائر العناصر المستقرة تمتلك عدداً فردياً من البروتونات والنيوترونات.

الجدول أدناه يوضح عدد النظائر المستقرة التي تمتلك أعداداً فردية أو زوجية من البروتونات والنيوترونات:

عدد البروتونات	عدد النيوترونات	عدد النظائر المستقرة
زوجي	زوجي	157
زوجي	فردي	53
فردي	زوجي	50
فردي	فردي	50

ملاحظة

الأنوية التي تحتوي على 2، 8، 20، 28، 50، 82 بروتون أو 2، 8، 20، 28، 50، 82، 126 نيوترون هي أنوية مستقرة بشكل عام، وتسمى هذه الأعداد من البروتونات والنيوترونات بالأعداد السحرية Magic numbers.

مثال (1)

احسب طاقة الربط النووية للنواة $^{7}_{3}Li$، علماً بأن كتلتها= 7.01816 و.ك.ذ.

الحل

تتكون النواة من 3 بروتونات و 4 نيوترونات، وبذلك يكون مجموع كتل مكونات النواة

= عدد البروتونات × كتلة البروتون + عدد النيوترونات × كتلة النيوترون

= 3 × 1.0073 + 4 × 1.0087 = 7.567 و.ك.ذ

النقص في الكتلة = مجموع كتل مكونات النواة – كتلة النواة الفعلية

= 7.567 – 7.01816 = 0.03854 و.ك.ذ

وبذلك تكون طاقة الربط النووية = 0.03854 × 931

= 35.88074 مليون الكترون فولت.

متوسط طاقة الربط النووية

تسمى طاقة الربط النووية لكل نيوكليون "متوسط طاقة الربط النووية". وتعد هذه الكمية مؤشراً قوياً على استقرار العنصر، فكلما زاد متوسط طاقة الربط النووية للعنصر كان هذا العنصر أكثر استقراراً، وتحسب كما يلي:

$$\text{متوسط طاقة الربط لكل نيوكليون} = \frac{\text{طاقة الربط النووية}}{\text{عدد النيوكليونات}} = \frac{\text{طاقة الربط النووية}}{\text{العدد الكتلي}}$$

وبذلك يتغير متوسط طاقة الربط النووية بتغير العدد الكتلي كما هو موضح في الشكل

ويتضح من هذا الشكل ما يلي:

1) يتراوح متوسط طاقة الربط النووية للعناصر بين (1 مليون الكترون فولت) لنظير الهيدروجين $^{2}_{1}H$ و8.7 مليون الكترون فولت للحديد ($^{56}_{26}Fe$) .

2) أكثر العناصر استقراراً هي العناصر المتوسطة في الجدول الدوري (العدد الكتلى 40 – 120) وهي تمتلك أكبر متوسط طاقة ربط نووية ويعتبر الحديد ($^{56}_{26}Fe$) أكثر العناصر المتوسطة استقراراً.

3) العناصر التي يزيد عددها الكتلي عن 120 والتي تعرف بالعناصر الثقيلة، يقل متوسط طاقة ربطها النووية عن العناصر المتوسطة ولذلك تكون أقل استقراراً. ولهذا تميل للانشطار أو للنشاط الاشعاعي الطبيعي.

4) العناصر التي يقل عددها الكتلي عن (40) والتي تعرف بالعناصر الخفيفة يقل متوسط ربطها النووية عن العناصر المتوسطة ولذلك تكون أقل استقراراً وتميل للاندماج أو للنشاط الإشعاعي الطبيعي.

جدول (1): مقارنة بين كمية الطاقة المتحررة من التفاعلات النووية والكيميائية.

التفاعل	المعادلة	نوعه	كمية الطاقة المتحررة (eV/molecule)
احتراق الكربون	$C_{(s)} + O_{2(g)} = CO_{2(g)}$	كيميائي	4.1
TNT[1] انفجار مادة	$C_7H_5(NO_2)_3 \rightarrow$ explosion products	كيميائي	9.2
انحلال Co بيتا لـ	$^{60}Co \rightarrow Ni + \beta +$ energy	نووي	2.5×10^6
الإنشطار النووي	$^{235}U + {}^1n \rightarrow$ fission products+ energy	نووي	200×10^6

[1] ثلاثي نيترو طولوين Trinitro toulwene

مميزات القوى النووية

وقد وجد العلماء أن القوى النووية تتميز بالخصائص التالية:

1) القوى النووية لا تعتمد على ماهية النيوكليونين المتجاذبين، سواء أكانا بروتونين أم نيوترونين أم بروتوناً ونيوتروناً.

2) القوى النووية قصيرة المدى: فهي تتلاشى عندما يصبح البعد بين النيوكليونين أكبر من 1.4×10^{-15}. وهذا معناه أن النيوكليون في الأنوية الكبيرة لا يرتبط بجميع نيوكليونات النواة بل يرتبط فقط بالنيوكليونات المحيطة به ضمن كرة نصف قطرها 1.4×10^{-15} م.

3) لا تخضع هذه القوة لقانون التربيع العكسي.

وعلى ذلك فإنه من أجل حساب الكتلة الذرية لأي عنصر لا بد من الأخذ في الاعتبار نسبة وفرة النظير من العينة وبالتالي فإن: الكتلة الذرية لعنصر هي متوسط كتل نظائر العنصر بحسب نسب وجودها في الطبيعة.

$$\text{الكتلة الذرية للعنصر} = \frac{\sum (\text{كتلة النظير} \times \text{نسبة وجوده في العينة})}{\text{مجموع النسب}}$$