ملخص بدايات علم الكيمياء :

- **قانون العالم الفرنسي لافوازيه Antoine Lavoisier Law أو قانون حفظ الكتلة :**

من حرق القصدير عام ١٧٧٤م ، والوزن قبل وبعد الحرق، استنتج العالم لافوازيه أن المادة لا تفنى ولا تستحدث وإنما تتحول من شكل إلى آخر.

- **قانون النسب الثابتة للعالم الفرنسي جوزيف بروست Joseph Proust Law:**

يحتوي أي مركب كيميائي نقي دائماً على عناصره المكونة له بنسب وزنية ثابتة مهما اختلفت طرق تكوينها. المادة تتكون من جسيمات دقيقة غير قابلة للتجزئة وتسمى ذرات. ذرات العنصر الواحد تتماثل في جميع الصفات ولكنها تختلف عن ذرات العناصر الأخرى. أو بعبارة ثانية في حالة اتحاد عنصرين ليشكلا بذلك أكثر من مركب، فإن الأوزان المختلفة لعنصر واحد التي تتحد مع الوزن الثابت للعنصر الآخر دائماً ما تكون ذات نسبة بسيطة.

- مثال:

عند تسخين 10 غرامات من مادة كربونات الكالسيوم ($CaCO_3$)، فإنه ينتج ما مقداره 4.4 غرام من ثاني أوكسيد الكربون (CO_2)، بالإضافة إلى 5.6 غرام من أوكسيد الكالسيوم (CaO_2)، وعليه فإن مجموع كتل المواد المتفاعلة (وهي كربونات الكالسيوم) يساوي مجموع كتل المواد (وهي ثاني أوكسيد الكربون وأوكسيد الكالسيوم)، وهكذا فإن مبدأ قانون حفظ الكُتلة قد تحقق في هذا المثال، وذلك كالآتي:

كتلة المواد المتفاعلة= كتلة كربونات الكالسيوم تساوي $CaCO_3$ 10 g

كتلة المواد الناتجة= كتلة ثاني أوكسيد الكربون + كتلة أوكسيد الكالسيوم

كتلة المواد الناتجة= $4.4 + 5.6 = 10$ g

كتلة المواد المتفاعلة= كتلة المواد الناتجة= 10 g

أيضاً الماء و بيروكسيد الهيدروجين فإن نسبة الماء إلى الأوكسجين هي دائماً 2 إلى 1:

$$2H_2O_2\ _{(aq)} \rightarrow 2H_2O + O_2$$

- **النظرية الذرية للعالم البريطاني دالتون John Dalton Theory :**

يمكن لذرات العنصر المختلفة أن تتحد كيميائياً مع بعضها بنسب عددية بسيطة مكونةً المركبات.

- يتكون العنصر الكيميائي من دقائق متناهية في صغر حجمها، وغير قابلة للانقسام، تسمى ذرات، لا يمكن خلقها أو إفناؤها أثناء التغير الكيميائي.
- تتشابه جميع ذرات العنصر الواحد في الكتلة والخواص الأخرى، وتختلف عن ذرات العناصر الأخرى.
- تتحد ذرات العناصر بنسب عددية ثابتة؛ لتكوين المركبات الكيميائية.

- **قانون الحجوم المتحدة للعالم الفرنسي غالي لوساك Gay-Lussac's Law:**

تتحد الغازات مع بعضها بنسب حجمية ثابتة تحت نفس ظروف الضغط ودرجة الحرارة.

نص القانون: يتناسب ضغط الغاز المثالي ذي الكتلة الثابتة والحجم الثابت طرديًّا مع درجة الحرارة المُطلَقة للغاز.

- **قانون العالم دالتون و والعالم السويدي برزيليوس Dalton and Berzelius Law :**

تحتوي الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة على نفس العدد من الذرات عند نفس ظروف الضغط ودرجة الحرارة.

وهو أيضا معروف بقانون دالتون للضغوط الجزئية، وهو ينص على أن الضغط الكلي لمخلوط غازات يساوي مجموع الضغوط الجزئية للغازات المكونة للمخلوط .

- **نظرية العالم البريطاني رذرفورد Rutherford Theory:**

قام هذا العالم بتجربة مهمة عبارة عن تعريض رقاقة من الذهب لسيل من أشعة ألفا الموجبة. واكتشف من النتائج أن أغلب حجم الذرة فراغ وإن النواة الموجبة محاطة بالإلكترونات السالبة.

ملخص النظرية فإن :

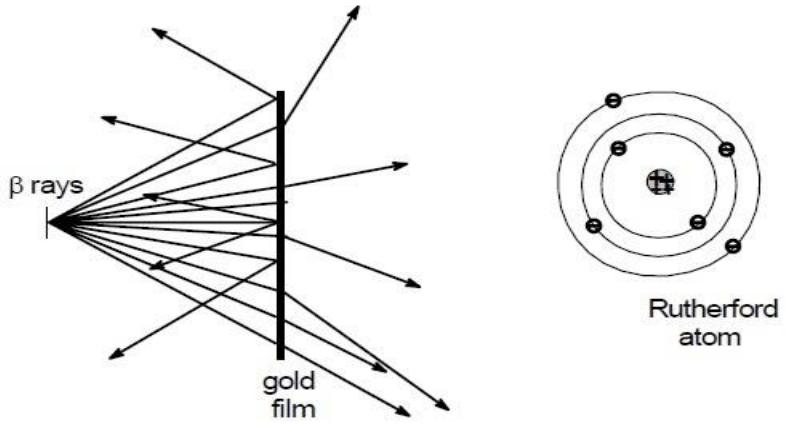
1. تتكون ذرة كل عنصر من نواة تحمل شحنات موجبة وتمثل معظم كتلة الذرة ويمكن إهمال كتلة الإلكترونات .
2. الذرة في حالة تعادل كهربائي.

- وبالنسبة للبروتون والنيوترون :

أطلق رذرفورد على نواة ذرة الهيدروجين اسم البروتون وقد تم معرفة الشحنة الموجبة على أنوية الذرات بواسطة الأشعة السينية من قبل العالم البريطاني موسيلي **Mosley** ، وكذا استخدام أنبوب الأشعة الموجبة من قبل العالم البولندي جولدشتين **Goldstein** . أما النيوترون فقد اكتشفه العالم البريطاني شادويك **Chadwick** بعد قذف البريليوم بأشعة جاما γ والتي على أثرها انطلقت أشعة ذات سرعة عالية وقدرة اختراق عالية ولا تتأثر بالمجالين الكهربي أو المغناطيسي، وكتلتها تقارب كتلة البروتون أي أنه جسيم نووي متعادل كهربائياً.

مكونات الذرة : تتكون الذرة من ثلاثة جسيمات أساسية بالإضافة إلى جسيمات أخرى لا نحتاج إليها في دراسة الكيمياء العامة وهي الإلكترونات والبروتونات والنيترونات وكل ذرة تحتوي على نفس العدد من الإلكترونات و البروتونات حتى تكون متعادلة كهربياً، بالإضافة إلى عدد قريب من عدد البروتونات من النيوترونات.

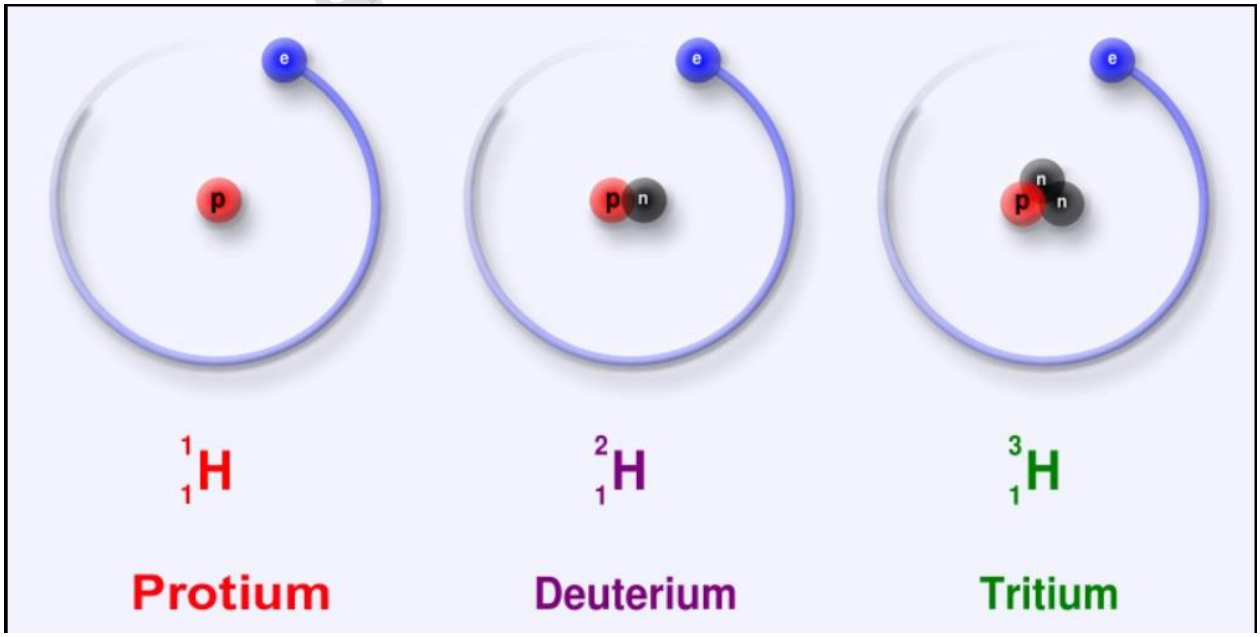
- تدور الإلكترونات حول النواة كما الكواكب والشمس.



تجربة رذرفورد و الذرة المستخلصة من نموذج رذرفورد.

- **النظائر Isotopes :**

و هي ذرات عنصر واحد ولكن فيها عدد مختلف من النيوترونات وبالتالي فإن وزن الذرة يكون مختلف، ولكن خواصها الكيميائية واحدة مثال: الهيدروجين له ثلاثة نظائر هي الهيدروجين H الديتريوم D والتريليوم T ، حيث عدد النيوترونات واحد و اثنان وثلاثة ، على الترتيب.



- العدد الذري Atomic Number : هو عدد البروتونات أو الإلكترونات في ذرة العنصر وهو عدد صحيح موجب.
- العدد الكتلي (رقم الكتلة) Mass Number : هو عدد يساوي مجموع البروتونات والنيترونات في الذرة (عدد صحيح موجب).

- **تفاعل المادة والطاقة :**

هناك عمليتان متضادتان لتفاعل الذرة والضوء، و هما الامتصاص Absorption من قبل الذرة لضوء له طول موجي معين، ثم الانبعاث أو الإشعاع Emission لهذا الضوء مرة أخرى من قبل الذرة. ويقال هنا أن الذرة تمت إثارتها من الحالة المستقرة إلى الحالة المثارة عند الامتصاص. وتعود الذرة من حالة الإثارة إلى حالة الاستقرار عند الانبعاث.

- **طيف الانبعاث في ذرة الهيدروجين :**

عند إثارة الإلكترون الموجود في ذرة الهيدروجين بإمرار تيار كهربي في أنبوب يحتوي على غاز الهيدروجين فإن الذرات المثارة ينبعث منها طيف مميز في صورة خطوط سوداء عند أطوال موجية معينة. وكل عنصر له طيف مميز، ولكنه يتعقد أكثر عند وجود أكثر من إلكترون. وتوجد في كل منطقة من طيف الهيدروجين حزمة أو سلسلة معينة يطلق عليها اسم إحدى العلماء الذين درسوا هذه المنطقة.

- **نظرية العالم الدنماركي بور Bohr Theory لذرة الهيدروجين :**

افترض العالم بور مايلي:

1. ذرة الهيدروجين تتكون من نواة تحتوي على بروتون موجب الشحنة وإلكترون سالب الشحنة يدور حول النواة في مدارات تبعد مسافة محددة. قوة التجاذب الكهربائي بين الشحنتين متعادلة تسمى بقوة الطرد المركزي الناتجة من دوران الإلكترون حول نفسه.
2. الطاقة الكلية للإلكترون ثابتة لأي مدار يمكن أن يأخذه الإلكترون حول النواة.
3. ينتقل الإلكترون بين المدارات الممكنة عندما تتوفر له كمية من الطاقة.

تطبق قواعد التركيب الإلكتروني على عناصر الجدول الدوري

يمثل التركيب الإلكتروني للعنصر بذكر رقم الكم الأساسي متبوع بالرمز المعبر عن شكل المدار . ثم يكتب عدد الإلكترونات (أس) للمدار كما يلي:

H: $1s^1$

حيث يشير الرقم الأول "1" إلى مستوى الطاقة الأساسي (n)، ثم شكل المدار ، ثم عدد الإلكترونات التي يشغلها المدار. ويمكن تصوير ذلك بمربع يشغله سهم متجه إلى أعلى أو أسفل والأخير مفيد في بيان الخواص المغناطيسية للعنصر، والمغناطيسية تنشأ من الدوران المغزلي للإلكترون وهي من نوعين رئيسين: بارامغناطيسية و دايا مغناطيسية Para magnetism and diamagnetism، والأول بارا يختص بالدوران المغزلي لإلكترون واحد أو أكثر يدور في نفس الاتجاه بمعنى دوران مغزلي متوازي parallel spin ، و تترتب الذرات بحيث تكون محصلة العزم المغناطيسي موجبة. أما الدايا مغناطيسية فتنشأ عندما يكون عدد الإلكترونات التي تدور في اتجاه عقارب الساعة مساويا لعدد الإلكترونات التي تدور ضد عقارب الساعة، بمعنى دوران مغزلي معاكس opposite spin. وما يحدث هنا هو أنه المجال المغناطيسي الذي يولده الدوران في اتجاه معين يقابله المجال المغناطيس الذي يولد الدوران في الاتجاه الآخر ، وعلى ذلك فإن البارا مغناطيسي يلزمها محصلة إيجابية لعزم المغناطيسية، بينما الدايا مغناطيسية تكون عندما تكون المحصلة صفر. ونتوقع أن تزيد قيمة البارا مغناطيسية كلما زاد عدد الإلكترونات ذات الدوران المتوازي وفي العناصر الانتقالية مثل الحديد والكوبالت و النيكل حيث تنشأ الفرو مغناطيسية مغناطيسية ذات عزم أعلى كثيرا من البارا مغناطيسية. لزيادة عدد الإلكترونات ذات الدوران المنفرد و يجب التنبيه إلى أن تصنيف العنصر كبارا أو كدايا مغناطيسي يعتمد على الحالة الكيميائية الموجود عليها العنصر (ذرات أو أيونات أو جزيئات). و من الحالات التي يسهل استنتاج حالتها المغناطيسية الغازات الخاملة المكتملة المدارات و هي جميعا دايا مغناطيسية. كذلك المركبات الأيونية التي تتخذ التركيب الإلكتروني للغازات الخاملة.

- **النشاط الكيمائي و الترتيب الإلكتروني:**

لعل من المناسب قطع الترتيب الإلكتروني مؤقتا والبحث عن علاقة الترتيب الإلكتروني بالنشاط الكيميائي للعناصر في الواقع يساعد سلوك العنصر الكيميائي على إدراك الترتيب الإلكتروني للعنصر، وكذلك يمكن استنتج السلوك الكيميائي للعنصر من ترتيبه الالكتروني. سؤال : مالذي يحدد النشاط الكيميائي للعنصر ؟ وما المقصود بالنشاط الكيميائي ؟ الإجابة : الذي يحدد النشاط الكيميائي للعنصر أساسا هو المدار الرئيسي الأخير، أي رقم الكم

الأساسي الأخير. أما المدارات ذات قيمة **n** الأقل (الداخلية) فلا يلعب دور يذكر في الكيمياء، والنشاط الكيميائي ينشأ من محاولة العنصر إكمال مداره الرئيسي الأخير أو التخلص النهائي منه.

سؤال : كيف عرفنا أن العنصر يحاول إكمال مداره الرئيسي الأخير ؟ الإجابة : بالدراسة والفحص للنشاط الكيميائي للعناصر وجد أن أقل العناصر نشاطا هي الغازات النبيلة أو الخاملة، مثل الهليوم والنيون والأركَون ويصعب جدا تكوين مركبات منها، وتوجد في الطبيعة في الحالة الذرية. وهكذا اعتبر التركيب الإلكتروني لهذا الذرات مثال للكمال المطلوب الوصول إليه من قبل ذرات العناصر الأخرى وبالنسبة للعناصر الأخرى فمن السهل معرفة الحالة أو الحالات الأكثر ثباتا في الطبيعة، والتي تشبه أقرب غاز خامل في الترتيب الالكتروني. هنا نلاحظ أن هناك شحنة على الذرة، أي توجد الذرة في صورة أيون. وفي أحيان أخرى تساهم الذرة وتشارك بعدد من الإلكترونات، وتعطي ذرات أخرى عدد من الإلكترونات بحيث يكون المجموع عدد مساوي لأقرب غاز خامل.

مثال: عنصر الكربون يوجد في كثير من المركبات المسماة بالمركبات العضوية وهي مركبات يدخل في تركيبها الأساسي عنصر الكربون مظهراً تكافؤاً رباعياً، حيث يساهم الكربون بأربعة إلكترونات ويساهم عنصر آخر مثل الهيدروجين بالأربعة الأخرى ليكون حول نواة ذرة الكربون ثماني الكترونات، يشبه عنصر النيون البالغ الثبات في الترتيب الإلكتروني.

مدرس المادة

د. عماد محمد عوسج الجنابي