

برنامج مقياس كيمياء 1 (بنية المادة)

المحور الأول: بنية المادة

1. مفاهيم الأساسية في الكيمياء العامة:
مقدمة، المادة حالاتها وتحولاتها وخصائصها الفيزيائية والكيميائية، بنية الذرة.
2. النموذج الكمي للذرة:
مقدمة، الطيف الضوئي وخصائصه، النموذج الذري لبور Bohr، نظرية بور على أشباه الهيدروجين، المفعول الكهروضوئي، النموذج الموجي للذرة ومعادلة شرودينجر، الأعداد الكمية الأربعة، التوزيع الإلكتروني.
3. الجدول الدوري للعناصر الكيميائية:
مقدمة، مكونات الجدول الدوري للعناصر، تقسيم عناصر الجدول الدوري للعناصر، اسم عناصر كل فئة، دورية الخواص الذرية في الجدول الدوري للعناصر، كيفية تحديد موقع العناصر في الجدول الدوري.
4. الرابطة الكيميائية والبنية الجزيئية:
مقدمة، الرابطة الكيميائية، أنواع الإلكترونات في الذرة، تمثيل لويس، قاعدة ثمانية، نظرية الروابط التكافؤية، نموذج التدافع الأزواج الإلكترونية لطبقة التكافؤ.

المحور الثاني: الديناميكا الحرارية الكيميائية وحركية التفاعلات

1. مقدمة للديناميك الحرارية:
مفاهيم أساسية: تعريف الجملة، درجة الحرارة، الضغط، الطاقة (العمل، الحرارة)، الغازات المثالية.
2. المبدأ الأول للديناميكا الحرارية:
الطاقة الداخلية، دوال حالة، تطبيق المبدأ الأول في حالة الغازات المثالية،
المبدأ الثاني للديناميكا الحرارية:
الأنتروبية، الأنتالبية الحرة، الطاقة الحرة، التحولات التلقائية.
3. تطبيقات الترموديناميكا في المادة الحية:
حساب الطاقة الحرة في التفاعلات البيولوجية (التنفس الخلوي، ATP/ADP)

الفصل الاول :عموميات و مفاهيم أساسية

المادة هي جزء من كوننا، و في الحقيقة كل شيء في الكون يتكون من مادة، التي يُمكن أن تكون في حالات مختلفة صلبة وسائلية وغازية، و تعتبر المادة أساس تكوين أي عنصر، والمادة بطبيعتها تتكون من وحدات أساسية صغيرة جداً لا يكمن رؤيتها بالعين المجردة وهي الجزيئات ، والجزيئات تتكون من الذرات.

علم الكيمياء هو العلم الذي يبحث في دراسة المادة من حيث تركيبها و علاقة هذا التركيب بخواصها و تفاعلاتها ببعضها لإنتاج مواد جديدة , فالدارس للمادة يبحث في التغيرات التي تحدث على المادة و نوعية الروابط المتفككة في المواد المتفاعلة و الروابط الجديدة المتكونة في المواد الناتجة كما يقوم الباحث باستنتاج خواص جديدة للمواد الجديدة المتكونة, بالإضافة الي حل المشكلات الناتجة عن التقدم التكنولوجي و خصوصا مشكلة التلوث لحل مشكلات البيئة الطبيعية المحيطة بنا.

تعريف المادة

تعرف المادة بأنها أي شيء يشغل حيز و له كتلة أو وزن و تعرف الكتلة بأنها مقدار ما في الجسم من مادة و تعتبر مقياسا لمقاومة الجسم لتغيير سرعته أو ميله ليبقى ساكنا .

أما وزن الجسم فهو مقدار قوة جذب الأرض أو أي كوكب آخر لجسم ما . و تعتبر كتلة الجسم ثابتة بينما الوزن فيغير ثابت لأنه يعتمد على مقدار الجاذبية التي تتغير من مكان الى آخر تبعا لنوع الكوكب.

وترتبط الكتلة بالقوة بعلاقة تعرف بقانون نيوتن () Newton's Law

$$F = m \cdot a$$

حيث تمثل F القوة 'm الكتلة و a التسارع

1- الخواص الفيزيائية للمادة و تصنيفها :

أ. الحالات الفيزيائية للمادة :

تتواجد المادة على ثلاث اشكال مختلفة بـ " الحالات الفيزيائية "

ج. الحالة الغازية

ب. الحالة السائلة

أ. الحالة الصلبة

1- الحالة الصلبة : مثل قطعة خشب ، حجر ، سلك ، ...

المميزات العامة للحالة الصلبة :

1- هذه الاجسام لها احجام و اشكال معينة (ثابتة)

2- تحتوي بنية داخلية

3- غير قابلة للانضغاط

2- الحالة السائلة : مثل : الماء الزيت الحليب

المميزات العامة للحالة للسائلة :

تأخذ شكل الاناء الموضوع فيه سطح السائل مستوى افقي ، تأخذ سطحا حرا مستويا و افقيا غير قابلة للانضغاط

3- الحالة الغازية :

مثل : O_2 ; N_2 ; H_2 ; CO_2

المميزات العامة للحالة الغازية :

- 1- تأخذ شكل الإناء الذي يحتويها
- 2- تشغل كل الحجم المتاح لها
- 3- تقبل التمدد و الانضغاط ، كما ان الجزيئات الغازية في حركة دائمة

ب. تصنيف الاجسام المادية :

يمكن تصنيف الاجسام المادية الى مواد متجانسة و اخرى غير متجانسة ، قبل التطرق الى التصنيف لابد من تعريف :

- النظام :

هو قطعة معزولة من عالم مادي ، ان المادة في نظام يمكن ان تكون في حالات مختلفة و تكون هذه الحالات اطوار

- الطور :

هو الطور الذي تكون فيه الخواص الفيزيائية و الكيميائية موحدة في كل العينات

- المادة المتجانسة :

تتكون من طور واحد ، تكون خواص جميع نقاطه متماثلة حيث لا يمكن تمييز مكوناته بالعين المجردة ، قد تكون المادة المتجانسة بسيطة او مركبة او محلول متجانس .

- المادة غير المتجانسة :

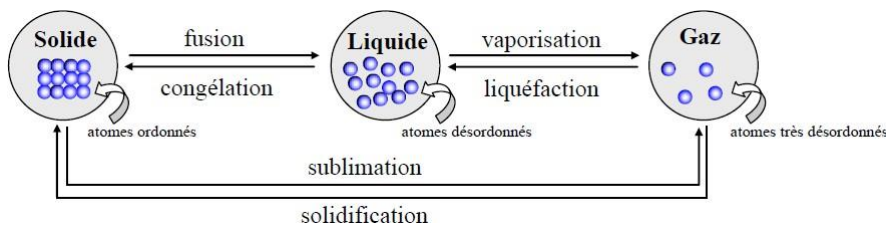
تتكون من عدة اطوار ، حيث يمكن فصل مكوناتها بطرق ميكانيكية .

ج. تحولات الحالات الفيزيائية للمادة :

تتواجد المادة في احدى الحالات الفيزيائية الثلاثة : صلبة ، سائلة او الغازية حسب الشروط الخارجية من ضغط او درجة حرارة يمكن تغيير المادة من حالة فيزيائية الى حالة اخرى كما يلي :

- الانتقال من الحالة الصلبة الى الحالة السائلة و تسمى : الذوبان
- الانتقال من الحالة السائلة الى الحالة الغازية و تسمى : التبخير
- الانتقال من الحالة الغازية الى الحالة الصلبة و تسمى : التكثف
- الانتقال من الحالة السائلة الى الحالة الصلبة و تسمى : التجمد (التبلور) - الانتقال من الحالة الصلبة الى الحالة الغازية و تسمى : التسامي

و يمكن تلخيص هذه الانتقالات في المخطط التالي



- قانون افوقادروا : ($N_A = 6,02.10^{+23}$) :

يحتوي حجم معين من اي غاز تحت نفس الشروط الخارجية من ضغط و درجة الحرارة على نفس العدد من الجزيئات و يسمى هذا في الحالة المعيارية بالحجم المولي و يساوي : $V=22,4$ لتر

ملاحظة :

اذا كانت المادة عبارة عن ذرات مثل : Fe , Cu , Al , Zn ...

$$N = 6,02.10^{+23}$$

$$N = n \times Na \text{ (عدد الذرات) } N = n \times Na \text{ (عدد الجزيئات)}$$

بنية الذرة :

تعدُّ الذرة الوحدة الأساسية في الكيمياء، وهي أصغر قطعة من المادة وفيها الخصائص المميزة لأي عنصر كيميائي مثل الهيدروجين والأكسجين والكالسيوم والحديد والذهب والنيون . وقد تتحد الذرات كيميائيًا لتشكيل الجزيئات التي بدورها تشكل ما يعرف بالمادة.

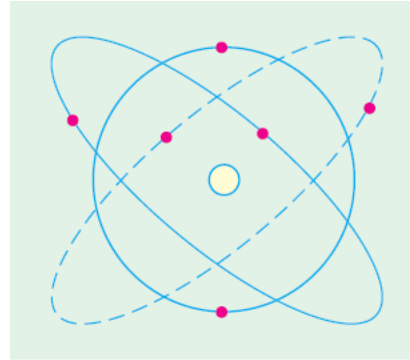
. بعبارة أخرى الذرة هي أصغر وحدة بناء المادة و لا توجد غالباً في حالة انفراد و تشترك في التفاعلات الكيميائية لانتقالها للحالة المستقرة.

تتكون الذرة بشكل أساسي من:

1. نواة مركزية موجبة الشحنة تحتوي على بروتونات ونيوترونات،(النواة موجبة الشحنة نظراً لاحتوائها على بروتونات موجبة الشحنة و نيوترونات متعادلة الشحنة)
 2. إلكترونات سالبة الشحنة تدور حول النواة في مدارات محددة . وتتركز كتلة الذرة في النواة، حيث البروتونات موجبة الشحنة والنيوترونات متعادلة كهربائياً، بينما توجد الإلكترونات في سحابة حول النواة وتتحرك في مدارات ثابتة.
- الذرة متعادلة كهربائياً: عدد البروتونات (شحنة موجبة) داخل النواة تساوي عدد الإلكترونات(شحنة سالبة) التي تدور حول النواة.

$$Np+ = Ne-$$

وفق فرضية بور الذرة تتكون من عدد من الإلكترونات تدور بمدارات دائرية او بيضوية حول النواة الثقيلة من البروتونات والنيوترونات



كتلة الإلكترون $9,1 \times 10^{-31}$ كغم

شحنة الإلكترون $1,6 \times 10^{-19}$ كولوم

قطر الذرة بحدود 10^{-10} م

قطر النواة 10^{-15} م

أُتفق العلماء على أن:

العدد الذري: هو عدد البروتونات الموجودة داخل النواة

العدد الكتلي: هو عدد البروتونات والنيوترونات داخل النواة

مثال: تتكون ذرة الكلور Cl_{17}^{35}

- 17 بروتون شحنة موجبة

- 17 الكترون شحنة سالبة

- 18 نيوترون شحنة متعادلة

3 اسس التركيب الذري للمادة :

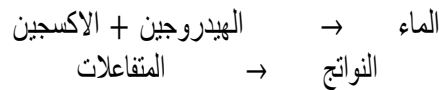
ان الذرات عندما تتحد مع بعضها البعض لإعطاء الجزيئات تتبع قوانين الاتحاد ، و هذا ما نراه خصوصا في التفاعل الكيميائي .

أ. التفاعل الكيميائي :

- تعريف التفاعل الكيميائي :

هو حادثة كيميائية يتم فيها اختفاء اجسام نقية (المتفاعلات) و ظهور اجسام اخرى (النواتج) تتميز بخواص جديدة مختلفة عن خواص الاجسام المخرقة
مثال

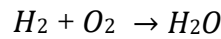
يتفاعل الاكسجين مع الهيدروجين لاعطاء الماء. معادلة التفاعل الكيميائي تحتوي على المتفاعلات في الطرف الاول و النواتج في الطرف الثاني



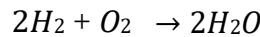
- كيفية كتابة معادلة التفاعل الكيميائي :

1- التعرف على المتفاعلات و النواتج (O_2 و H_2) المتفاعلات و (H_2O) النواتج

2- الربط بين الطرفين بسهم



3- موازنة المعادلة

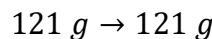
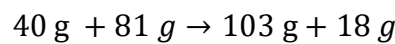
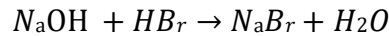


إذا كان التفاعل عكوس اي يحدث في الاتجاهين نكتب السهم في الاتجاهين $\leftrightarrow$

ب- القوانين الوزنية (الكتلية) :

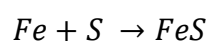
- قانون لافوازيه : قانون انحفاظ المادة (1776):

لا تحدث اثناء التفاعل الكيميائي خسارة و لا اكتساب للكتلة ، بمعنى اخر ان الكتلة لا تفنى و لا تستحدث انما يمكن تحويلها من شكل لأخر اي ان مجموع كتل المتفاعلات يساوي مجموع كتل النواتج
مثال :



- قانون بروست : قانون النسب الثابتة (1799)

عندما يحدث تفاعل كيميائي بين عدة عناصر فانه يتم بنسب ثابتة ، عندما يتحد عنصرين (جسم او عدة اجسام مختلفة) فان النسبة بين كتلتي العنصرين المتحدتين بنسبة ثابتة



نكوين FeS يتم بنسبة —

56 غ من الحديد الى 32 غ من الكبريت
28 غ من الحديد الى 16 غ من الكبريت
1,49 غ من الحديد الى 0.8 غ من الكبريت

2. النموذج الكمي للذرة:

الطيف الضوئي:

للضوء أهمية كبيرة، اد عن طريق دراسة الضوء يمكن تفسير عدة عمليات وظواهر. يستخدم الطيف الضوئي في التحليل الكيميائي لتحديد هوية وكمية المركبات الكيميائية في عينة ما. يستند هذا الطيف على قياس التفاعل بين الضوء والمادة المراد دراستها، حيث يمتص العينة جزءاً معيناً من الضوء مما يعطي معلومات عن التركيب الجزيئي للمادة يساعد الطيف الضوئي أيضاً في تحديد بعض الخصائص الفيزيائية للمواد المختلفة ، مثل تركيب الألوان والطيفية، والتي يتم استخدامها في صناعة الأصباغ والصبغات . كما أن الطيف الضوئي يعتبر أداة قياسية في مجال البحوث العلمية والطبية ، التحليل الكيميائي هو دراسة المواد وتحديد تركيبها الكيميائي وصفاتها الفيزيائية والكيميائية والتي تتضمن المكونات العنصرية والجزيئية والتراكيز والخواص الفيزيائية مثل الحالة الفيزيائية والكثافة واللون والرائحة والطعم.

➤ الضوء هو شكل من أشكال الطاقة وينتقل على شكل موجات تنتشر في اتجاهات مختلفة من دون الحاجة الى وسط ينقلها. و تعرف موجات الضوء بالموجات الكهرومغناطيسية و تتوزع على شكل طيف يسمى بالطيف الكهرومغناطيسية هو مجموعة متحدة من الموجات الكهرومغناطيسية ذات الطول الموجي المرئي للعين البشرية و ذات الطول الموجي الغير المرئي.

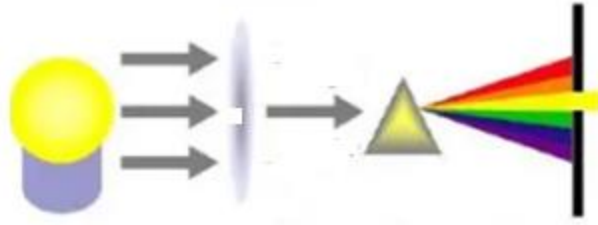


1.2. الطيف المرئي: هو الجزء من الضوء الذي يمكن للعين البشرية رؤيته، ويتكون من سبعة ألوان رئيسية: الأحمر،

البرتقالي، الأصفر، الأخضر، الأزرق، النيلي، والبنفسجي. التي يتراوح مدى أطوال موجاتها بين 400 و 700 nm. و تشكل هذه الألوان ظاهرة قوس قزح عن طريق تحلل ضوء الشمس بواسطة قطرات المطر الموجودة بالغلاف الجوي



و يوصف الضوء على أنه تدفق كمية محدودة من الجسيمات الضوئية (تعرف بالفوتونات) تتحرك بسرعة معينة. وينتج عن مرور الضوء الأبيض عبر منشور. ما يُعرف بـ "الطيف المرئي"



- الأطوال الموجية: يختلف كل لون في الطيف بطوله الموجي. يتراوح الطول الموجي للضوء المرئي بشكل عام بين 400 و 700 نانومتر، حيث تكون الموجات الأقصر (مثل البنفسجي) في أحد طرفي الطيف، والموجات الأطول (مثل الأحمر) في الطرف الآخر.

2.2. خصائص الضوء:

- 1- الضوء ينتقل في شكل خطوط مستقيمة في وسط المتجانس الواحد
 - 2- يمتاز الضوء بمبدأ استقلالية الأشعة
 - 3- لا يحتاج الضوء الى وسط مادي لانتقاله , فالضوء ينتقل في الفراغ و في الأوساط المادية الشفافة.
 - 4- ينتقل الضوء بسرعة ثابتة في الوسط الواحد.
- مثلا: سرعة الضوء في الفراغ ثابتة و تساوي 3.108 (m/s) و تسمى بسرعة الضوء و يرمز لها C : حيث

$$C = \lambda \cdot \nu$$

λ : طول الموجي

ν : التردد

ان سرعة الضوء تقل عند أنتقالها في الأوساط الشفافة بسبب نقصان في الطول الموجي.

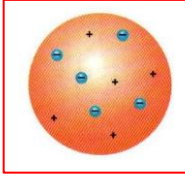
- ❖ عند سقوط شعاع الضوء على وسط ما مثل الزجاج فنحدث 3 ظواهر: فينفذ جزئ منها (الانكسار) , و ينعكس جزئ منها على السطح (الانعكاس) و يمتص الجزء الباقي (الامتصاص)
- ❖ و على هذا الأساس تم تقسيم المواد من حيث سماحتها للضوء بالنفاذ الى 3 أقسام:
- المواد الشفافة: المواد التي تسمح للضوء بالنفاذ من خلالها فتري الأجسام الواقعة خلفها بوضوح (الهواء , الماء النقي,

(الزجاج الرقيق.....)

- المواد الشبه شفافة: هي المواد التي تسمح بنفاذ قسم قليل من الضوء و تمتص و تعكس المتبقي من الضوء الساقط عليها , لذلك لا ترى الأجسام الواقعة خلفها بوضوح, من بين هذه الأجسام نذكر علي سبيل المثال :الزجاج المحبب.
- المواد المعتمة : هي المواد التي لا تسمح للضوء بالنفاذ من خلالها. فلا ترى الأجسام التي تقع خلفها, مثل : الحديد , الخشب, الورق.....

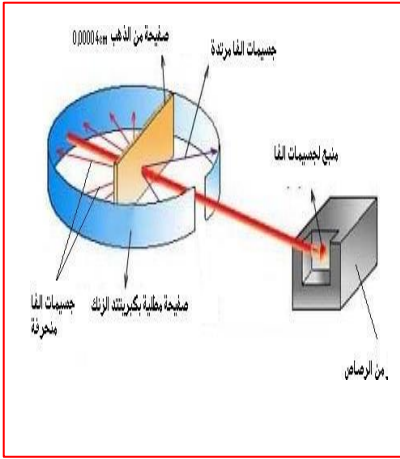
نموذج طومسون : Thomson

وضع طومسون تصوره للذرة فقال بأن الذرة عبارة عن جسيم كروي موجب الشحنة تتخلله إلكترونات سالبة الشحنة.



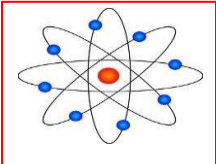
نموذج رذرفورد : (Rutherford)

في عام 1911 أجرى رذرفورد ومرافقيه تجربة أدت إلى التأكد من وجود النواة حيث قام بإسقاط جسيمات والتي مصدرها عنصر البولونيوم المشع على صفيحة رقيقة جدا من الذهب وقام بتتبع هذه الجسيمات بعد سقوطها على الصفيحة باستخدام لوح مطلي بمادة كبريتيد الزنك (مادة تتوهج عند سقوط جسيمات عليها) فوجد التالي :



معظم الجسيمات نفذت دون أن تعاني أي انحراف وبعض الجسيمات نفذت ولكنها انحرفت عن مسارها، وجزء قليل من الجسيمات انعكس وارتد عن مساره للخلف. مع عدم إتلاف الورقة الذهبية وقد استطاع رذرفورد تفسير هذه الملاحظات كالتالي:

مرور جزء كبير من جسيمات :يعني أن هناك فراغ كبير في الذرة والجسيمات المرتدة عن مسارها لا بد وأن تكون قد صادفت جزء في الذرة صغير الحجم عالي الكتلة وموجب الشحنة فاصطدمت به وارتدت للخلف ، وهذا معناه أن البروتونات متجمعة في جزء صغير في وسط الذرة. أما الجزء الذي انحرف نتيجة مروره بالقرب من هذه النواة .



كما قام رذرفورد بحساب النسبة بين نصف القطر الذري RA ونصف القطر

النووي RN فوجد $RA/RN = 104$ وهذا يعني أن النواة تحتل جزء صغير من الذرة

وهنا وضع رذرفورد تصوره عن الذرة بأنها عبارة عن جسيم يتألف من نواة صغيرة الحجم ثقيلة الوزن موجبة الشحنة تحوي البروتونات الموجبة وحولها يوجد فراغ كبير يحوي الإلكترونات السالبة.

واجه نموذج رذرفورد، رغم نجاحه، اعتراضات وانتقادات كثيرة، وأكدت قوانين الكهرباء المغناطيسية (الكهرطيسية) عدم استقرار هذا النموذج لسببين أساسيين . أولهما: أن الإلكترون المشحون كهربائياً سالبة، والذي يتحرك على مدار دائري في حقل النواة ذات

الشحنة الموجبة، سوف يخضع لتسارع ناظمي نحو المركز يجعله يفقد طاقته باستمرار ليساقط في نهاية المطاف على النواة. وثانيهما: أن الطاقة التي يفقدها الإلكترون في أثناء دورانه حول النواة يجب أن تظهر على هيئة إشعاع مستمر.

تم تحسين نموذج الدري لرودرفورد من قبل بور عام 1913م , فأبقى في نمودجه علي أن النواة تتمركز الدرة و شحنتها موجبة , وأن الالكترونات تدور حول النواة في مدارات دائرية. و أقترح بور الفريضة التالية:

1- تستمر الالكترونات بالدوران في مداراتها بدون فقدان طاقة (طاقة الالكترونات ثابتة طالما أن الالكترونات يبقوا في نفس المدار)

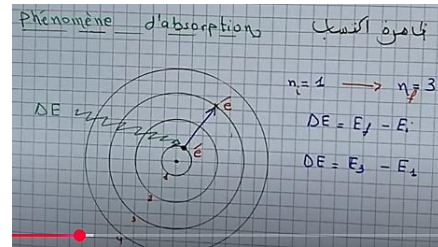
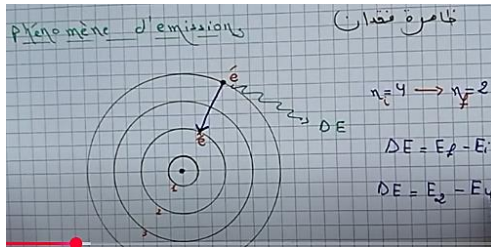
و يقود هذا المفهوم الي أن كل مدار له طاقة محددة و هو ما يعرف بسويات الطاقة.

2- المدار الاصغر ذو طاقة صغرى و المدار الأبعد من النواة له طاقة أعظمية.

3- تنبعث طاقة بواسطة الكترون عندما ينتقل من مستوى طاقي أعلى الى مستوى طاقي أصغر, و عند

امتصاصه طاقة فينتقل الالكترون من مستوى طاقة أدنى الى مستوى طاقة أعلى.

وتم تحديد كمية الطاقة المنبعثة او الممتصة من طرف الالكترون من خلال نظرية الكمية لبلاانك :



$$E_{nf} - E_{ni} = h \cdot \nu$$

حيث :

E_{nf} : طاقة المدار للحالة النهائية

E_{ni} : طاقة المدار للحالة الابتدائية

h : ثابت بلاانك

ν : تواتر الاشعاع الموافق للانتقال الالكتروني من مدار الحالة النهائية الى مدار الحالة الابتدائية

4- أن العزم الزاوي (عزم كمية الحركة) للاكترون يتحرك على مدار مستقر يساوي عدد صحيح من وحدات الكم

$(h/2\pi)$ و يعبر عنه بالعلاقة التالية:

$$m_e V r = n \cdot \frac{h}{2\pi}$$

حيث : m_e : كتلة الالكترون

V : سرعة الالكترون

r : نصف قطر المدار الذي يتحرك فيه الالكترون

n : عدد صحيح موجب يشير الى رقم المدار

h : ثابت بلاانك

انطلاقاً من نظرية بور يمكن تحديد أنصاف أقطار المدارات التي يتحرك عليها الإلكترون، سرعة الإلكترون على كل مدار، طاقة كل مدار، الطاقة الكلية للإلكترون و هو على مداره.

ب- حساب سرعة الإلكترون (V):

يمكن حساب سرعة الإلكترون (V) بتعويض قيمة نجد أن:

$$V = \frac{2\pi e^2}{n \cdot h}$$

أو من علاقة شرط العزم الزاوي، بعد معرفة قيمة نصف قطر المدار (r)، حيث يكون:

$$r = \frac{n \cdot h}{2\pi e^2 \cdot m \cdot e}$$

2.3- الطبيعة الموجية للإلكترون

أثبت عالم الفيزياء الفرنسي دي بروغلي أن الإلكترونات تتمتع بطبيعة موجية (مثل الفوتونات) إلى جانب خواصها الجسيمية، واستطاع العالم ذاته قياس الأمواج الناتجة عنها. وقد استخدم لهذا الغرض النظرية النسبية لأينشتاين Einstein، التي تربط بين طاقة الفوتون (E) وكتلته (m) بواسطة العلاقة الآتية:

$$E = m_p \cdot c^2$$

ونظرية الكم لبلاكنك Planck التي تربط بين طاقة الفوتون (E) وتواتره (ν) بواسطة العلاقة (E = h.ν). وبمساواة العلاقتين نجد أن:

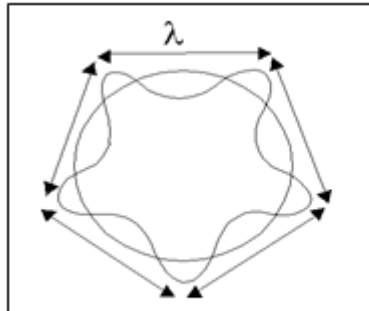
$$\lambda = \frac{h}{m_p \cdot c}$$

عمم دي بروغلي العلاقة على إلكترون كتلته (m) ويتحرك بسرعة (v)، فكان طول موجته يعطى بالعلاقة الآتية:

$$\lambda = \frac{h}{m_e \cdot V}$$

وبحساب بسيط نجد أن طول الموجة المصاحبة لحركة الإلكترون ذي الكتلة $m = 9.11 \times 10^{-28}$ والسرعة $v = 3 \times 10^{10} \text{ cm.s}^{-1}$ يساوي تقريباً $2.4 \times 10^{-3} \text{ cm}$ ، وهو طول يمكن قياسه بسهولة.

ولكي يتمك الإلكترون الذي يتحرك على مدار بور الدائري أن يشكل موجة مستقرة، يتعين طولها من العلاقة (2-19)، يجب أن يتحقق على محيط المدار الدائري (2π.r) عدد صحيح موجب من طول الموجة المرافقة للإلكترون، كما في المخطط الآتي:

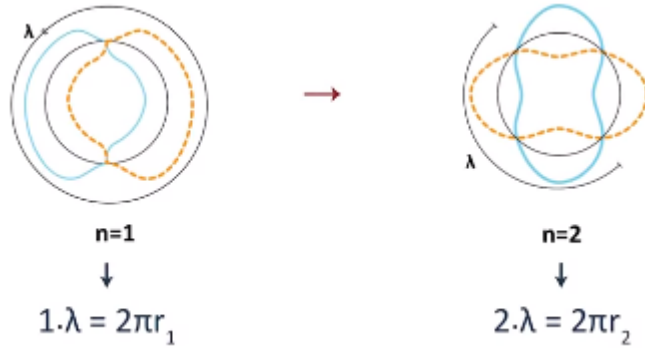


الشكل (2-5) موجة إلكترونية مستقرة في المدار الخامس

أي أنه يجب أن تتحقق العلاقة الآتية:

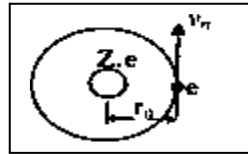
$$n \cdot \lambda = 2\pi \cdot r$$

وبالتعويض ع (λ) بقيمتها، من العلاقة (2-19)، نحصل على شرط العزم الزاوي الذي فرضه بور على إلكترون ذرة الهيدروجي .



1.3.2 حساب نصف قطر المدار (r_n) :

اختار العالم بور ذرة الهيدروجي لأنها أبسط الذرات التي يمكن أن تُدرس، وهي كما تبدو في الشكل ، عبارة عن إلكترون وحيد، يدور بسرعة مقدارها (v) في مدار دائري حول نواة فيها بروتون واحد (العدد الذري للهيدروجي $Z = 1$).



الشكل (1) طاقة الإلكترون

ويؤثر على هذا الإلكترون في أثناء دورانه حول النواة نوعان من القوى: يعمل أحدهما على إبعاد الإلكترون عن النواة، ويتمثل بالقوة النابذة (F1) ، التي يولدها دوران الإلكترون حول النواة، وتُعطى بالعلاقة:

$$F1 = \frac{me \cdot V^2}{r} \quad (1)$$

حيث:

m_e : كتلة الإلكترون

V : سرعة الإلكترون

r : نصف قطر المدار

وأما النوع الآخر من القوى المؤثرة على الإلكترون، فيعمل على تقريبه من النواة، ويتمثل بقوة التجاذب الكهربائي (F2) بين النواة ذات الشحنة الموجبة والإلكترون ذي الشحنة السالبة، (قوة كولوم)، وهي تُعرّف بالعلاقة الآتية:

$$F2 = K(Z \cdot e^2)/r^2 \quad (2)$$

Z : العدد الذري للعنصر الكيميائي

e : شحنة الإلكترون.

ولنثبت الإلكترون وتوازنه على مداره يجب أن تتساوى القوتان أي $F1=F2$

$$K(Z.e^2)/r^2 = \frac{m_e.V}{r} \quad (3)$$

وباستخدام شرط العزم الزاوي لبور،

$$m_e V.r = n. \frac{h}{2\pi}$$

، وحذف (V) من العلاقتين نتحصل على:

$$r = \frac{h^2}{4\pi^2 e^2 . K . m_e} n^2$$

تسمى العلاقة الأخيرة بحساب أنصاف أقطار المدارات في ذرة الهيدروجين ، حيث إن جميع رموزها معروفة القيمة، وبالتعويض ع هذه الرموز بالقيم الآتية

$$h = 6.6262 \times 10^{-34} \quad \& \quad m = 9.1095 \times 10^{-28} \text{ g}$$

$$e = 1.6 \times 10^{-19} \quad \& \quad \pi = 3.1416$$

$$K = 9.10^9 \text{ ثابت كولوم}$$

نحصل على العلاقة الآتية:

$$r = 0.529 \times 10^{-8} \text{ n}^2$$

التي نستطيع بوا ساطتها حساب أنصاف أقطار ذرة الهيدروجين ، وذلك با باستبدال (n) بالقيم 1,2,3,...، الموافقة لأرقام المدارات، وعندها نجد أن:

$$r = 0.529 \times 10^{-8} \text{ cm} = 0.529 \text{ A}^\circ$$

نصف قطر المدار الأول

2.3.2 حساب طاقة الإلكترون (E):

إن الطاقة الكلية للإلكترون (E)، وهو يدور حول نفسه وحول النواة، تساوي مجموع طاقته الحركية (Ec) وطاقته الكامنة (Ep) أي أن:

$$E = E_C + E_P$$

و تُعرّف الطاقة E_C الناتجة عن حركة الإلكترون بالعلاقة $E_C = \left(\frac{1}{2}\right)m_e.V^2$

أما الطاقة الكامنة E_P : تساوي الطاقة الكامنة العمل لازم بدله لنقل الكترونا ذو شحنة سالبة من الانهائية حتى مسافة قدرها r من النواة مع احتمال أن الالكترون يوجد في الانهائية و يقرب من النواة. بعبارة أخرى، الطاقة الكامنة هي الطقة الناتجة عن التجاذب الكهربائي بين الإلكترون والنواة، فيمكن التوصل إلى قيمتها بحساب قيمة العمل (W) الذي يبذله الإلكترون عندما يقتر من النواة، حيث إن:

$$\begin{aligned} dw &= \vec{F}_{cb} \cdot d\vec{r} \\ w &= E_P = \int_r^\infty \vec{F}_{cb} \cdot d\vec{r} \end{aligned}$$

$\vec{F}_{cb}$: القوة الجاذبة المتجهة من المدار نحو النواة.

$$\begin{aligned} E_P &= \int_r^\infty -\frac{kZe^2}{r^2} dr \quad \Leftrightarrow \quad E_P = -kZe^2 \int_r^\infty \frac{1}{r^2} dr \\ \Rightarrow E_P &= -kZe^2 \left[\frac{-1}{r} \right]_r^\infty \quad \Rightarrow \quad E_P = -kZe^2 \left[\frac{-1}{\infty} - \left(\frac{-1}{r} \right) \right] \\ E_P &= \frac{-kZe^2}{r_n} \end{aligned}$$

$$E_p = - \cdot \frac{e^2}{r.}$$

$$E = E_c + E_p$$

$$E = \left(\frac{1}{2}\right)m_e \cdot V^2 - \cdot \frac{e^2}{r.}$$

$$E = -\left(\frac{1}{2}\right) \cdot \frac{e^2}{r.}$$

$$E = \frac{-2\pi m_e e^4}{n^2 h^2}$$

$$E_n = \frac{-13,6}{n^2}$$

وبواسطة هذه العلاقة يمكن حساب طاقة الإلكترون وهو في المدار (n).

وعند انتقال الإلكترون من مدار طاقي أعلى الى مدار طاقي أدنى فإنه ينشر إشعاع على شكل فوتونات ذو طاقة $\Delta E = h\nu$

$$\Delta E = h\nu = \left(\frac{-13,6}{n_f^2}\right) - \left(\frac{-13,6}{n_i^2}\right)$$

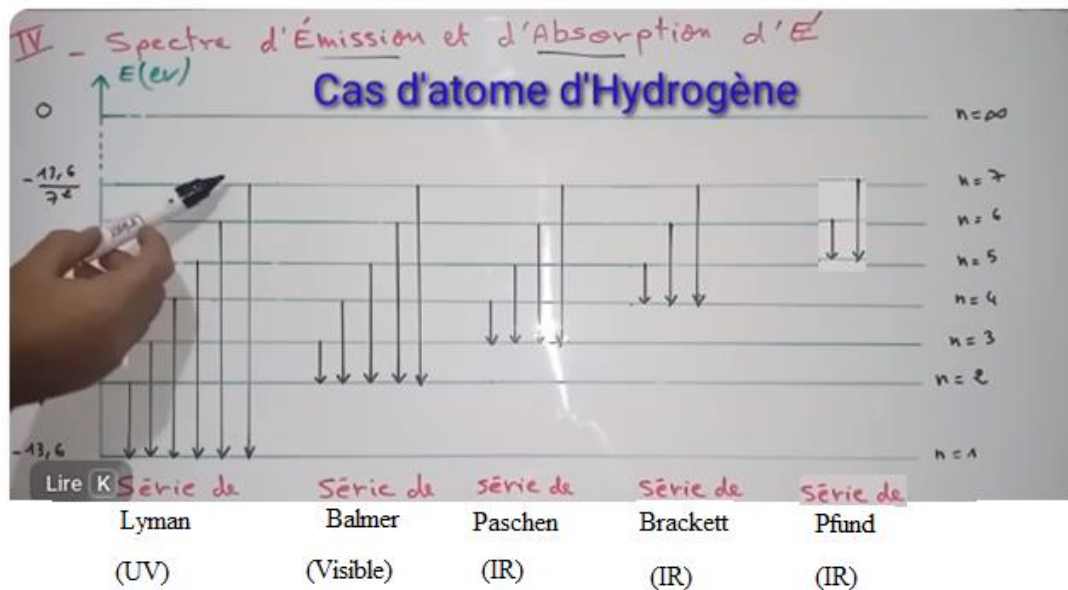
$$\Delta E = h\nu = h \cdot \frac{C}{\lambda} = 13,6 \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{13,6}{h \cdot c} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

R_H : constante de Rydberg = $1.096776 \times 10^7 \text{m}^{-1}$

Formule de Balmer – Rydberg: $\frac{1}{\lambda} = R_H \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n^2} \right)$



4.2. معادلة شرودينغر

في الوقت الذي تشترط الميكانيك التقليدي على معرفة موضع الجسم في كل لحظة t : $r(t)$ تشترط ميكانيكا الكم على معرفة تابع لموضع الجسم r و الزمن $\Psi(r,t)$ يعرف بحل لمعادلة شرودينغر.

$$-\frac{\hbar^2}{2m} \Delta \Psi(x, y, z) - \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{e^2}{\sqrt{x^2 + y^2 + z^2}} \Psi(x, y, z) = E \Psi(x, y, z)$$

Opérateur Laplacien
Laplacien
Scalair $\Delta f = \frac{\partial^2 f}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 f}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 f}{\partial z^2}$

و حل معادلة معادلة شرودينغر يؤدي الى التعرف على اربعة أعداد نستطيع بواسطتها تعيين الأمكنة المحتمل وجود هذه الألكترونات فيها و كذلك الخواص المغناطيسية لهذه الالكترونات و لفها الذاتي. تدعى هذه الأعداد بالأعداد الكمية الأربعة و هي:

1- العدد الكمي الرئيسي (n)

يعطي هذا العدد الكمي معلومات حول مستوى الطاقة الرئيسي الذي ينتمي اليه الإلكترون. فيأخذ هذا العدد فقط قيم صحيحة 1, 2, 3, وهكذا. فمن أجل مستوى الطاقة الأول $n=1$ ومن أجل مستوى الطاقة الثاني $n=2$ وهكذا.

2- العدد الكمي المداري (L)

يعطي هذا العدد الكمي معلومات حول شكل المستوى الفرعي لمستوى الطاقة الرئيسي الذي ينتمي اليه الإلكترون. فيأخذ هذا العدد أيضاً فقط قيم صحيحة. لكل قيمته تعتمد على n فان القيم المختلفة ل L تتراوح من 0 إلى $n-1$, فمن أجل قيمة $n=4$ فالقيم ل هي 0, 1, 2, 3 وهذا ما يوضحه الجدول الآتي:

الجدول (2-2): الأعداد الكمية (n, l) والمدارات الإلكترونية المرافقة

العدد الكمي الرئيسي (n)	1	2	3
الطبقة الإلكترونية الرئيسية	K	L	M
العدد الكمي الثانوي (l)	0	0, 1	0, 1, 2

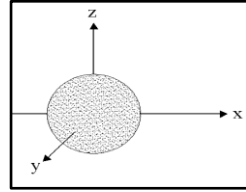
المدار الثانوي	1s	2s, 2p	3s, 3p, 3d
----------------	----	--------	------------

وللتمييز بين إلكترونات المدارات الثانوية يُصطلح عادةً، على تسمية الإلكترونات بأسماء المدارات الثانوية ذاتها، فقول الإلكترونات s والإلكترونات p والإلكترونات d ، وهكذا. وتتميز المدارات الثانوية S, P, d..... بأشكالها المختلفة المطابقة لأشكال السحابات الإلكترونية العائدة لإلكترونات هذه المدارات.

3- العدد الكمي المغناطيسي (m_l)

يقدم هذا العدد الكمي معلومات حول توجيه أو ترتيب المستوى الفرعي في الفراغ الذي ينتمي له الإلكترون. فتحدد قيمه بواسطة قيمة L والمجال لهذه القيم من (-L → 0 → +L) والكملي هو 2L+1. فمن أجل L=1 فالقيم المختلفة ل m_l هي 0, -1, +1 وبناء على ما تقدّم، فإنّ عدد الأوضاع التي يمكن أن تأخذها السحابة الإلكترونية العائدة للمدارات الثانوية S, P, d..... في الفراغ يساوي (2L + 1). وهذا ما يُعرف باسم الجداثية أو التعددية (Multiplicity).

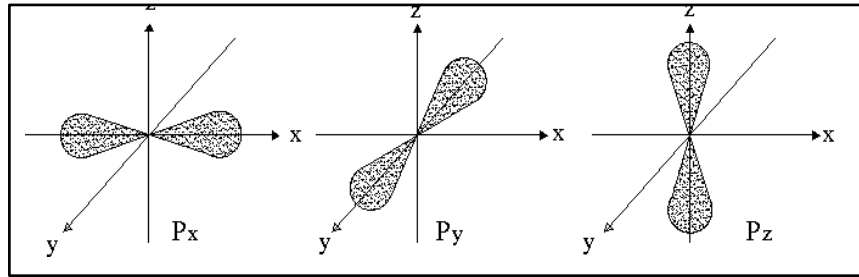
فمن أجل الإلكترونات s (l = 0) تكون هناك قيمة واحدة ممكنة للعدد الكمي المغناطيسي، هي (m = 0)، وبالتالي فهناك توضع واحد ممكن للسحابة الإلكترونية العائدة للمدار الثانوي s، كما هو موضحاً في الشكل الآتي:



الشكل يوضح السحابة الإلكترونية للمدار s في الفراغ

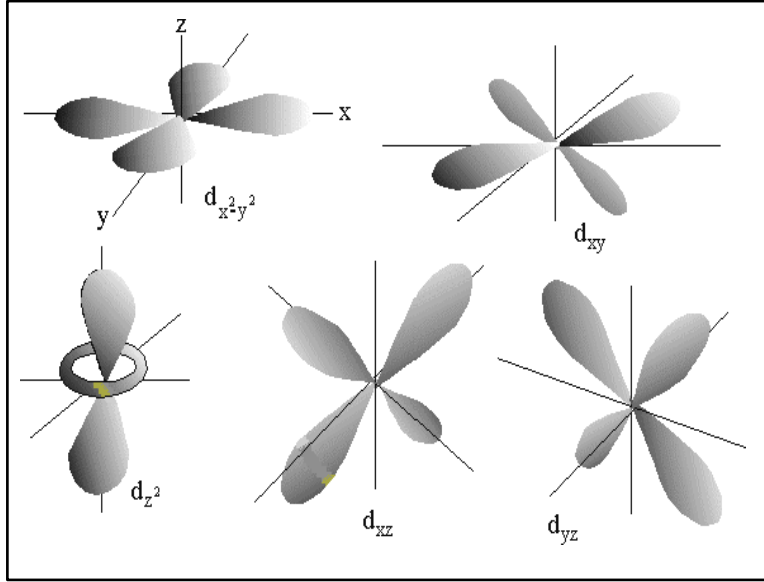
ومن أجل الإلكترونات p (l = 1) يأخذ العدد الكمي المغناطيسي ثلاث قيم ممكنة، وهي (m = -1, 0, +1). وبالتالي تكون هناك ثلاثة أوضاع مختلفة في الفراغ للسحب الإلكترونية العائدة للمدار الثانوي p، يُشار إليها بالرموز p_x, p_y, p_z.

كما هو مبين في الشكل الآتي:



الشكل (2-6) أوضاع السحب الإلكترونية للمدارات p في الفراغ

ومن أجل الإلكترونات d (l = 2) هناك خمس قيم ممكنة للعدد الكمي المغناطيسي، وهي (m = -2, -1, 0, +1, +2)، وتقبلها خمسة أوضاع مختلفة في الفراغ للسحب الإلكترونية العائدة للمدار الثانوي d، يوضحها الشكل (2-7)، ويشار إليها بالرموز d_{xy}, d_{xz}, d_{yz},
2



الشكل يوضح السحب الإلكترونية للمدارات d في الفراغ

4 – العدد الكمي السبيني (m_s)

يقدم هذا العدد الكمي معلومات حول دوران الإلكترونات حول محورها الخاص في المدار فيما إذا كان الدوران مع عقارب الساعة أو بعكسها. فهناك قيمتان فقط للعدد الكمي المحوري (الدوراني) m_s هما $(m_s = +1/2 ; m_s = -1/2)$.

❖ تتحرك الإلكترونات حول النواة في نوعين من الحركة:

1- حركة دورانية حول النواة في مدارات دائرية أو اهليلجية.

2 – حركة كل إلكترون حول محوره Spin.

3. الجدول الدوري للعناصر الكيميائية:

الجدول الدوري للعناصر الكيميائية هو ترتيب العناصر تصاعديا حسب الزيادة في العدد الذري - العدد الذري هو عدد البروتونات الموجبة داخل النواة.

عندما تكون الدرة متعادلة كهربيا يكون: عددها الذري = عدد الألكترونات السالبة في مستويات الطاقة.

يتكون الجدول الدوري من: 7 دورات أفقية و 18 مجموعة رأسية.

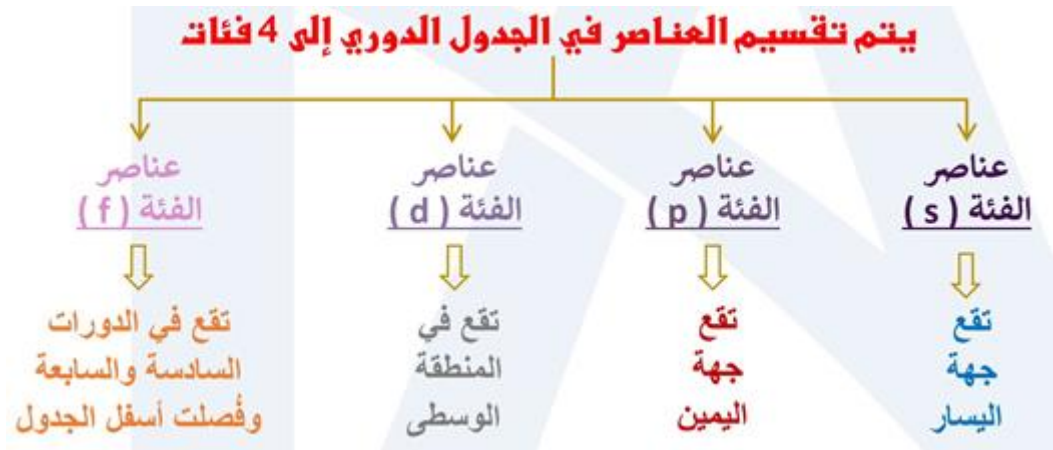
❖ الصفوف الأفقية في الجدول تسمى دورات و كل دورة يتتابع فيها امتلاء عدد من المستويات الفرعية و ترتيبهم في

الدورات يتفق مع ترتيبهم حسب الزيادة في الطاقة.

❖ الأعمدة الرأسية في الجدول تسمى مجموعات

Valence								
1	2							
s	Space for He		p block					
	s block		p					
			d					
			f					

الفئات الاربعة للجدول الدوري
وتظهر الفئات الاربعة : الفئة S والفئة d والفئة p والفئة f



2.3 ترقيم المجموعات في الجدول الدوري:

- ❖ بعض المجموعات يكتب رقمها باللغة اللاتينية متبوعا بحرف مثل حرف A أو B.
- ❖ بعض المجموعات يكتب رقمها باللغة اللاتينية فقط من 1 إلى 8

الأرقام باللغة الإنجليزية	1	2	3	4	5	6	7	8
↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓	↓
الأرقام باللغة اللاتينية	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII

3. 3 أنواع العناصر في الجدول الدوري:

- ❖ **العناصر النبيلة:** وتتمثل في العمود الأخير في الجدول الدوري أقصى اليمين وتعرف بالمجموعة الصفرية حسب الترقيم القديم و بالمجموعة 18 حسب الترقيم الجديد.
- ❖ **العناصر الممثلة:** عناصر الفئتين s , p.

✓ **عناصر الفئة (s):** تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوى الفرعي (s) و تضم

مجموعتين هما: IIA, IA

المجموعة IA (ترقيم قديم) ← كلها فلزات عدا الهيدروجين لافلز
المجموعة (1) (ترقيم حديث) ← وتسمى بإسم الفلزات القلوية .
المجموعة IIA (ترقيم قديم) ← كلها فلزات
المجموعة (2) (ترقيم حديث) ← وتسمى بإسم الفلزات القلوية الأرضية أو الترابية.

- توزيعها الإلكتروني في مستوي الطاقة الأخير ns^1, ns^2
- عناصرها توجد في أقصى يسار الجدول الدوري

✓ **عناصر الفئة (p):** تحتوي على العناصر التي تقع إلكتروناتها الخارجية في المستوي الفرعي (p) و تضم 5 مجموعات تقع جهة اليمين و تضم 6 مجموعات و هي في أقصى يمين الجدول الدوري بما فيها الغازات الخاملة. ترقيمها من اليسار الي اليمين الجدول الدوري .



توزيع الإلكترونات لهذه المجموعات في المستوي الطاقة الأخير يكون من الشكل $np^1, np^2, np^3, np^4, np^5, np^6$

❖ العناصر الانتقالية:

✓ **عناصر الفئة (d):** تقع في وسط الجدول الدوري و تضم 10 أعمدة رأسية. العشرة أعمدة يعملوا 8 مجموعات و هي من اليسار الي اليمين بالترتيب

IIIB, IVB, VB, VIB, VIIB, VIIIB, IB, IIB

علما أن المجموعة الثامنة تضم لوحدها 3 أعمدة رأسية.

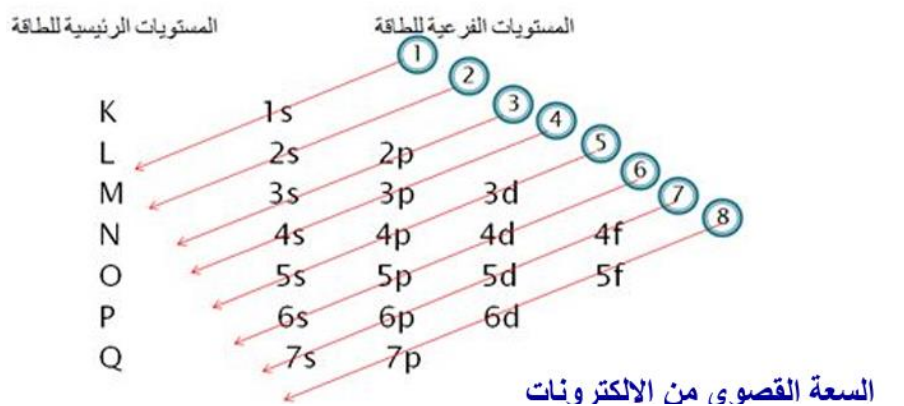
- توزيع الإلكترونات لهذه المجموعات في المستوي الطاقة الأخير يكون من الشكل $nd^1, nd^2, nd^3, nd^4, \dots, nd^9, nd^{10}$

✓ **عناصر الفئة (f):** تقع في الدوريتين الرابعة والخامسة و تسمى عناصر انتقالية داخلية و تم فصلها أسفل الجدول و تشمل هاتين الدوريتين على السلسلتين:

- سلسلة الانتانيدات و توزيعها الإلكتروني في المستوي الطاقة الأخير يكون من الشكل $4f^1, 4f^2, \dots, 4f^{14}$

- سلسلة الأمتنيدات: و توزيعها الإلكتروني في المستوي الطاقة الأخير يكون من الشكل $5f^1, 5f^2, \dots, 5f^{14}$

الكيمياء / توزيع الإلكترونات على مستويات الطاقة الرئيسية والفرعية



4.3. أنواع العناصر الكيميائية

4.3.1 أهمية الجدول الدوري

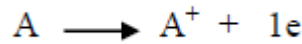
- 1- تحديد موقع العنصر في الدورة أو المجموعة.
- 2- معرفة البنية الإلكترونية لذرة العنصر.
- 3- معرفة سلوك العنصر الكيميائي.
- 4- التنبؤ بالتفاعلات الكيميائية، التي يستطيع العنصر أن يدخل فيها.

4.3.2 خصائص الجدول الدوري

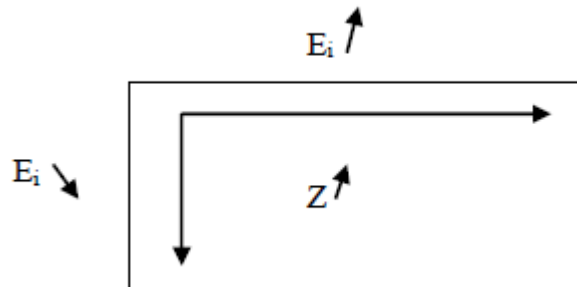
- يوجد في الجدول الدوري 118 عنصر، ولا زال البحث قائماً عن ابتكار وإيجاد عناصر جديدة.
- يحتوي الجدول الدوري على سبع دورات أفقية.
- يحتوي على 18 مجموعة (الأعمدة الرأسية).
- تسمى صفوف الجدول عادةً بالدورات وتسمى الأعمدة بالمجموعات.
- تصنف العناصر في الجدول الدوري إلى فلزات ولا فلزات، يقسم بينهما أشباه الفلزات
- معظم العناصر في الجدول الدوري عبارة عن معادن، وهي المعادن القلوية، والمعادن القلوية الترابية، والمعادن الأساسية، والمعادن الانتقالية.

4.3.3 الخواص الذرية و الدورية

3 طاقة التأين iE : طاقة التأين هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون من ذرة ما.

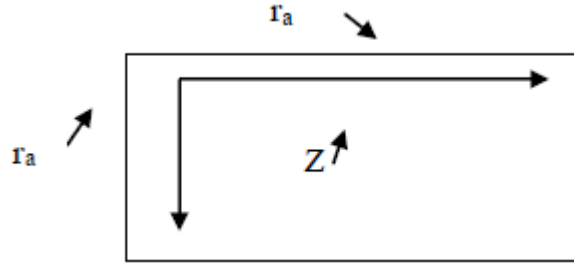


- تتغير طاقة التأين في الجدول الدوري كما يلي:
- في السطر الواحد عدد الطبقات نفسه لكن Z يزداد (عدد البروتونات يزداد) أي أن قوى التجاذب بين النواة والإلكترون الخارجي تزداد و منه **طاقة التأين تزداد**.
- في العمود الواحد عندما تزداد Z من الأعلى للأسفل فان عدد الطبقات تزداد و بالتالي قوة التجاذب بين النواة والإلكترون الخارجي تتناقص و منه **طاقة التأين تتناقص**.



4 (نصف القطر الذري r_n :

- في السطر الواحد نصف القطر الذري يتناقص مع تزايد Z بفعل الشحنة.
- في العمود الواحد نصف القطر الذري يتزايد مع تزايد Z بفعل البعد.

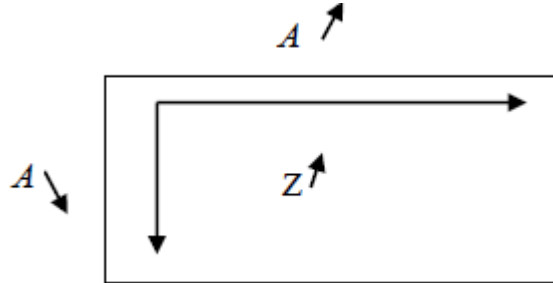


(5) الألفة الالكترونية لعنصر A:

هي قابلية عنصر لاكتساب إلكترون أي هي الطاقة التي يحررها العنصر عندما يكتسب إلكترون.



- في السطر الواحد تتزايد الألفة الالكترونية بتزايد Z.
- في العمود الواحد تتناقص الألفة الالكترونية مع تزايد Z.

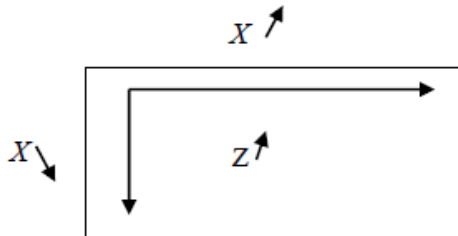
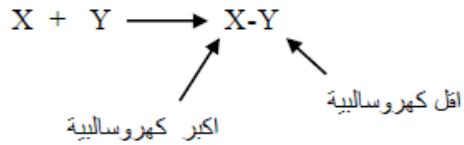


ملاحظة:

أعلى قيم للألفة الالكترونية هي لفوج الهالوجينات VIIA لأنها تقبل إلكترون بسهولة لكي يصبح لها نفس البنية الالكترونية للغاز الخامل الذي يليها في الجدول الدوري. بالنسبة للعناصر المستقرة الألفة الالكترونية معدومة.

(6) الكهروسالبية X:

هي قدرة ذرة على جذب إلكترون ذرة أخرى إليها عندما تكون معها روابط كيميائية



أكبر قيمة للكهروسالبية هي لعنصر الفلور F و تتغير كمايلي :

- في السطر الواحد تزداد الكهروسالبية مع زيادة Z.
- في العمود الواحد تنقص الكهروسالبية مع تزايد Z.

4 . الروابط الكيميائية

الرابطة الكيميائية هي قوة تماسك بين الذرات داخل الجزيء، وهي المسؤولة عن تكوين المواد، وتوجد ثلاثة أنواع رئيسية منها: أيونية، تكافئية، ومعدنية (فلزية). البنية الجزيئية هي الشكل الثلاثي الأبعاد للجزيء الناتج عن

ترتيب الذرات والروابط الكيميائية فيما بينها. هذه البنية تحدد خصائص الجزيء، مثل زوايا الرابطة وطولها، وتؤثر على استقراره وخواصه الفيزيائية والكيميائية.

1.4 أنواع الروابط الكيميائية

- الرابطة الأيونية: تتكون من تجاذب كهروستاتيكي بين أيونات موجبة وأخرى سالبة، وهي عادةً ما تحدث بين فلز ولا فلز.
- الرابطة التكافئية: تتكون من خلال مشاركة إلكترونات بين ذرتين، وتحدث غالبًا بين لافلزات.
- الرابطة الفلزية: تحدث بين ذرات الفلزات، حيث تساهم إلكترونات التكافؤ في تكوين "بحر" من الإلكترونات الحرة.



الشكل 11 : أنواع الروابط الكيميائية.

تحدث الروابط الكيميائية بين الذرات أو الأيونات. أن تكوين الروابط يقلل من طاقة وضع الذرات أو الأيونات ما يجعل الجزيء أكثر استقرارًا. هناك ثلاثة أنواع رئيسية من الروابط الكيميائية التي يمكن أن تكونها وتعتمد بشكل عام على أنواع العناصر الكيميائية.

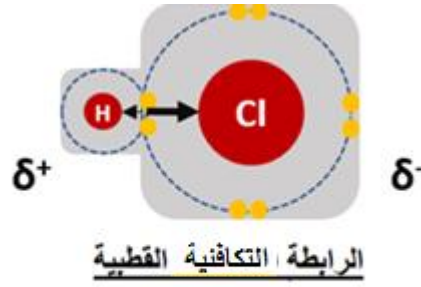
1- الروابط التكافئية:

تتكون الروابط التكافئية بشكل أساسي بين اللافلزات. وتتكون هذه الروابط بمشاركة الكترونين على الأقل توفرهما الطبقات الخارجية لذرتين مترابطتين مما يجعل من الممكن اكمال طبقة التكافؤ الخاصة بهما و تحقق الاستقرار و ينتج عن ذلك قوة جذب بينهما.

تنقسم الروابط التكافئية الى فئتين: روابط تكافئية قطبية و روابط تكافئية غير قطبية.

أ- روابط تكافئية قطبية:

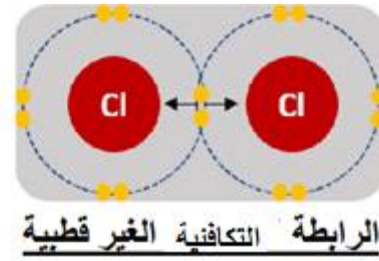
تتكون الرابطة التكافئية القطبية عندما لا يكون فرق الكهروسالبية بين الدرتين معدوما أي أن الإلكترونات لا تتوزع بالتساوي بين الدرتين. فتظهر في هذه الحالة الشحنات الجزئية (δ^+ ، δ^-) مثال جزيء حمض كلور الماء HCl



لا يتم تقاسم الإلكترونات بالتساوي بين الذرتين
الشكل : الرابطية التكافئية قطبية (HCl)

ب - روابط تكافئية غير القطبية:

تتكون الرابطة التكافئية غير القطبية عندما يكون فرق الكهروسالبية بين الذرتين معدوماً كما هو الحال في رابطة تتكون من ذرتين من نفس العنصر. مثال H_2 , Cl_2



يتم تقاسم الإلكترونات بالتساوي بين الذرتين

على سبيل المثال، جميع الجزيئات التي تتكون منها الغازات الموجودة في الهواء، الأكسجين والنيتروجين وثنائي أكسيد الكربون.

➤ نموذج لويس للرابطية التكافئية

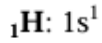
وفقاً للويس (Lewis) يمكننا تجاهل الإلكترونات التي تنتمي إلى الطبقات الداخلية للذرة و نأخذ بعين الاعتبار فقط الإلكترونات الطبقة الخارجية للذرة (الكترونات التكافؤ) التي تشارك في تكوين الروابط.

في تمثيل لويس الذي هو مخطط للبنية الإلكترونية الخارجية، أو طبقة التكافؤ، حيث نمثل ب:

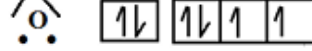
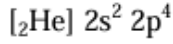
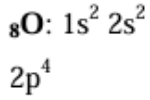
- الزوج الإلكتروني الحر بخط: —
- الإلكترون الحر بنقطة: | •
- الحجرة الكمية الفارغة بمربع: □

أمثلة :

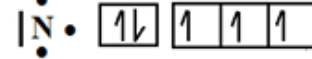
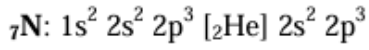
عدد الإلكترونات العازية



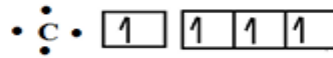
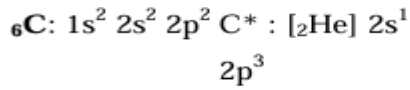
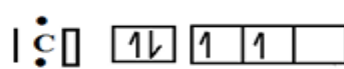
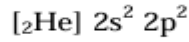
إلكترون واحد أحادي التكافؤ



إلكترونين ثنائي التكافؤ



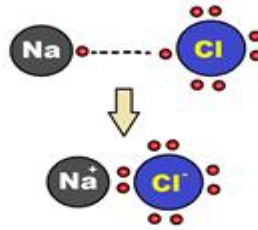
3 إلكترونات ثلاثي التكافؤ



4 إلكترونات رباعي التكافؤ

2- الروابط الأيونية

يحدث هذا النوع من الروابط بوجه عام بين الفلزات واللافلزات. وتنتج الروابط الأيونية عن انجذاب كهروستاتيكي بين الأيونات التي تحمل شحنات متضادة وكلما كان الفرق في الكهروسالبية أكبر كلما زاد احتمال أن تكون الرابطة أيونية. تكون عادة المركبات ذات الروابط الأيونية مواد صلبة بلورية، مثل NaCl.



الرابطة الأيونية

الشكل : الرابطة الأيونية (جزيء كلوريد الصوديوم NaCl)

3- الروابط المعدنية (الفلزية)

الروابط المعدنية ، تحدث بمشاركة للإلكترونات التي تتدفق حول ذرات الفلز، وهو ما يشار إليه عادة باسم بحر الإلكترونات ، تنتشر الإلكترونات الموجودة في الرابطة المعدنية في جميع أنحاء المعدن بالكامل، وحركة الإلكترونات بحرية حول ذرات المعدن هي ما يجعل المعادن موصلات جيدة للكهرباء بشكل عام.



الرابطة المعدنية