كلية العلوم

القسم : الفيزياء

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة١

المحاضرة : الرابعة/نظري/ د.ميرنا صالح

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

٢٠٢٦

١٤

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر(What's app-Telegram)على الرقم 0931497960

	الكيمياء العامة I	.
قســـــم الفيزياء **السنة الأولى - الفصل الأول**	**الفصل الثاني** **بنية الذرة** The Structure of The Atom	د.ميرنا صالح

تتضمن هذه المحاضرة:

4082 كلمة تشمل: *20998* حرف موزعة ضمن: *14* صفحة

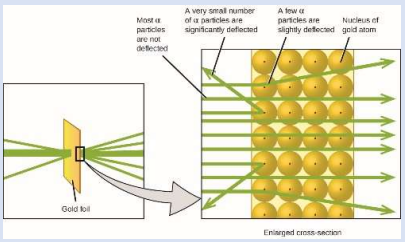
الهدف التعليمي من المحاضرة

Educational Goal

في نهاية هذا المحاضرة ستكون قادر على فهم:

- ✓ استيعاب التجارب المبكرة في توصيف الذرة من خلال تجارب ثومسون وميليكان
- ✓ استيعاب وفهم فرضية رذرفورد حول بنية الذرة.
- ✓ استيعاب وفهم نموذج بور وأهم مسلماتهِ.
- ✓ استيعاب وفهم بنية الذرية وفق ميكانيك الكم.

جميع الحقوق محفوظة لأصحابها من حيث الاقتباس والصور على شبكة الانترنت



تجربة رذرفورد

تعتبر تجربة رذرفورد (صفيحة الذهب) من أهم التجارب التي أثبتت وجود النواة ضمن الذرة وبالتالي أثبتت خطأ تصور نموذج ثومسون للذرة.

مع نهاية القرن التاسع العشر اكتشف العلماء نوع من العناصر يملك طاقة إشعاع عالية، حيث وجد العالم الفرنسي هنري بيكريل Henri BECQUEREL عام 1896 وبدون قصده أن قطعة معدنية تحوي اليورانيوم يمكن أن تشكل صورتها على صفيحة تصوير وذلك بغياب الضوء، وقد نسب هذه الظاهرة للانبعاث العفوي للإشعاع من قبل اليورانيوم، هذه الظاهرة دعاها **بالنشاط الإشعاعي** Radioactivity، وقد أظهرت الدراسات التي جرت في بداية القرن العشرين ثلاثة نماذج من الانبعاثات الإشعاعية Radioactivity Emission.

سنبدأ محاضرتنا هذه بتعريف هذه النماذج ثم شرح التجارب التي اعتمدت عليها في توضيح بنية الذرة.

المحتوى

الصفحة	
63	نموذج رذرفورد (الذرة النووية)
65	نموذج بور
69	نموذج ميكانيك الكم للذرة
72	الاشعاع الكهرومغناطيسي.

كما ذكرنا، أظهرت الدراسات التي جرت في بداية القرن العشرين ثلاثة نماذج من الانبعاثات الإشعاعية Radioactivity Emission تتمثل فيما يلي:

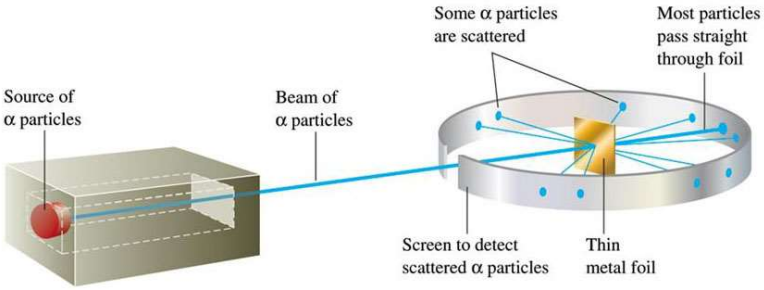
الانبعاثات الإشعاعية:

- **أشعة غاما (γ)** Gamma Ray**:** تمتلك طاقة عالية جداً (ضوء).
- **جزيئات بيتا** particles (β)**:** عبارة عن الكترونات فائقة السرعة.
- **جزيئات ألفا** particles (α)**:** وتمتلك شحنة مقدارها **(+2)**، حيث أنها تعادل ضعف شحنة الإلكترون بإشارة معاكسة، وتبلغ كتلة دقيقة ألفا **7300** ضعف كتلة الإلكترون.

نماذج أخرى من النشاط الإشعاعي باتت معروفة اليوم، وسنتطرق لها مستقبلاً، وسنقوم هنا بدراسة دقائق ألفا التي استخدمت في تجارب مبكرة كان لها دور حاسم في حياتنا.

II. 4. 3- 3 – نموذج رذرفورد (الذرة النووية) Rutherford Model (Nuclear Atom)

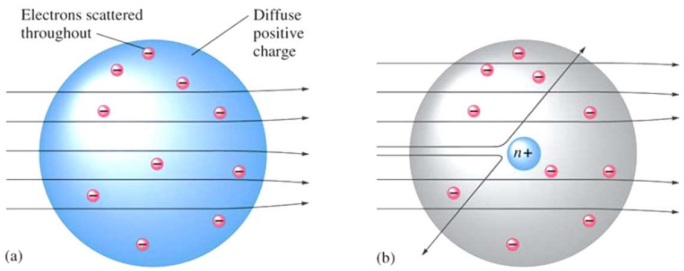
في عام **1911** قام العالم أرنست رذرفورد Ernest Rutherford (صاحب العديد من التجارب الرائدة) بإجراء تجربة لاختبار نموذج الـ **Plum Pudding** (قطعة الحلوى) للذرة الذي وضعه العالم ثومسون والمتمثل في كون الإلكترونات تتواجد ضمن سحابة موجبة الشحنة.



الشكل (II-8):

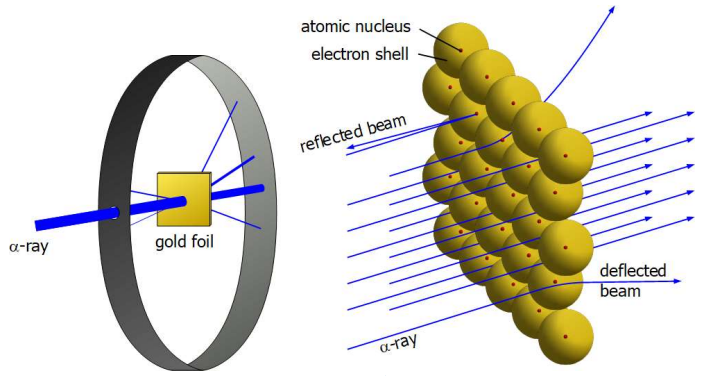
تجربة صفيحة الذهب للعالم رذرفورد، حيث تعتمد على قذف صفيحة معدنية رقيقة بدقائق ألفا عالية السرعة، وأثبت من خلالها خطأ تصور العالم ثومسون حول بنية الذرة.

تمثلت تجربة رذرفورد الموضحة في **الشكل (II-8)** بتوجيه دقائق ألفا عالية السرعة نحو ورقة رقيقة من رقاقة معدنية (استخدم هنا ورقة من الذهب Gold Foil)، وقد استنتج رذرفورد أنه إذا كان نموذج ثومسون صحيحاً فإن دقائق ألفا يجب أن تمر عبر الصفيحة (تتحطم) كما تمر قذيفة مدفعية عبر قطعة شاش كما في الحالة (**a**) **الشكل (II-9)**



الشكل (II-9):

مقارنة بين حركة دقائق ألفا وفق نموذج ثومسون (**a**)، والنتائج التجريبية وفق تجربة رذرفورد (**b**).



الشكل (II-10):

مخطط يوضح كيفية مرور دقائق ألفا عبر ذرات صفيحة الذهب في تجربة رذرفورد، حيث نلاحظ ارتداد هذه الدقائق Reflected Beam عند اصطدامها بالنواة الذرية Atomic Nucleus، والتي تكون محاطة بالسحابة الإلكترونية Electron Shell، بينما تنحرف الحزمة Deflected Beam عند مرورها بالقرب من نواة الذرة، هذا هو مفهوم تجربة رذرفورد التي أثبتت عدم صحة تصور ثومسون للذرة.

توقع رذرفورد أن تواجه جزيئات ألفا Alpha Particles الناتجة عن التحلل الإشعاعي للراديوم Radioactive decay of Radium خلال رحلتها عبر الصفيحة انحرافات طفيفة، ولكن نتائج التجربة كانت مختلفة عن توقعات رذرفورد، بالرغم أن معظم جزيئات ألفا عبرت بشكل مستقيم خلال الصفيحة، فإن:

- **بعض هذه الجزيئات انحرفت بزاوية كبيرة عن مسارها**، كما يظهر في الحالة (b) في **الشكل (II-9)** صفحة **63**، وفي **الشكل (II-10)** أعلاه.
- **وبعضها انعكس عن الصفيحة**.

فكان ذلك أكبر مفاجأة للعالم رذرفورد.

إليكم ما استنتجه رذرفورد:

لاحظ رذرفورد في تجربتهِ ما يلي:

1. لأن معظم جسيمات ألفا سريعة الحركة مرت عبر ذرات الذهب بدون انحراف (لا بد أنها سافرت عبر الفضاء الفارغ داخل الذرة).
2. جسيمات ألفا موجبة الشحنة، لذلك نشأت حزمة الانحرافات Deflected Beam عندما واجهت جسيمات ألفا شحنة موجبة أخرى (الشحنات المتماثلة تتنافر مع بعضها البعض).
3. نظراً لأن الشحنات المتشابهة تتنافر مع بعضها البعض، فلا بد أن عدد قليل من جسيمات ألفا موجبة الشحنة التي غيرت المسارات فجأة Reflected Beam قد اصطدمت أو اقتربت من جسم آخر يحتوي أيضاً على شحنة موجبة عالية التركيز.
4. نظراً لحدوث الانحرافات في جزء صغير من الوقت، فهذا يعني أن هذه الشحنة (الموجبة) تحتل مساحة صغيرة فقط في رقائق الذهب.

هل تعلم

أرنست رذرفورد
Ernest Rutherford
1871-1937

عالم فيزياء بريطاني مولود في نيوزيلندا والذي يعرف بـ **أب الفيزياء النووية**.
تصنفه الموسوعة البريطانية كأفضل المجربين منذ مايكل فراداي.
اكتشف في أحد أعماله المبكرة العمر النصف للعناصر المشعة، وأثبت أن النشاط الإشعاعي يشتمل على تحول العنصر الكيميائي إلى عنصر آخر، وسمى أنواع الإشعاع إلى **ألفا وبيتا**.
كل هذه الأعمال تمت في جامعة ماك جيل بكندا. مؤدية لحصوله على **جائزة نوبل للكيمياء عام 1908**، كما اكتشف نواة الذرة واقترح سنة1911 نموذجا يشبه النظام الشمسي، حيث تشغل النواة المركز أما الإلكترونات فتدور حولها في مدارات دائرية.
توفي العالم أرنست رذرفورد عام 1937 عن عمر يناهز 66 عاماً في كامبريدج.

تذكر هذا

من المحاضرة السابقة

ينص قانون النسب المحددة على:
" **المركب المعطى يحتوي دائماً نفس النسبة بين كتل العناصر الداخلة فيه، وهذه النسبة لا تتعلق بطريقة الحصول على هذا المركب** "

عند تحليل سلسلة من هذه التجارب، توصل رذرفورد إلى استنتاجين:

هـــــــــام:

استنتاجات رذرفورد

1. يجب أن يتكون الحجم الذي تشغله الذرة من مقدار كبير من المساحة الفارغة.
2. يجب أن يكون الجسم الصغير الثقيل نسبياً Relatively Heavy الموجب الشحنة Positively Charged والذي يمثل النواة Nucleus في مركز كل ذرة.

قاد هذا التحليل رذرفورد إلى اقتراح نموذج تتكون فيه الذرة من:

نموذج رذرفورد للذرة

نواة Nucleus صغيرة جداً موجبة الشحنة حيث تتركز Concentrated معظم كتلة الذرة، وتحيط بها الإلكترونات سالبة الشحنة، بحيث تكون الذرة متعادلة كهربائياً.

كما هو موضح في **الشكل (10-II)** ضمن الصفحة السابقة، وبالتالي أثبت أن:

"نموذج قطعة الحلوى للعالم ثومسون لم يكن صحيحاً"

اكتشف رذرفورد أيضاً أن نوى العناصر الأخرى Nuclei of Other Elements تحتوي على نواة الهيدروجين Hydrogen Nucleus باعتبارها حجر البناء Building Block، وأطلق على هذا الجسيم الأساسي Fundamental Particle اسم البروتون Proton، وهو عبارة عن جسيم موجب الشحنة موجود في النواة.

هـــــــــام:

عيوب نموذج رذرفورد

لم يتمكن من تفسير بقاء الإلكترونات في مدارات دائرية حول النواة دون أن تقترب من النواة وتلتحم بها (بسبب الفرق في الشحنة والانجذاب الكهرومغناطيسي) والذي يؤدي في النهاية لفناء المادة.

II. 4- 4 – نموذج بور Bohr Model

عام **1913** أدرك الفيزيائي الدنماركي **نيلز بور** Niels Bohr، النتائج التجريبية لطيف الهيدروجين حينها، حيث طور نموذجاً كمومياً لذرة الهيدروجين.

فكيف ذلك؟

1. افترض بور أن الإلكترون في ذرة الهيدروجين يدور حول النواة في مدارات دائرية محددة.
2. حسب نصف قطر هذه المدارات المتاحة باستخدام نظريات الفيزياء الكلاسيكية مع إيجاد بعض الافتراضات الجديدة.

هل تعلم

كيف يسخن الطعام في المايكروويف؟

تقوم جزيئات الماء الموجودة في الطعام بامتصاص الأشعة الصادرة عن المايكروويف مما يزيد في حركتها، هذه الطاقة عندها تنتشر لأنواع الجزيئات الأخرى في الطعام عن طريق التصادم مؤدية لارتفاع درجة حرارة الطعام.

تذكر هذا

نموذج رذرفورد للذرة

نواة Nucleus صغيرة جداً موجبة الشحنة حيث تتركز Concentrated معظم كتلة الذرة، وتحيط بها الإلكترونات سالبة الشحنة، بحيث تكون الذرة متعادلة كهربائياً

من المحاضرة السابقة

قانون النسب المضاعفة

"عندما يشكل عنصران سلسلة من المركبات، فإن نسب كتل العنصر الثاني الذي يرتبط مع 1 g من العنصر الأول يمكن أن ترجع دوماً لعدد صحيح صغير "

مستقبلك وحدك من يرسمه، فأتقن رسمه

- **من خلال الفيزياء الكلاسيكية**

علم بور أن الجزيء يميل في حركته للتحرك في خط مستقيم، ويمكنه التحرك ضمن مسار دائري فقط في حالة تطبيق قوة متجهة نحو مركز الدائرة، فاستنتج ما يلي:

ميول الإلكترون الذي يتحرك دائرياً ليغادر الذرة يجب أن يكون متوازناً بجاذبيته نحو النواة الموجبة الشحنة

لكن الفيزياء الكلاسيكية أيضاً تقر بأن:

الجزيئات المشحونة تحت تأثير تسارعها يجب أن تصدر طاقة، حيث أن الإلكترون الذي يدور حول النواة يغير اتجاهه بشكل مستمر، وبالتالي يتسارع باستمرار، لذلك:

يجب أن يصدر الإلكترون ضوء ويخسر طاقة خلال حركته، وبالتالي يُسحب باتجاه النواة، وهذا طبعاً لا يصح مع وجود الذرات الثابتة.

إذاً النموذج الذري الذي اعتمد على نظريات الفيزياء الكلاسيكية لا يمكن الدفاع عنه.

- **من خلال الفيزياء الموجية**

علم بور أن النموذج الصحيح يجب أن يأخذ بالاعتبار الطيوف التجريبية للهيدروجين، الذي يظهر أن:

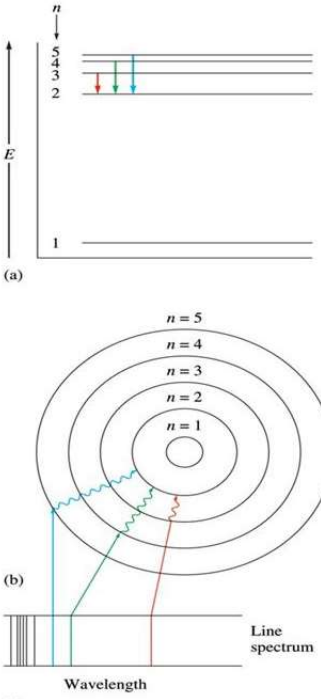
هناك طاقات الكترون محددة متاحة

حيث كانت البيانات التجريبية واضحة بشكل مطلق في هذه النقطة.

وجد بور أن نموذجه للذرة سيكون متوافق مع النتائج التجريبية إن هو اعتبر أن:

القوة الدافعة الزاوية للإلكترون (القوة الدافعة الزاوية تعادل منتج الكتلة والسرعة ونصف قطر المدار) ستحصل فقط في تزايد محدد (انتقال من مدار لآخر)، ولم يكن واضحاً حينها لماذا يجب أن يكون ذلك صحيحاً، أي:

إن الإلكترون لا يمكن أن يتواجد إلا في سويات طاقة محددة.



مع هذه الفرضية أعطى نموذج بور ذرة الهيدروجين سويات طاقة متوافقة مع طيف الهيدروجين المنبثق كما هو معروض في الشكل المجاور.

بالرغم من أننا لن نشاهد هنا أي استنتاج، إلا أن المعادلة الأكثر أهمية التي جاءت من نموذج بور تعبر عن سويات الطاقة المتاحة للإلكترون في ذرة الهيدروجين:

$$E = -2.178 \times 10^{-18}\text{j}\left(\frac{Z^2}{n^2}\right) \qquad (II-1)$$

هل تعلم

نيلز بور
Niels Bohr
1885-1962

عالم فيزياء دنماركي، كان رئيس لجنة الطاقة الذرية الدنماركية ورئيس معهد كوبنهاغن للعلوم الطبيعية النظرية، حصل على الدكتوراه في الفيزياء عام 1911، ثم سافر إلى كمبريدج حيث أكمل دراسته تحت إشراف **العالم ثومسون** الذي اكتشف الإلكترون، بعدها انتقل إلى مانشستر ليدرس على يد العالم ارنست رذرفورد مكتشف نواة الذرة.

وسرعان ما اهتدى بور إلى نظريته عن **بناء الذرة**. ففي 1913نشر بور بحثاً تحت عنوان: **عن تكوين الذرة والجسيمات** في المجلة الفلسفية، ويعتبر هذا البحث من العلامات في علم الفيزياء. حاز نيلز بور على **جائزة نوبل في الفيزياء عام 1922**.

تذكر هذا

من المحاضرة السابقة
عيوب نظرية دالتون

الذرة هي أصغر مكونات المادة هي مقولة غير صحيحة بعد اكتشاف أن الذرة تتألف من جسيمات أصغر كثيراً تتمثل بالإلكترونات والبروتونات والنترونات، إضافة لعدم مقدرتها على تحديد بنية مركب.

حيث: **n** عدد صحيح يمثل العدد الكوانتي الرئيسي (كلما كانت قيمة **n** كبيرة كلما كان نصف قطر المدار كبيراً).

Z شحنة النواة.

باستخدام المعادلة (II-1) تمكن بور من حساب سويات الطاقة لذرة الهيدروجين والتي كانت مطابقة للقيم التي حصل عليها بالنتائج التجريبية.

إن الإشارة السالبة في المعادلة السابقة تعني ببساطة:

أن طاقة الإلكترون المقيد بالنواة اخفض من طاقته فيما لو كان الإلكترون على مسافة كبيرة غير محدودة($n = \infty$) من النواه، حيث لا يوجد هناك تفاعل وتكون قيمة الطاقة صفر:

$$\boldsymbol{E} = -2.178 \times 10^{-18}\text{j}\left(\frac{Z^2}{\infty}\right) = \mathbf{0}$$

من هذه الحالة نجد أن **طاقة الإلكترون في أي مدار هي طاقة سالبة** نسبة لهذه الحالة المرجعية.

إن المعادلة (II-1) السابقة يمكن أن تستخدم في حساب التغير في طاقة الإلكترون عندما يغير مداره.

على سبيل المثال:

لنفرض أن الإلكترون في المستوى الطاقي **n=6** من ذرة الهيدروجين، قفز للمستوى **n=1** حيث عادت ذرة الهيدروجين لأخفض حالة طاقية متاحة (الحالة الأرضية).

نستخدم المعادلة (II-1) مع إعطاء **Z=1**، حيث تحوي نواة الهيدرجين بروتون مفرد، وتحسب الطاقات للحالتين السابقتين وفق ما يلي:

$$n = 6: \quad \boldsymbol{E_6} = -2.178 \times 10^{-18}\text{j}\left(\frac{1^2}{6^2}\right) = \mathbf{-6.050 \times 10^{-20}}j$$

$$n = 1: \quad \boldsymbol{E_1} = -2.178 \times 10^{-18}\text{j}\left(\frac{1^2}{1^2}\right) = \mathbf{-2.178 \times 10^{-18}}j$$

نلاحظ أنه من أجل الحالة **n=1**، يمتلك الإلكترون **طاقة سالبة أكبر** من تلك التي يمتلكها في الحالة **n=6**.

فماذا يعني ذلك؟؟

يعني ذلك أن **الإلكترون مقيد بقوة في المدار الأصغر المتاح له**.

يعطى التغير في الطاقة عندما يسقط الإلكترون من **n=6** إلى **n=1** وفق ما يلي:

التغير في الطاقة = طاقة الحالة النهائية – طاقة الحالة الابتدائية

$$\Delta\boldsymbol{E} = E_1 - E_6 = (-2.178 \times 10^{-18}j) - (-6.050 \times 10^{-20}j) = \mathbf{-2.117 \times 10^{-18}}J$$

حيث تشير الإشارة السالبة في تغير الطاقة إلى أن:

الذرة تخسر الطاقة وهي الآن في أكثر حالاتها ثباتاً، حيث تتحرر الطاقة من الذرة عن طريق إنتاج فوتون (انبعاث فوتون).

يمكن حساب الطول الموجي للفوتون المنبعث من العلاقة التالية:

$$\Delta E = h\left(\frac{C}{\lambda}\right) \quad or \quad \lambda = \frac{hC}{\Delta E}$$

حيث: ΔE: التغير في طاقة الذرة التي تعادل طاقة الفوتون المنبعث.

h: ثابت بلانك ويساوي (6.626×10^{-34} j.s).

C: سرعة الضوء وتساوي (2.9979×10^{8} m/s)

$$\lambda = \frac{hC}{\Delta E} = \frac{(6.626 \times 10^{-34} j \cdot s)(2.9979 \times 10^{8}\ m/s)}{2.117 \times 10^{-1}\ j} = \mathbf{9.383 \times 10^{-8} m}$$

لاحظ أنه من أجل هذه العملية الحسابية استخدمنا **القيمة المطلقة لتغير الطاقة** (حيث لم نرفقها بالإشارة السالبة)، في هذه الحالة حددنا اتجاه الطاقة المتدفقة بالقول إن:

الفوتون ذو الطول الموجي ($9.383 \times 10^{-8} m$) انبعث من ذرة الهيدروجين.

لاحظ انه في حال أرفقنا القيمة السالبة للطاقة في هذه المعادلة، فإننا نحصل على قيمة سالبة للطول الموجي والذي لا معنى له فيزيائياً.

النقاط الهامة حول نموذج بور للذرة:

- النموذج يناسب بشكل صحيح كميات سويات الطاقة لذرة الهيدروجين ويفترض وجود مدارات دائرية محددة متاحة للإلكترون.
- كلما أصبح الإلكترون مقيد بشكل وثيق أكثر، كلما أصبحت طاقته أكثر سلبية نسبة للحالة المرجعية ذات الطاقة المعدومة (عندما يكون الإلكترون بعيداً مسافة لا متناهية عن النواة)، حيث كلما ازداد قرب الإلكترون من النواة، كلما تحررت طاقة من النظام (الذرة).

يمكننا باستخدام معادلة بور السابقة **(II-1)** في الصفحة (**66**) اشتقاق معادلة عامة لحركة الإلكترون من مستوى لآخر:

التغير في الطاقة = طاقة المستوى النهائي – طاقة المستوى البدائي

$$\Delta E = energy\ of\ level\ n_{final} - energy\ of\ level\ n_{initial}$$

$$\Delta E = E_{final} - E_{initial}$$

$$\Delta E = -2.178 \times 10^{-18}\text{j}\left(\frac{1^2}{n_{final}{}^2}\right) - (-2.178 \times 10^{-18}\text{j})\left(\frac{1^2}{n_{final}{}^2}\right)$$

$$\mathbf{\Delta E = -2.178 \times 10^{-18}\text{j}\left(\frac{1^2}{n_{final}{}^2} - \frac{1^2}{n_{initial}{}^2}\right)} \qquad (\text{II} - 2)$$

حيث يمكن استخدام هذه المعادلة لحساب تغير الطاقة بين أي مستويي طاقة في ذرة الهيدروجين، وهذا ما سنوضحه من خلال الأمثلة المحلولة في الصفحة (**73**).

مسلمات نموذج بور:

1. يدور الإلكترون حول النواة وفق مدارات دائرية محددة.
2. لا يصدر الإلكترون أي طاقة كهرطيسية ما دام يدور على مداره.
3. يحتاج الإلكترون إلى طاقة للانتقال من مستوى طاقة أدنى لمستوى طاقة أعلى، كما يصدر طاقة عند انتقاله من مستوى طاقة أعلى لمستوى طاقة أدنى.

في البداية يبدو أن نموذج بور للذرة يبدو واعداً، حيث أن سويات الطاقة التي حسبت من قبل بور توافقت إلى حد قريب مع القيم التجريبية التي تم الحصول عليها من طيف الانبعاث لذرة الهيدروجين، ولكن:

عيب نموذج بور:

عندما تم تطبيق نموذج بور على ذرات غير الهيدروجين، لم يعمل هذا النموذج على الإطلاق في حالة الذرات المتعددة الإلكترونات وهذه هي احدى عيوب نموذج بور.

رغم ذلك فإن نموذج بور فتح المجال أمام نظريات أخرى استطاعت تفسير الطيوف الخطية لباقي الذرات متعددة الإلكترونات.

II. 4- 5 – نموذج ميكانيك الكم للذرة
The Quantum Mechanical Model of the Atom

منتصف العام **1920** بدا واضحاً أن نظرية بور لا يمكن العمل بها، إذ كانت بحاجة لمقاربة جديدة في العموم، هذا الجهد تبناه ثلاثة فيزيائيين في تلك الفترة هم:

- **هيزنبرغ** Heisenberg
- **بروغلي** Broglie
- **اروين شرودينغر** Erwin Schrodinger

حيث عرف النهج الذي قاموا بتطويره بـ **الميكانيك الموجي** Wave mechanics، والذي يدعى بشكل أوسع **ميكانيك الكم** Quantum mechanics.

ارتقى بروغلي بفكرة الإلكترون الذي كان سابقاً يعد كجزيئة، فأظهر أن له صفات موجية، وقد تابع هذا المنهج من التفكير الفيزيائي السويدي شرودينغر الذي قرر مواجهة معضلة البنية الذرية عن طريق التركيز على الخصائص الموجية للإلكترون، وفقاً لشرودينغر وبروغلي فإن:

الإلكترون يرتبط إلى النواة بما يشبه الموجة الدائمة (الثابتة)

وقد بدأوا البحث وفق الميكانيك الموجي عن وصف للذرة.

هل يمكنك تخيل ذلك؟

هل تعلم

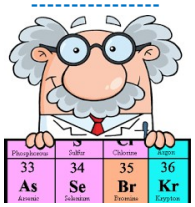
اروين شرودينغر
Erwin Schrödinger
1887-1961

فيزيائي نمساوي معروف بإسهاماته في ميكانيكا الكم وخصوصا **معادلة شرودينغر** والتي حاز عبرها على **جائزة نوبل** في الفيزياء عام **1933م**.

استطاع شرودينغر تفسير طيف الهيدروجين عن تطبيق نتائج معادلته الشهيرة المسماة معادلة شرودينغر على ذرة الهيدروجين وذلك في عام 1926.

حلت معادلة شرودينغر بنجاح معضلة تأثر جسيمان أساسيان كموميان هما **الإلكترون** السالب الشحنة **والبروتون** الموجب الشحنة والذي يكوّن نواة ذرة الهيدروجين.

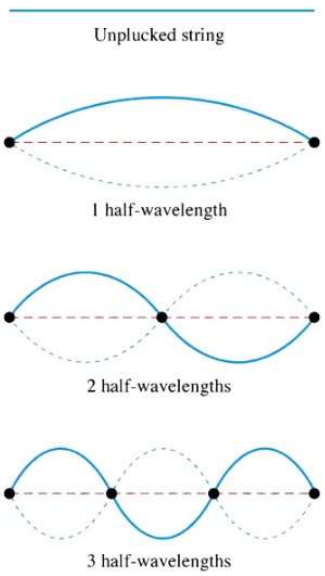
تلك المسألة التي لم تنجح في حلها النظريات الكلاسيكية، حتى استطاع شرودينغر حلها بأخذه الطبيعة الغريبة للإلكترون، وهي مثنوية: **موجة-جسيم** حيث عبّر عن الإلكترون في معادلته **كموجة وليس كجسيم**.



الكيمياء علم الرموز والحقائق، اسأل دائماً عما يخطر ببالك تجد أن الإجابة أقرب إليك

المثال الأكثر شبهاً بالموجة الدائمة (الثابتة) تم ملاحظته من خلال الآلات الموسيقية مثل الغيتار والكمان، حيث الوتر مربوط من كلا نهايتيهِ، عندما يهتز الوتر يعطي النغمة الموسيقية، والأمواج وصفت لديهم كالوتر (دائمة)، **فالموجة كالوتر**، لا تتحرك لوحدها.

يمكن تشبيه الوتر عندما يصدر الصوت كتراكب موجات بسيطة مع بعضها البعض كما في **الشكل (II-11)** المجاور، حيث تشير النقاط إلى العقدة أو ما يسمى انزياح الصفر الجانبي (من الأطراف).
من أجل موجة محددة نلاحظ أن هناك محدودية للأطوال الموجية المتاحة، (لاحظ أن كل طرف من الوتر مثبت، أي أن هناك دائماً نقطة عند كل نهاية).

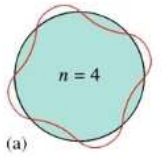


الشكل (II-11):
حركة الوتر، وتلاحظ فيها أنها عبارة عن مكررات لأنصاف **طول الموجة**، وتظهر العقد بشكل واضح بين كل نصف موجة.

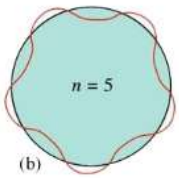
ماذا يعني ذلك؟
هذا يعني أن:

هناك دائماً عدد صحيح من نصف طول الموجة في أي حركة متاحة للوتر كما في **الشكل (II-11)** المجاور.

موقف مشابه ينتج إلى تخيلنا أن **الإلكترون في ذرة الهيدروجين عبارة عن موجة دائرية دائمة** كما يظهر في الشكل المجاور، حيث يوجد مدارات دائرية محددة تمتلك محيط يناسب **أعداداً صحيحة من نصف طول الموجة لموجة الإلكترون الدائمة** (الثابتة) كما في الحالتين **(a)** و **(b)**، أما جميع المدارات الأخرى سينتج عنها تداخلات هدامة لموجة الإلكترون الدائمة (الثابتة) غير مسموح بها كما في الحالة **(C)**، وهذا يشير إلى حقيقة أن الإلكترون يملك طاقة محددة، وهذا يبدو شرحاً ممكنا لتكوين تصور حول ذرة الهيدروجين.

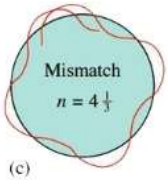


لذلك عمل شرودينغر على نموذج ذرة الهيدروجين الذي يفترض أن **الإلكترون يتصرف كموجة دائمة** (ثابتة).



كانت المبادئ الفيزيائية لوصف الموجة الدائمة متاحة عام **1925** عندما قرر شرودينغر معالجة الإلكترون بطريقته التي حددها، وكانت معالجته الرياضية لهذه النقطة معقدة للغاية بحيث لا يمكن تفصيلها هنا، على كل حال تعطى **معادلة شرودينغر** بالشكل التالي:

$$\hat{H}\psi = E\psi$$



حيث:

ψ تمثل الوظيفة الموجية وهي وظيفة إحداثيات (x, y, and z) لموقع الإلكترون في فضاء ثلاثي الأبعاد.

$\hat{H}$ تمثل مجموعة من العمليات الرياضية وتدعى **العامل**، حيث يحوي العامل على مصطلحات رياضية تنتج الطاقة الكلية للذرة عندما يتم تطبيقها على الوظيفة الموجية.

E تمثل **الطاقة الكلية** للذرة وهي مجموع **الطاقة الكامنة** الناتجة عن التجاذب بين البروتون والإلكترون و**الطاقة الحركية** للإلكترون المتحرك.

حل المعادلة السابقة ينتج عنه عدة حلول، كل حل يتضمن الوظيفة الموجية ψ المميزة بقيمة عملية للطاقة (E)، تدعى القيمة المحددة هذه للوظيفة الموجية **بالمدارية**.

فماذا تعني المدارية ؟

المدارية Orbital

يجب أن نعلم أن المدارية ليست مدار بور الذي عرفناه، فالإلكترون في المدار **1s** لا يدور حول النواة في مدار دائري.

كيف ذلك؟ هل يعني أن الإلكترون ثابت أم يتحرك؟؟

على سبيل المثال:

عندما تتصادم كرتا بلياردو معروفتي السرعة، فإنه يمكننا التنبؤ بحركتهما بعد التصادم، بينما لا يمكننا التنبؤ بحركة الإلكترون من المدار **1s** لأنهُ جسيم صغير جداً.

لفهم طبيعة المدارية Orbital نحن بحاجة للنظر في المبدأ الذي وصفه **هيزنبرغ** أحد المطورين الأساسيين للميكانيك الكمومي (الموجي).

قاد التحليل الرياضي هيزنبرغ إلى استنتاج هام يتمثل بما يلي:

مبدأ عدم التعيين لهيزنبرغ:

لا يمكننا تعيين موقع وسرعة دقيقة صغيرة كالإلكترون في الوقت نفسهُ.

التعبير الرياضي لمبدأ عدم التعيين يعطى وفق علاقة هيزنبرغ التالية:

$$\Delta x \times \Delta(m\vartheta) \geq \frac{h}{4\pi}$$

حيث:

Δx عدم التعيين في موقع الجزيء (الجسيم).

$\Delta(m\vartheta)$ عدم التعيين في قوة الدفع للجزيء (سرعته).

h ثابت بلانك.

لذلك أصغر مقدار لعدم التعيين يساوي $\frac{h}{4\pi}$.

إذا نستنتج مما سبق:

كلما كانت الدقة في تحديد موقع الجسيم عالية كلما كانت الدقة في تحديد سرعته منخفضة (عند الوقت المعطى)، والمثل بالمثل.

بتطبيق مبدأ عدم التعيين لهيزنبرغ على الإلكترون فهذا يعني أننا لا يمكننا معرفة الحركة الدقيقة للإلكترون أثناء حركته حول النواة، لذلك

من غير المناسب أن نقول:

إن الإلكترون يتحرك حول النواة في مدار واضح المعالم كما في نموذج بور، وإنما في مدارية Orbital وهذا أهم ما حمله لنا نموذج الميكانيك الموجي للذرة.

تذكر هذا

الانبعاثات الإشعاعية

تتمثل فيما يلي:

- **أشعة غاما**: تمتلك طاقة عالية جداً (ضوء).
- **جزيئات بيتا**: عبارة عن الكترونات فائقة السرعة.
- **جزيئات ألفا**: وتمتلك شحنة مقدارها (2+)، حيث أنها تعادل ضعف شحنة الإلكترون بإشارة معاكسة، وتبلغ كتلة دقيقة ألفا 7300 ضعف كتلة الإلكترون.

نموذج رذرفورد للذرة

توصل رذرفورد إلى اقتراح نموذج تتكون فيه الذرة من:

نواة Nucleus صغيرة جداً موجبة الشحنة حيث تتركز Concentrated معظم كتلة الذرة، وتحيط بها الإلكترونات سالبة الشحنة، بحيث تكون الذرة متعادلة كهربائياً.

وبالتالي أثبت أن:

نموذج قطعة الحلوى للعالم ثومسون لم يكن صحيحاً

عيوب نموذج رذرفورد:

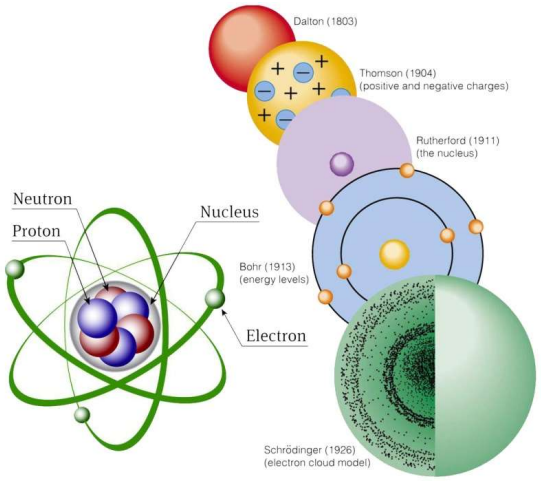
لم يتمكن من تفسير بقاء الإلكترونات في مدارات دائرية حول النواة دون أن تقترب من النواة وتلتحم بها (بسبب الفرق في الشحنة والانجذاب الكهرومغناطيسي) والذي يؤدي في النهاية لفناء المادة.

بالإصرار تصل لهدفك،

نريدك اسماً فلا تكن رقماً

وبذلك نكون قد أوجزنا أهم النظريات في بنية الذرة، **الشكل (II-12)** يوضح مخطط تطور بينة الذرة من نموذج دالتون حتى نموذج شرودينغر اعتماداً على الميكانيك الموجي.

هل اتضحت الآن أمامك فكرة تطور بنية الذرة خلال 100 عام تقريباً ؟



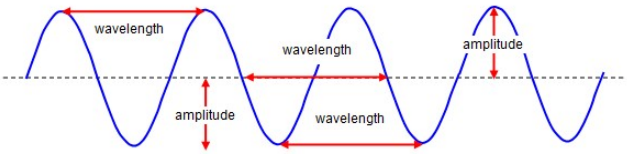
الشكل (II-12):
مخطط تطور بينة الذرة من نموذج دالتون حتى نموذج شرودينغر اعتماداً على الميكانيك الموجي.

قبل أن ننتقل لمفهوم البنية الذرية سنناقش فقرة مهمة لا بد منها وهي الإشعاع الكهرومغناطيسي.

II .5 – الإشعاع الكهرومغناطيسي Electromagnetic Radiation

احدى الطرق التي تنتقل الطاقة فيها عبر الفضاء هي **الإشعاع الكهرومغناطيسي**، فانتقال الضوء من الشمس، والطاقة المستخدمة في طهي الطعام ضمن المايكروويف وأشعة إكس المستخدمة عند أطباء الأسنان، والحرارة المشعة من المدفأة كلها أمثلة عن الأشعة الكهرومغناطيسية، على الرغم من أنها تبدو مختلفة فيما بينها لكنها تُظهر نفس السلوك من حيث انتقالها كأمواج بسرعة الضوء في الخلاء.

للموجة الكهرومغناطيسية ثلاث خصائص أساسية:



الشكل (II-13): مخطط تفصيلي يبين مفهوم الطول الموجي والتواتر

- **طول الموجة** Wavelength**:** يرمز له بالرمز الإغريقي لامبدا **λ**، وهو يعبر عن المسافة بين قمتين متتاليتين كما هو موضح في **الشكل (II-13)**، أو المسافة بين انخفاضين متتاليين في الموجة، حيث Amplitude تعني قيمة الذروة.
- **التواتر** Frequency: يرمز له بالحرف الإغريقي نيو **ϑ**، ويشير لعدد الأمواج التي تعبر نقطة معينة من الفراغ خلال ثانية واحدة.
- **السرعة** Speed: أصبح من البديهي أن الأمواج الكهرومغناطيسية تتحرك بسرعة الضوء، لذلك يعبر عن سرعتها بسرعة الضوء.

من خلال ما سبق نجد أن:

نتيجة هامة:

الأشعة ذات الطول الموجي القصير تمتلك تواتر عالي، وكلما ازداد طول الموجة كلما كان تواتر الإشعاع أصغر، أي العلاقة عكسية.

هل توجد علاقة تعبر عن الرابط بين الطول الموجي وتواتر الموجة وسرعتها؟

الجواب هو نعم، يوجد بينهم علاقة يعبر عنها وفق ما يلي:

$$\lambda\vartheta = C$$

حيث: **λ** طول الموجة بالمتر، **ϑ** تواتر الإشعاع مقدر بالدورة/ ثانية، ولكن لا معنى لدورة في الجملة الدولية **SI**، فهي غير مفهومة لذلك يتم كتابة الواحدة (**1/s**) والتي تدعى هيرتز **Hz**

C: سرعة الضوء وتساوي (2.9979×10^8 m/s)

تواتر الأشعة يمنح معان هامة لنقل الطاقة.

على سبيل المثال:

الطاقة التي تصل الأرض قادمة من الشمس تكون على شكل أشعة مرئية وأشعة فوق بنفسجية (لها تواتر محدد)، فيما الطاقة التي تصلنا من المشعات الحرارية تكون على شكل أشعة تحت حمراء (لها تواتر محدد مختلف).

مثال محلول (17)

هذا المثال يدعم علاقة بور في حساب طاقة الإلكترون

زمن الحل: **8** دقائق كحد أقصى **الزمن الإمتحاني:** **12** دقيقة كحد أقصى

احسب الطاقة المطلوبة لتهيج الكترون ذرة الهيدروجين من المستوى **n=1** إلى المستوى **n=2**، ثم احسب الطول الموجي للضوء الذي تمتصه ذرة الهيدروجين في حالتها المستقرة لتصل للحالة المهيجة.

الحل:

باستخدام معادلة بور (II-1)، واعتبار z=1 نجد:

$$E_1 = -2.178 \times 10^{-18}\text{j}\left(\frac{1^2}{1^2}\right) = -2.178 \times 10^{-18} j$$

$$E_2 = -2.178 \times 10^{-1}\ \text{j}\left(\frac{1^2}{2^2}\right) = -5.445 \times 10^{-19} j$$

$$\Delta E = E_2 - E_1 = (-5.445 \times 10^{-19} j) - (-2.178 \times 10^{-18} j) = \mathbf{1.633 \times 10^{-18} J}$$

تشير القيمة الموجبة لتغير الطاقة إلى أن الجملة اكتسبت طاقة، فيكون الطول الموجي للضوء الممتص اللازم لإنتاج هذا التغير هو:

$$\lambda = \frac{hC}{\Delta E} = \frac{(6.626 \times 10^{-34} j \cdot s)(2.9979 \times 10^8\ m/s)}{1.633 \times 10^{-18} j} = \mathbf{1.216 \times 10^{-7} m}$$

مثال محلول (18)

هذا المثال يدعم استخدام العلاقة العامة لحركة الإلكترون من مستوى لآخر.

زمن الحل: 8 دقائق كحد أقصى **الزمن الإمتحاني:** 12 دقيقة كحد أقصى

احسب الطاقة المطلوبة لتحرير الإلكترون من ذرة الهيدروجين في حالتها الأرضية (المستقرة).

الحل:

تحرير الإلكترون من ذرة الهيدروجين في حالتها الأرضية (المستقرة) يعتمد على أخذ الإلكترون من السوية الطاقية 1 =$n_{initial}$ إلى السوية ∞ =n_{final} لذلك وبتطبيق علاقة بور:

$$\Delta E = -2.178 \times 10^{-18}\text{j}\left(\frac{1^2}{{n_{final}}^2} - \frac{1^2}{{n_{initial}}^2}\right)$$

$$= -2.178 \times 10^{-18}\text{j}\left(\frac{1^2}{\infty} - \frac{1^2}{1^2}\right) = -2.178 \times 10^{-18}\text{j}(0-1) = \mathbf{2.178 \times 10^{-18}j}$$

إذاً الطاقة اللازمة لتحرير الإلكترون من ذرة الهيدروجين في حالتها الأرضية (المستقرة) هي:

2.178 x 10^{-18}j

مثال محلول (19)

هذا المثال يدعم مفهوم العلاقة بين الطول الموجي والتواتر.

زمن الحل: 8 دقائق كحد أقصى **الزمن الإمتحاني:** 10 دقائق كحد أقصى

إن الضوء الأحمر المتوهج في المدفأة الكهربائية نتيجة انبعاث ضوء ذو طول موجي **650** nm ينتج عندما نسخن أحد أملاح السترونتيوم **Sr** مثل نترات السترونتيوم **$Sr(NO_3)_2$** وكربونات السترونتيوم **$SrCO_3$** (يمكن ملاحظة هذا الشيء بسهولة في المخبر عن طريق حل أحد هذه الأملاح في الميثانول الذي يحوي كمية قليلة من الماء وإشعال المزيج في زجاجة ساعة).

احسب تواتر الضوء الأحمر للطول الموجي **6.50×10^2** nm

الحل:

يمكننا الحصول على تواتر هذا الضوء من خلال العلاقة:

$$\lambda\vartheta = C \quad \rightarrow \vartheta = \frac{C}{\lambda}$$

نحول الطول الموجي إلى واحدة الجملة الدولية فنجد:

$$6.50 \times 10^2 nm \times \frac{1\ m}{10^9 nm} = 6.50 \times 10^{-7} m$$

بالتعويض في العلاقة السابقة نجد:

$$\boldsymbol{\vartheta} = \frac{C}{\lambda} = \frac{2.9979 \times 10^8 m/s}{6.50 \times 10^{-7} m} = 4.61 \times 10^{14} s^{-1} = \mathbf{4.61 \times 10^{14} Hz}$$

المفاهيم الأساسية للمحاضرة والموجز

Key Concepts and Summary

في هذه المحاضرة تطرقنا بشكل مبسط للنشاط الإشعاعي وأهم انبعاثاتهِ، من أشعة غاما إلى دقائق بيتا وألفا، ثم تطرقنا للأعمال التجريبية للعالم رذرفورد على صفيحة الذهب باستخدام دقائق ألفا (الأشعة)، والتي من خلالها اكتشف أن الذرة مؤلفة من نواة موجبة الشحنة تدور الإلكترونات حولها على مدارات دائرية محددة وفق نموذج دعي بالذرة النووية، ثم تابعنا تطور بنية الذرية مع العالم نيلز بور الذي استفاد من النتائج التجريبية لتصحيح تصور رذرفورد وذلك من خلال دراسة بنية ذرة الهيدروجين من وجهة النظر الكمومية، حيث وجد أنه وفقاً للفيزياء الكلاسيكية لا يمكن تفسير بقاء الإلكترون على مدارهِ، مما قاده نتيجة الأعمال التجريبية لوضع علاقة توضح طاقة الإلكترون على مدارهِ، واعتبر أن **الإلكترون المقيد (الأقرب للنواة) يمتلك طاقة منخفضة (قيمة سلبية أعلى) مقارنة مع طاقتهِ في المدار الأبعد للنواة** حيث يمتلك أكبر طاقة (الكترون غير مقيد) وتم اعتبار هذه **الطاقة مساوية للصفر كقيمة مرجعية**.

كما وجدنا أن الأعمال التي قام بها كل من هيزنبرغ وبروغلي وشرودينغر الذين طوروا مفهوم النظرية الكوانتية، أسست لمفهوم أن الإلكترون عبارة عن موجة ثابتة، وأنهُ لا يمكنهُ التحرك سوى على مدارات محددة الطاقة بحيث يكون كل مدار عبارة عن أعداد صحيحة من نصف طول الموجة، ثم بين هيزنبرغ أنهُ بسبب طبيعة الإلكترون، فإنه لا يمكننا تعيين موقعه وسرعته بنفس الوقت ضمن مبدأ عرف باسمه (مبدأ عدم التعيين لهيزنبرغ)، ووجدنا أن النظرية الكوانتية استطاعت تفسير سبب وجود المداريات عوض المدارات، وهذا من خلال مبدأ هيزنبرغ.

هذا موجز مدرس المقرر، الأهم منهُ هو موجزك عزيزي الطالب بعد قراءة المحاضرة ومعرفة أهم الأفكار التي وردت فيها وتطبيقاتها.

-- نهاية المحاضرة --

في المحاضرة القادمة بتا / / ستتعرف إلى عناوين متعددة منها:

- ✓ الكتل الذرية.
- ✓ النظائر.

	الكيمياء العامة I	.
قســـــم الفيزياء **السنة الأولى - الفصل الأول** **2024 -**	**الفصل الثاني** **بنية الذرة** The Structure of The Atom	

تتضمن هذه المحاضرة:

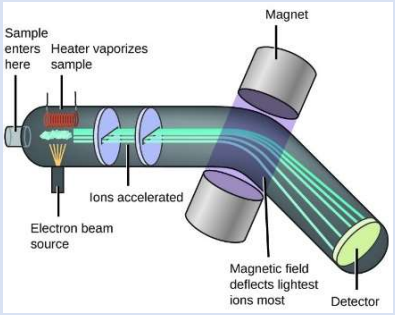
3563 كلمة تشمل: *17552* حرف موزعة ضمن: *12* صفحة

الهدف التعليمي من المحاضرة
Educational Goal

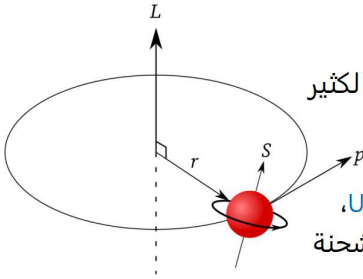
في نهاية هذا المحاضرة ستكون قادر على:

- ✓ استيعاب مفهوم التركيب الذري.
- ✓ استيعاب مفهوم النظائر.
- ✓ استيعاب مفهوم العدد الذري.
- ✓ استيعاب مفهوم الأعداد الكوانتية.

جميع الحقوق محفوظة لأصحابها من حيث الاقتباس والصور على شبكة الانترنت



مخطط جهاز طيف الكتلة



كشف تطور النظرية الذرية الحديثة Modern Atomic Theory الكثير عن التركيب الداخلي للذرات، حيث وجد أن الذرة تحتوي على **نواة صغيرة** جداً Small Nucleus تتكون من **بروتونات** Protons موجبة الشحنة **ونيوترونات** غير مشحونة Uncharged Neutrons، وتحيط بها مساحة أكبر بكثير تحتوي على إلكترونات سالبة الشحنة Negatively Charged.

في هذه المحاضرة سنقوم بتعزيز معلوماتنا حول معلومات تتعلق ببنية الذرة وبعض المصطلحات التي تستخدم في هذا الفرع من الدراسة الكيميائية.

المحتوى

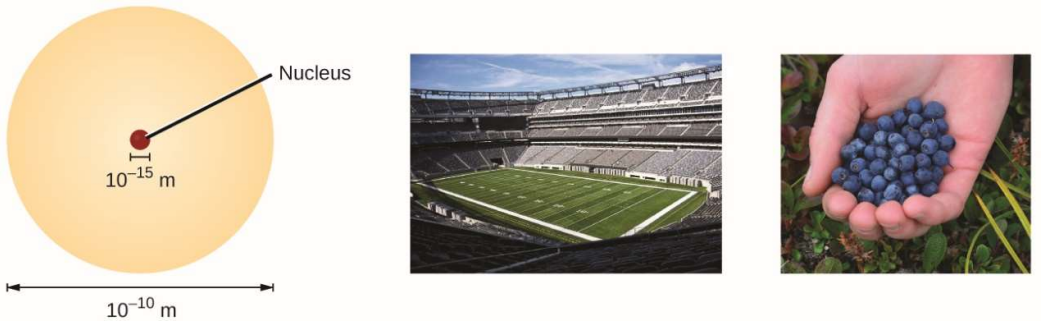
	الصفحة
التركيب الذري.	77
العدد الذري.	78
عدد الكتلة.	78
الكتلة الذرية.	79
شحنة الذرة.	81
الرموز الكيميائية.	83
الأعداد الكوانتية.	84

II. 6 – التركيب الذري Atomic Structure

من خلال الدراسات التي أجريت على بنية الذرة تم ملاحظة ما يلي:

1. تحتوي النواة على غالبية كتلة الذرة لأن البروتونات والنيوترونات أثقل بكثير من الإلكترونات.
2. تشغل الإلكترونات تقريباً كل حجم الذرة.
3. إن قطر الذرة Diameter of atom من رتبة 10^{-10} m.
4. قطر النواة Diameter of Nucleus من رتبة 10^{-15} m، أي أصغر بحدود **100,000** مرة من قطر الذرة.

ولتوضيح الأحجام النسبية يكفي أن تعلم إذا كانت النواة بحجم حبة عنب Size of Blueberry فإن الذرة ستكون بحجم ملعب كرة القدم Football Stadium كما هو موضح في **الشكل (II-14)**.



الشكل (II-14):

إذا كانت النواة بحجم حبة عنب Size of Blueberry فإن الذرة ستكون بحجم ملعب كرة القدم Football Stadium

تبلغ كتلة البروتون (**1.0073** amu)، ويمتلك شحنة Charge (**+1**)، بينما النيوترون هو جسيم أثقل قليلاً حيث تبلغ كتلتهُ (**1.0087** amu) وشحنة صفر، لذلك تعتبر أجسام محايدة.

كما أن الإلكترون يمتلك شحنة (**-1**) وهو جسيم أخف بكثير، تبلغ كتلتهُ (**0.00055** amu)، (حيث أن كتلة **1800** الكترون تساوي كتلة بروتون واحد)

يمكننا تلخيص خصائص هذه الجسيمات الأساسية Fundamental particles من خلال **الجدول (II-1)**.

الجدول (II-1):

خصائص الجسيمات الأساسية المكونة للذرة.

الجسيم Particle	الموقع Location	الشحنة (C) Charge	وحدة الشحنة Unit Charge	الكتلة Mass (amu)	الكتلة Mass (g)
Electron	**خارج النواة**	**-1.602×10^{-19} C**	**-1**	0.00055	**0.00091×10^{-24}**
Proton	**ضمن النواة**	**$+1.602 \times 10^{-19}$ C**	**+1**	1.00727	**1.67262×10^{-24}**
Neutron	**ضمن النواة**	0	**0**	1.00866	**1.67493×10^{-24}**

عزيزي الطالب:

قد تلاحظ أن مجموع الجسيمات الأصغر من الذرة والمكونة لها لا تساوي الكتلة الفعلية للذرة:

الكتلة الكلية لستة بروتونات وستة نيوترونات وستة الكترونات هي (**12.0993** amu)، وهي أكبر بقليل من (**12.00** amu)، هذه الكتلة المفقودة Missing Mass تعرف بخلل الكتلة Mass Defect والذي ستتعرف عليها في مقررات لاحقة.

الآن لنتعرف على مفهوم العدد الذري وعدد الكتلة.

ماذا تعني هذه المفاهيم؟

II. 6 -1- العدد الذري Atomic Number

هو عدد البروتونات في نواة الذرة ويرمز له بـ (**Z**)، وهو سمة محددة للعنصر، أي أن قيمتهُ تحدد هوية الذرة.

على سبيل المثال:

أي ذرة تحتوي على ست بروتونات هي عنصر الكربون Carbon ولها العدد الذري (**Z**=6)، بغض النظر عن عدد النيوترونات أو الإلكترونات التي قد تحتوي عليها الذرة.

يجب أن تحتوي الذرة المعتدلة على نفس عدد الشحنات الموجبة والسالبة، وبالتالي فإن:

- عدد البروتونات يساوي عدد الإلكترونات.
- يشير العدد الذري أيضاً إلى عدد الإلكترونات في الذرة.

II. 6 -2- عدد الكتلة Mass Number

هو العدد الإجمالي للبروتونات والنيوترونات في الذرة، وبالتالي فإن عدد النيوترونات (**n**) هو الفرق بين عدد الكتلة والعدد الذري:

$$n = A - Z$$

يمكن اختصار العلاقات وفق ما يلي:

العدد الذري (Z) = عدد البروتونات

عدد الكتلة (A) = عدد البروتونات + عدد النيوترونات

تكون الذرات معتدلة كهربائياً إذا كانت تحتوي على نفس عدد البروتونات الموجبة الشحنة والإلكترونات سالبة الشحنة، وعندما لا تكون أعداد هذه الجسيمات متساوية فإن الذرة تكون مشحونة كهربائياً وتسمى شاردة Ion.

لكننا أيضاً نستخدم مفهوم الكتلة الذرية، **فما هي؟**

تذكر هذا

من المحاضرة السابقة

$E = -2.178 \times 10^{-18} \text{j} \left(\frac{Z^2}{n^2}\right)$

تمثل لمعادلة الأكثر أهمية التي جاءت من **نموذج بور** والتي تعبر عن سويات الطاقة المتاحة للإلكترون في ذرة الهيدروجين

النقاط الهامة حول نموذج بور للذرة:

- النموذج يناسب بشكل صحيح كميات سويات الطاقة لذرة الهيدروجين ويفترض وجود مدارات دائرية محددة متاحة للإلكترون.
- كلما أصبح الإلكترون مقيد بشكل وثيق أكثر، كلما أصبحت طاقته أكثر سلبية نسبة للحالة المرجعية ذات الطاقة المعدومة (عندما يكون الإلكترون بعيداً مسافة لا متناهية عن النواة)، حيث كلما ازداد قرب الإلكترون من النواة، كلما تحررت طاقة من النظام (الذرة).

عيوب نموذج بور

عندما تم تطبيق نموذج بور على ذرات غير الهيدروجين، لم يعمل هذا النموذج على الإطلاق في حالة الذرات المتعددة الإلكترونات.

للموجة الكهرومغناطيسية ثلاث خصائص أساسية:

طول الموجة: يرمز له بالرمز الإغريقي لامبدا **λ**، وهو يعبر عن المسافة بين قمتين متتاليتين أو انخفاضين متتاليين في الموجة.

التواتر: يرمز له بالحرف الإغريقي نيو **ϑ**، ويشير لعدد الأمواج التي تعبر نقطة معينة من الفراغ خلال ثانية واحدة.

السرعة: تتحرك الأمواج الكهرومغناطيسية بسرعة الضوء.

بالإصرار تصل لهدفك،

نريدك اسماً فلا تكن رقماً

2022

II .6 -3- الكتلة الذرية Atomic Mass

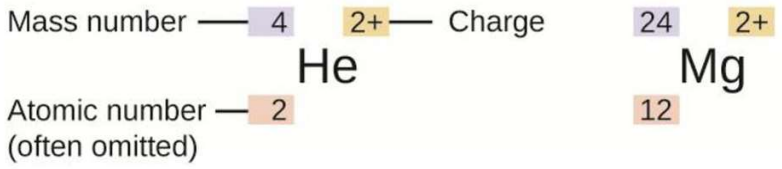
لأن كل بروتون وكل نيوترون يساهم Contribute تقريباً بواحدة كتلة ذرية واحدة amu في وحدة كتلة الذرة **الجدول (II-1)** صفحة **77**، وكل إلكترون يساهم بشكل أقل بكثير Contributes far less، لذلك:

الكتلة الذرية لذرة واحدة تساوي تقريباً **عدد كتلتها** (عدد صحيح A Whole Number).

ومع ذلك، فإن متوسط كتل ذرات معظم العناصر ليست أعداداً صحيحة لأن معظم العناصر موجودة بشكل طبيعي كـ خلائط Mixtures من نظيرين أو أكثر، فما هي النظائر؟

❖ **النظائر** Isotopes

تتم كتابة الرمز الخاص بنظير معين لأي عنصر عن طريق وضع رقم الكتلة Mass Number على هيئة نص مرتفع Superscript ليسار رمز العنصر **الشكل (II-15)**، ويتم كتابة العدد الذري أحياناً كرمز منخفض Subscript إلى يسار رمز العنصر.



الشكل (II-15):

يشير رمز الذرة إلى العنصر عبر رمزها المعتاد المكون من حرفين، ورقم الكتلة على يسار رمز العنصر (مرتفع)، بينما العدد الذري يشاره له كرمز سفلي يسار رمز العنصر (يكون أحياناً محذوف)، بينما الشحنة كحرف مرتفع يمين رمز العنصر

لكن نظراً لأن العدد الذري Atomic Number يحدد هوية العنصر كما يفعل رمزه، فإنه غالباً ما يتم حذفه Omitted.

على سبيل المثال:

يوجد المغنيسيوم **Mg** كمزيج من ثلاثة نظائر، كل منها برقم ذري **12** وأعداد كتلية (**26-25-24**) على التوالي.

يمكن التعرف على هذه النظائر على أنها Mg^{24} وMg^{25} وMg^{26}، هذه الرموز التي تمثل النظائر تقرأ كـ "**عنصر، رقم كتلة**" ويمكن ترميزها بما يتفق مع هذه القراءة.

على سبيل المثال:

تتم قراءة Mg^{24} كـ **24**-Magnesium، ويكتب كـ **24**-Magnesium أو **Mg-24**.

جميع ذرات المغنيسيوم تحتوي على **12** بروتون في نواتها، ولكنها تختلف فقط في عدد النيوترونات، لأن:

ذرة Mg^{24} تحتوي على **12** نيوترون في نواتها، وذرة Mg^{25} تحتوي على **13** نيوترون، وMg^{26} بها **14** نيوترون.

ملاحظـــــــة:

بالإضافة إلى الأسماء والرموز القياسية، غالباً ما يشار إلى نظائر الهيدروجين باستخدام أسماء شائعة ورموز مصاحبة لها، فمثلاً:

- الهيدروجين النظير الذي يرمز له بـ ^{2}H ويُقرأ Hydrogen-2، يدعى أيضاً ديتريوم Deuterium ويرمز لهُ أحياناً بـ **D**.
- الهيدروجين النظير الذي يرمز له بـ ^{3}H ويُقرأ Hydrogen-3، يدعى أيضاً تريتيوم Tritium ويرمز لهُ أحياناً بـ **T**.

يمكن تحديد وجود النظائر والوفرة الطبيعية لها بشكل تجريبي باستخدام جهاز يسمى مطياف الكتلة، فما هو هذا الجهاز؟

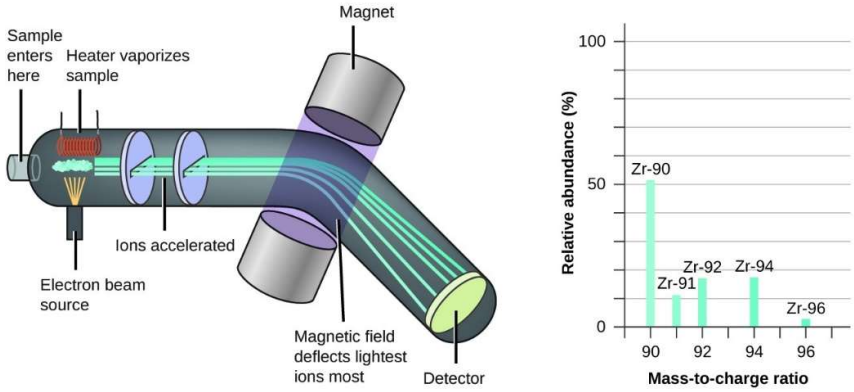
❖ مطياف الكتلة Mass Spectrometer

يستخدم مطياف الكتلة (**MS**) على نطاق واسع في الكيمياء والطب Medicine وعلوم البيئة Environment Science، والعديد من المجالات الأخرى لتحليل والمساعدة في تحديد Identify المواد في عينة من المادة، ففي مطياف كتلة نموذجي **الشكل (16-II)**، يمكن شرح آلية العمل وفق ما يلي:

يتم تبخير Vaporized العينة وتعريضها لشعاع إلكتروني عالي الطاقة، فتصبح ذرات العينة (أو الجزيئات) مشحونة كهربائياً Electrically Charged عن طريق فقدان الكترون أو أكثر.

1. تمر الشوارد الموجبة المتشكلة (الكاتيونات Cations) عبر مجال كهربائي أو مغناطيسي (متغير Variable).
2. ينحرف Deflects مسار كل كاتيون إلى حد يعتمد على كل من كتلته وشحنته.
3. يتم الكشف عن الشوارد Ions.
4. يتم عمل مخطط للعدد النسبي Plot of Relative Number للشوارد المتولدة (المحور الشاقولي) مقابل نسب الكتلة إلى الشحنة Mass-Charge (المحور الأفقي) وهو ما يدعى (طيف الكتلة Mass Spectrum).
5. يتناسب Proportional ارتفاع كل ذروة رأسية Vertical Peak في طيف الكتلة الناتج عن جزء الشوارد الموجبة Cations مع نسبة (كتلة-شحنة) المحددة.

تطور **MS** ليصبح أداة قوية للتحليل الكيميائي في مجموعة واسعة من التطبيقات.



الشكل (16-II):

تحليل الزركونيوم **Zr** (Zirconium) في جهاز طيف الكتلة، حيث ينتج طيف كتلة يظهر القمم التي تظهر النظائر المختلفة لهذا العنصر.

لنعد الآن لمفهوم الكتلة الذرية:

هـــــــــــــــام:

كتلة العنصر الموضح في الجدول الدوري Periodic Table أو المدرج في جدول الكتل الذرية Table of Atomic Masses هي:

كتلة متوسطة من جميع النظائر الموجودة في عينة طبيعية من هذا العنصر

هذه الكتلة تساوي مجموع كتلة كل نظير منفصل مضروب بكسر النسبة لهذا النظير.

على سبيل المثال:

يتكون عنصر البور **B** من نظيرين:

- ما يقرب من **19.9%** من جميع ذرات البور Boron هي ^{10}**B** بكتلة تبلغ (**10.0129** amu).
- **80.1%** المتبقية هي ^{11}**B** بكتلة تبلغ (**11.0093** amu) .

فيكون متوسط الكتلة الذرية للبور هو:

(**0.199** x 10.0129 amu) + (**0.801** x 11.0093 amu) = 1.99 amu + 8.82 amu = **10.81** amu

من المهم أن نفهم أنه لا توجد **ذرة بور** واحدة تزن بالضبط **10.81** amu، لأن هذا الوزن هو متوسط الكتلة لجميع ذرات البور، وذرات البور الفردية تزن إما ما يقرب من (**10** amu) أو (**11** amu).

يبقى لدينا مفهوم شحنة الذرة، فما هي هذه الشحنة؟

II. 6. -4- **شحنة الذرة** Atomic Charge

يتم تعريف شحنة الذرة وفق ما يلي:

الشحنة الذرية = عدد البروتونات – عدد الإلكترونات

تكتسب الذرات (والجزيئات) عادةً شحنة عن طريق اكتسابها أو فقدانها الإلكترونات:

- تُظهر الذرة التي تكتسب إلكتروناً واحداً أو أكثر **شحنة سالبة** وتسمى الأنيون Anion.
- تُظهر الذرة التي تخسر إلكتروناً واحداً أو أكثر **شحنة موجبة** وتسمى الكاتيون Cations.

على سبيل المثال:

تحتوي ذرة الصوديوم المعتدلة (**Z=11**) على **11** إلكترون، إذا فقدت هذه الذرة إلكتروناً واحداً فستصبح شاردة موجبة (كاتيون) بشحنة:

11-10 = +1

تحتوي ذرة الأكسجين المعتدلة (**Z=8**) على **8** إلكترونات، إذا كسبت هذه الذرة الكترونين فستصبح شاردة سالبة (أنيون) بشحنة:

8-10 = -2

مثال محلول (20)

هذا المثال يدعم مفهوم حساب متوسط الكتلة الذرية.

زمن الحل: 5 دقائق كحد أقصى **الزمن الإمتحاني:** 10 دقائق كحد أقصى

تم العثور على نيزك A meteorite يحتوي على آثار لغاز النيون Neon Gas النبيل الملتقط من الرياح الشمسية Solar Wind أثناء رحلة النيزك عبر النظام الشمسي، وقد أظهر تحليل عينة من الغاز أنها تتكون من **91.84%** من النظير ^{20}**Ne** (19.9924 amu) ومن **0.47%** من النظير (20.9940 amu) ^{21}**Ne**، ومن **7.69%** من النظير (21.9914 amu) ^{22}**Ne**.

ما هو متوسط كتلة النيون في الرياح الشمسية؟

الحل:

نحسب متوسط الكتلة لغاز النيون وفق ما يلي:

$$(0.9184 \times 19.9924\ amu) + (0.0047 \times 20.9940\ amu) + (0.0769 \times 21.9914\ amu) =$$
$$(18.36 + 0.099 + 1.69)\ amu = \mathbf{20.15\ amu}$$

عزيزي الطالب:

لاحظ أن متوسط كتلة ذرة النيون في الرياح الشمسية هو **20.15** amu، بينما متوسط كتلة ذرة النيون الأرضي هي **20.1796** amu، توضح هذه النتيجة أننا قد نجد (اختلافات طفيفة في الوفرة الطبيعية للنظائر اعتماداً على أصلها)

مثال محلول (21)

هذا المثال يدعم مفهوم حساب نسبة الوفرة (نسبة التواجد).

زمن الحل: 10 دقائق كحد أقصى **الزمن الإمتحاني:** 15 دقيقة كحد أقصى

يتكون الكلور الطبيعي من (34.96885 amu) ^{35}**Cl** ومن (36.96590 amu) ^{37}**Cl** مع متوسط كتلة (**35.453 amu**).

ما هي النسبة المئوية لتركيب الكلور بدلالة هذين النظيرين؟

الحل:

نفرض أن **X** يمثل الكسر الذي يمثل ^{35}**Cl**، فسيتم تمثيل الكسر الذي يمثل ^{37}**Cl** بـ (**1.00 – X**):
(يجب أن يكون مجموع الكسرين مساوياً **1**)

بتعويض هذا في معادلة الكتلة المتوسطة نجد:

$$(\mathbf{X} \times 34.96885\ amu) + [(1-X) \times 36.96590\ amu] = 35.453\ amu \rightarrow$$
$$34.96885\ \mathbf{X} + 36.96590 - 36.96590\ \mathbf{X} = \mathbf{35.453\ amu} \rightarrow$$
$$1.99705\ \mathbf{X} = 1.513 \rightarrow \mathbf{X} = 1.513/1.99705 = \mathbf{0.7576}$$

لذا فإن الحل ينتج **X= 0.7576**، مما يعني:

$$1.00 - 0.7576 = \mathbf{0.2424}$$

أي أن الكلور Chlorine يتألف من **75.76%** من ^{35}**Cl**، و**24.24%** من ^{37}**Cl**.

II. 7 – الرموز الكيميائية Chemical Symbols

نستخدم الرموز الكيميائية للدلالة على عنصر ما أو ذرة عنصر.

على سبيل المثال:

يرمز للزئبق بـ **Hg**، حيث نستخدم نفس الرمز للدلالة على ذرة الزئبق أو على شكل ملصق للدلالة على عبوة تحتوي الزئبق.

وهنا يجب ملاحظة ما يلي:

1. بعض الرموز تشتق من الأسماء الشائعة للعنصر مثل رمز الألومنيوم **Al** المشتق من اسمه الشائع Aluminum، وبعضها يكون مشتق من أسماء من لغات أخرى كاللغة اللاتينية، مثل الحديد Iron الذي يرمز له بـ **Fe** كرمز مشتق من اللغة اللاتينية Ferrum.
2. معظم الرموز تمتلك حرف واحد أو حرفين، أما الرموز المؤلفة من ثلاثة أحرف فتستخدم للدلالة على العناصر التي تمتلك أعداد ذرية أكبر من **112**، مثل الأونونتريم Ununtrium الذي يرمز له بـ **Uut** ويمتلك العدد الذري **113**.
3. فقط الحرف الأول من الرمز يكتب على شكل أحرف كبيرة، مثل الكوبالت على سبيل المثال الذي يرمز له بـ **Co**.
4. الرموز التي تحتوي على تركيب كيميائي مثل غاز أكسيد الكربون **CO** تكتب على شكل أحرف كبيرة لأنه مكون من عنصري الكربون **C** والأكسجين **O**.

تساؤلات:

يتساءل العديد منكم ربما وربما الأكثر لا:
ما هي طبيعة المادة؟

الإجابة هي:

في نهاية القرن التاسع عشر كان التصور السائد أن **المادة والطاقة مختلفتان**، حيث أن المادة تتألف من أجزاء صغيرة تدعى الذرات، فيما الطاقة التي كانت على شكل ضوء (الأشعة الكهرومغناطيسية) وصفت كموجة، لذلك كان تصورهم بأن **المادة لها كتلة وتشغل حيز من الفراغ يمكن تحديده**، فيما **الموجة عديمة الكتلة وتائهة، أي أنه لا يمكن تعيين موقعها في الفضاء**، كما افترض العلماء حينها أنهُ لا تشابه بين المادة والطاقة، وأن الطاقة تنتج بشكل مستمر.

مع بداية القرين العشرين، أظهرت تجارب عملية محددة أن هذه النظرة كانت غير صحيحة، وظهرت نظريات عدة لعلماء أثبتت أن الموجة (الإشعاع) تمتلك بعض خصائص المادة كالكتلة مثل **نظرية ماكس بلانك**.

حيث قام بلانك بدراسة ملامح الإشعاع المنبعث من الأجسام الصلبة لدى تسخينها لدرجة الاتقاد، وقد وجد بلانك أن نتائجه لا يمكن أن تفسر وفق مفاهيم الفيزياء التي كانت سائدة حينها والتي تنص على أن **المادة يمكنها أن تمتص أو تصدر أي كمية من الطاقة، وأن الطاقة مستمرة**.

وجد بلانك أنه يمكن حساب هذه الكمية فقط من خلال اعتبار أن هذه الطاقة يمكن أن تكتسب أو تفقد بمقدار محدد يساوي مضاعفات عدد صحيح من الكمية ϑ h.

حيث: **h** ثابت بلانك الذي تم تحديده من خلال تجارب محددة ليأخذ القيمة **6.626×10^{-34} j.s**، وبالتالي يمكن حساب التغير في الطاقة من خلال العلاقة:

$$\Delta E = nh\vartheta$$

حيث: **n** عدد صحيح يأخذ القيم (.... ,1, 2, 3)، **h** ثابت بلانك، ϑ تواتر الإشعاع الكهرومغناطيسي الممتص أو المنبعث.

كانت نتيجة بلانك هذه مفاجأة كبيرة للكل، حيث اعتبرت حينها أن طاقة أي مادة هي طاقة مستمرة، مما يعني أن نقل أي كمية من الطاقة هو أمر ممكن، الآن يبدو جلياً وفق ماكس بلانك أن الطاقة محددة ويمكن أن تحصل على شكل نبضات مقدارها ϑ h، يدعى هذا المقدار من الطاقة بالكوانتوم، لذلك يبدو أن الطاقة (الأشعة) تمتلك خصائص الجسيمات.

هل وضحت الفكرة؟

في المحاضرة السابقة وجدنا أنهُ عند حل معادلة شرودينغر من أجل ذرة الهيدروجين، نجد عدة وظائف موجية (مداريات) تلبي ذلك، كل واحدة من هذه المداريات تتحدد بسلسلة من الأعداد تدعى **الأعداد الكوانتية** Quantum Numbers التي تصف خصائص متنوعة لهذه المداريات، وتعد الأعداد الكوانتية هامة جداً في تفسير العديد من الخواص التي تتعلق بالعنصر ومكونهُ الرئيسي الذرة Atom.

II-8- الأعداد الكوانتية Quantum Numbers

II-8-1- العدد الكوانتي الرئيسي (n) Principle Quantum Number

يأخذ (**n**) القيم المتكاملة الصحيحة **(1, 2, 3, 4, ...)**، حيث يشير العدد الكوانتي الرئيسي إلى:

- حجم المدارية.
- طاقة المدارية.

فكلما تزايد هذا العدد كلما كانت المدارية أكبر وكلما أنفق الإلكترون وقتاً أكبر بعيداً عن النواة، أيضاً التزايد في قيمة هذا العدد تعني طاقة أكبر لأن الإلكترون يصبح أقل تقييداً بالنواة وتصبح **الطاقة أقل سلبية**.

II-8-2- العدد الكوانتي للزخم (اللف) الزاوي (ℓ)

Angular Momentum Quantum Number (ℓ)

يأخذ (ℓ) القيم الصحيحة من **(0)** حتى **(n-1)** لكل قيمة من **(n)**، ويشير هذا العدد الكوانتي إلى **شكل المداريات الذرية**.

ترتبط قيمة(ℓ) بحرف يدل على شكل المدارية، حيث تدعى:

- المدارية الموافقة للقيمة (**ℓ=0**) بالمدارية (**s**).
- المدارية الموافقة للقيمة (**ℓ=1**) بالمدارية (**P**).
- المدارية الموافقة للقيمة (**ℓ=2**) بالمدارية (**d**).
- المدارية الموافقة للقيمة (**ℓ=3**) بالمدارية (**f**).

هذا النظام اعتمد منذ الدراسات الطيفية المبكرة ويلخص في **الجدول (II-2)** التالي:

الجدول (II-2): الأعداد الكوانتية للزخم الزاوي والأحرف المقابلة لها المستخدمة في توصيف المدارات الذرية.

قيمة ℓ	0	1	2	3	4
الحرف المستخدم	s	p	d	f	g

لكل من هذه القيم شكل مدارية محدد، فمثلاً:

القيمة (**0**) والتي توافق (**s**) تشير إلى مدارية **كروية**، وهذا ما سنناقشهُ بشيء من التفصيل لاحقاً.

II-3-8- العدد الكوانتي المغناطيسي (m_ℓ)

Magnetic Quantum Number (m_ℓ)

يمتلك هذا العدد قيماً صحيحة بين ℓ و $-\ell$ متضمنة الصفر، ويشير العدد الكوانتي المغناطيسي لـ **اتجاه المدارية** في الفضاء بالنسبة للمداريات الأخرى في الذرة.

الجدول (II-3) يوضح المستويات الأربعة للمداريات في ذرة الهيدروجين مع الأعداد الكوانتية المميزة لها، حيث نلاحظ أن:
كل توضع للمداريات الموافق لقيمة معينة لـ ℓ (التي تدعى أحياناً **المستويات الفرعية**) يحدد بقيمة العدد **n** وحرف العدد ℓ، حيث:

المدارية الموافقة للعدد الكوانتي الرئيسي (**n=2**) والعدد الكوانتي للزخم الزاوي (ℓ=**1**) يرمز له بالرمز **2P**.

الجدول (II-3): المستويات الأربعة للمداريات في ذرة الهيدروجين مع الأعداد الكوانتية المميزة لها.

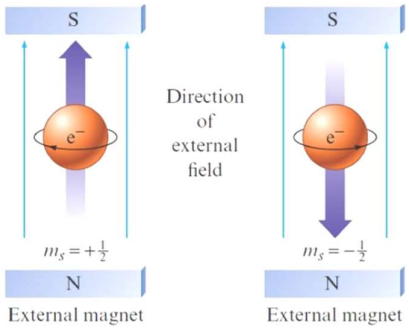
n	ℓ	المستوى الفرعي	m_ℓ	عدد المداريات
1	0	1s	0	1
2	0	2s	0	1
	1	2p	-1,0,+1	3
3	0	3s	0	1
	1	3p	-1,0,+1	3
	2	3d	-2,-1,0,1,2	5
4	0	4s	0	1
	1	4p	-1,0,+1	3
	2	4d	-2,-1,0,1,2	5
	3	4f	-3,-2,-1,0,1,2,3	7

II-4-8- العدد الكوانتي السبيني (اللف الذاتي للإلكترون) (m_s)

Spin Quantum Number (m_s)

بينت النتائج الطيفية أن:

الإلكترون يمتلك لحظة جاذبية باتجاهين ممكنين عندما توضع الذرة ضمن حقل مغناطيسي خارجي.



ومن خلال الفيزياء الكلاسيكية تبين أن الشحنة الناتجة عن دورانه هذا تنتج لحظة مغناطيسية، فكان من البديهي افتراض أن الإلكترون يمكنه أن يمتلك حالتين للف الذاتي، وبالتالي إنتاج لحظتين مغناطيسيتين متعاكستين بالاتجاه كما هو موضح في الشكل المرفق جانباً.
العدد الكوانتي الجديد المفترض لوصف هذه الظاهرة سمي بـ:
العدد الكوانتي السبيني (اللف الذاتي للإلكترون) (m_s).

هل تعلم

فيرنر هيزنبرغ
Werner Heisenberg
1976-1901

فيزيائي ألماني حائز على **جائزة نوبل لعام 1932**.
اكتشف أحد أهم مبادئ الفيزياء الحديثة وهو مبدأ عدم اليقين.
من أهم نتائج نظرية هيزنبرغ في تفسير حركة الذرات مبدأ اسمه **مبدأ عدم اليقين**. هذا المبدأ الذي وضع صيغته عام **1927**.
ويعتبر هذا المبدأ من أعظم المبادئ أثراً في تاريخ العلم الحديث حيث أنه يضع حدوداً لقدرة الإنسان على قياس الأشياء.
فهذا المبدأ معناه أنه لا يمكن قياس خاصتين فيزيائيتين **(كالمكان والسرعة)** لجسيم كمي **(كالإلكترون)** بلحظة معينة دون وجود قدر من عدم التأكد من أحد الخاصيتين أو كليهما.

تذكر هذا

العدد الكوانتي للزخم (اللف) الزاوي (ℓ)

يأخذ (ℓ) القيم الصحيحة من (**0**) حتى (**n-1**) لكل قيمة من (**n**)، ويشير هذا العدد الكوانتي إلى شكل المداريات الذرية، وترتبط قيمة(ℓ) بحرف يدل على شكل المدارية.

يمكن للعدد الكوانتي السبيني أن يأخذ فقط قيمة واحدة من قيمتين (+1/2 و -1/2).

يمكننا تفسير ذلك بأن:
الإلكترون يمكنه أن يدور حول نفسه في واحد من الاتجاهين المتعاكسين على الرغم من أن هناك تفسيرات أخرى قد أُقترحت.
الأهمية الرئيسية للف الذاتي للإلكترون ترتبط بالاستنتاج الذي توصل له الفيزيائي النمساوي باولي (1900-1958) Pauli والذي عرف باسم مبدأ الاستبعاد لباولي.

فما هو هذا المبدأ؟

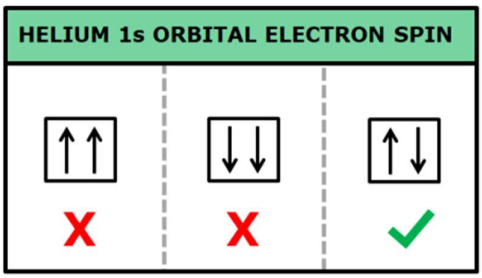
➢ مبدأ الاستبعاد لباولي Pauli Exclusion Principle

ينص هذا المبدأ على ما يلي:

في الذرة المعطاة، لا يوجد الكترونان يملكان ذات المجموعة من الأعداد الكوانتية الأربعة (n, ℓ, m_ℓ, m_s).

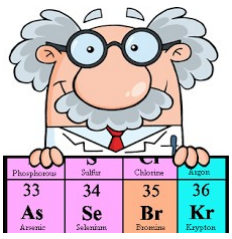
حيث أن الإلكترونات في نفس المدارية تمتلك ذات القيم من الأعداد الكوانتية (n, ℓ, m_ℓ).
وفقاً لهذه النتيجة فإن:

الإلكترونات يجب أن تمتلك قيمتين مختلفتين من m_s، وبما أنه هناك فقط قيمتين متاحتين لهذا العدد الكوانتي m_s، في المدارية الواحدة يمكن أن تحتوي فقط الكترونان بشرط أن يملكان لفين ذاتيين متعاكسين كما هو موضح بالنسبة لذرة الهيليوم في الشكل المرفق جانباً، حيث نلاحظ أن المدارية الواحدة يجب أن تحتوي على الكترونين مختلفين في اللف الذاتي.



هذا المبدأ سيكون مهماً لنا عندما سنقوم بترتيب الإلكترونات في الذرة وفق النموذج الذري كما سنرى لدى دراستنا الجدول الدوري.

فما هو الجدول الدوري؟



يحتوي الجدول الدوري الحديث كميات هائلة من المعلومات المهمة، في المحاضرة القادمة سنناقش نشأة هذه المصطلحات القيمة التي يتضمنها، ثم لاحقاً سنرى كيف شرح نموذج الميكانيك الكوانتي ترتيب الخصائص الكيميائية ضمنه.

تذكر هذا

مبدأ الاستبعاد لباولي
في الذرة المعطاة، لا يوجد الكترونان يملكان ذات المجموعة من الأعداد الكوانتية الأربعة:
($n, \ell, m\ell, ms$)

العدد الكوانتي المغناطيسي ($m\ell$)

يمتلك هذا العدد قيماً صحيحة بين ℓ و $-\ell$ متضمنة الصفر، ويشير العدد الكوانتي المغناطيسي لـ اتجاه المدارية في الفضاء بالنسبة للمداريات الأخرى في الذرة.

من محاضرات سابقة
عيوب نموذج رذرفورد:
لم يتمكن من تفسير بقاء الإلكترونات في مدارات دائرية حول النواة دون أن تقترب من النواة وتلتحم بها (بسبب الفرق في الشحنة والتجاذب الكهرومغناطيسي) والذي يؤدي في النهاية لفناء المادة.

قادت تجربة رذرفورد إلى اقتراح نموذج تتكون فيه الذرة من:
نواة Nucleus صغيرة جداً موجبة الشحنة حيث تتركز Concentrated معظم كتلة الذرة، وتحيط بها الإلكترونات سالبة الشحنة، بحيث تكون الذرة متعادلة كهربائياً.

$$E = -2.178 \times 10^{-18} \text{j} \left(\frac{Z^2}{n^2}\right)$$

تمثل لمعادلة الأكثر أهمية التي جاءت من **نموذج بور** والتي تعبر عن سويات الطاقة المتاحة للإلكترون في ذرة الهيدروجين

العلم لا حدود له
2022

المفاهيم الأساسية للمحاضرة والموجز

Key **C**oncepts and **S**ummary

في هذه المحاضرة ناقشنا مفهوم التركيب الذري من خلال الدراسات السابقة ووجدنا أن الإلكترونات على سبيل المثال تشغل تقريباً كل حجم الذرة، وأن قطر النواة التي تمثل الشحنة الموجبة أصغر بحدود 100000 مرة من قطر الذرة، كما تعرفنا من خلال ذلك إلى العدد الذري الذي يمثل عدد البروتونات في نواة الذرة ويرمز له بـ **Z**، وأن العدد الإجمالي للبروتونات والنيوترونات (العديمة الشحنة) يمثل عدد الكتلة، والتي تختلف عن مفهوم الكتلة الذرية، حيث أن الكتلة الذرية لذرة واحدة تساوي تقريباً عدد كتلتها.

كما تطرقنا لمفهوم النظائر، ووجدنا أن النظائر لعنصر محدد تختلف فيما بينها بعدد النيوترونات، بينما عدد البروتونات والإلكترونات هو نفسه بين هذه النظائر.

ناقشنا أيضاً الأعداد الكوانتية الأربع، العدد الكوانتي الرئيسي والعدد الكوانتي للف الذاتي، والعدد الكوانتي المغناطيسي، والعدد الكوانتي السبيني، ووجدنا أن المدارية الواحدة لا يمكن أي تحتوي الكترونان يشتركان بالأعداد الكوانتية الأربعة، وإنما تختلف كل مدارية عن الثانية بالعدد الكوانتي السبيني (اللف الذاتي) وهو ما يعرف بمبدأ الاستبعاد لباولي.

هذا موجز مدرس المقرر، الأهم منهُ هو موجزك عزيزي الطالب بعد قراءة المحاضرة ومعرفة أهم الأفكار التي وردت فيها وتطبيقاتها.

-- نهاية المحاضرة --

في المحاضرة القادمة بتاريخ / / ستتعرف إلى عناوين متعددة منها:

- ✓ الجدول الدوري
- ✓ مبدأ أوف باو والجدول الدوري.
- ✓ قاعدة هوند

أعدت هذه المحاضرة وفق قواعد الجودة العالمية لمناهج التدريس، كما تم الاستعانة في إعداد هذه المحاضرة بجامعات)جورج واشطن – الأرز - الينوي(في الولا يات المتحدة .

مكتبة A to Z