كيمياء عامة

قسم علوم الاغذية – المرحلة الاولى

أ.م.د. ماهر احمد عبد

مقدمة

علم الكيمياء : هو علم يدرس العناصر الكيميائية والمواد الكيميائية من حيث (التركيب والخواص والبناء) والتحولات المتبادلة فيما بينها (التفاعلات الكيميائية). تركز الكيمياء على دراسة الذرات atoms (وحدات بناء المادة) وتفاعلاتها مع بعضها البعض عند انفصالها من بعضها أو اتحادها مع بعضها لتكوين الجزيئات وتفاعل الجزيئات مع بعضها لتكوين انواع أخرى، ودراسة ما يحدث من تغييرات في الطاقة أثناء هذه التفاعلات الكيميائية.

فروع علم الكيمياء

- الكيمياء العضوية : هي دراسة تركيب, وخواص, وتفاعلات المركبات العضوية.
- الكيمياء اللاعضوية : هي دراسة خواص وتفاعلات المركبات الغير عضوية.
- الكيمياء الحيوية : هي دراسة التفاعلات الكيميائية التي تحدث في الكائنات الحية.
- الكيمياء الفيزياوية : هي دراسة الأصل الفيزيائى للتفاعلات والأنظمة الكيميائية.
- الكيمياء التحليلية : هي تعنى بدراسة التركيب الكيميائى للمادة وكيفية بنائها.

الكيمياء العامة : هي مجموعة من المبادئ الأساسية في الكيمياء، تهتم بالتركيب الذري والتوزيع الإلكتروني للعناصر و الجدول الدوري و الروابط الكيميائية المختلفة و عمليات التركيز والاختزال والتنقية و الخاصية الأيونية و الخاصية التساهمية للمركبات وتفسير ألوانها.

التركيب الذري

الذرة : هي أصغر حجر بناءٍ أو أصغر جزء من العنصر الكيميائي يمكن الوصول إليه والذي يحتفظ بالخصائص الكيميائية لذلك العنصر.

تتكون الذرة من سحابة من الشحنات السالبة (الإلكترونات) التي تدور حول نواة موجبة الشحنة صغيرة جدًا في المركز، وتتكون النواة من بروتونات موجبة الشحنة، ونيوترونات متعادلة، وتعدّ الذرة هي أصغر جزء من العنصر يمكن أن يتميز به عن بقية العناصر؛ إذ كلما غصنا أكثر في المادة لنلاقي البنى الأصغر لن يعود هناك فرق بين عنصر وآخر. فمثلاً، لا فرق بين بروتون في ذرة حديد وبروتون آخر في ذرة نحاس مثلًا، أو ذرة أي عنصرٍ آخر. الذرة، بما تحمله من خصائص في عدد بروتوناتها و كتلتها و توزيعها الإلكتروني...، تصنع الفروقات بين العناصر المختلفة، وبين الصور المختلفة للعنصر نفسه (المسماة بالنظائر)، وحتى بين كَون هذا العنصر قادرًا على خوض تفاعل كيميائي ما أم لا.

النظرية الذرية

النظرية الذرية تهتم بدراسة طبيعة المادة، وتنص على أن كل المواد تتكون من ذرات. الاكتشافات اليونانية في عام 430 ق.م توصل الفيلسوف اليونانى (ديموقريطس) إلى مفهوم أو فكرة في كل الأشياء مصنوعة من ذرات أو بالمعنى الحرفى كل الأشياء مكونة من ذرات غير قابلة للانقسام. واعتقد هذا الفيلسوف أن كل الذرات متماثلة وصلبة وغير قابلة للانضغاط إلى جانب أنها غير قابلة للانقسام، وأن الذرات تتحرك بأعداد لا حصر لها في فضاء فارغ.

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

نموذج دالتون

جاءت نظرية دالتون بشكل مختلف عما سبق ذلك كونها تعتمد على قوانين بقاء الكتلة والنسب الثابتة والتي اشتقت من العديد من الاستنتاجات المباشرة. وقد اقترح دالتون ما يلي :

- المواد تتكون من العديد من الجسيمات الغير قابلة للتجزئة (ذرات) ذات حجم صغير جداً.
- ذرات نفس العنصر متشابهة في الخواص (الشكل، الحجم ، الكتلة)، وتختلف تماماً عن ذرات العناصر الأخرى.
- الذرة متناهية الصغر، غير قابلة للتجزئة
- يمكن لذرات العناصر المختلفة أن تتحد مع بعضها بنسب عددية بسيطة مكونة المواد.
- الاتحاد الكيميائي عبارة عن تغيير في توزيع الذرات.

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

- **نموذج طومسون :-** في عام 1896م أجرى جوزيف جون طومسون أبحاثاً حول خواص أشعة الكاثود. وقد أدهش الأوساط العلمية بإعلانه أن الجسيمات المكونة لأشعة الكاثود هي أصغر حجماً بكثير من الذرات، وقد سمى هذه الجسيمات بالإلكترونات.
- أظهر اكتشاف الإلكترون للعالم "طومسون" أن المفهوم القديم عن الذرة منذ ألفى عام، والذي ينطوى على أنها جسيم غير قابل للانقسام كان مفهوماً خاطئاً، كما أظهر أيضاً أن للذرة ترتيب معقد غير أنهم لم يغيروا مصطلح "الذرة" أو الغير قابله للتجزئة وأدى هذا الاكتشاف إلى إثارة الإشكاليات النظرية لدى الفيزيائيين لأن الذرات ككل - تحمل شحنات كهربائية متعادلة فأين الشحنة الموجبة التي تعادل شحنة الإلكترون.

حيث توصل طومسون في النهائية إلى أن:

- الذرة كرة من الشحنات الموجبة.
- تتخلل الالكترونات السالبة الذرة (كما تتخلل البذور ثمرة البرتقال).
- الذرة متعادلة كهربائياً.

نموذج رذرفورد :- اكتشف رذرفورد من خلال تجاربه بأن الشحنة الموجبة للذرة تتركز في مركزها في نواة صغيرة مكثفة ومتراصة وعلى أساس ذلك وضع نموذجه الذري الذي عرف بالنموذج النووي. افترض رذرفورد عام 1911م النموذج النووي للذرة معتبراً أن الذرة تتكون من كتلة صغيرة جداً وكثيفة جداً ذات شحنة موجبة تسمى النواة وتحتل مركز الذرة وتحتوي نواة الذرة على جميع البروتونات ولذا فان كتلة الذرة هي تعبير عن مجموع كتل البروتونات في نواتها (حيث أن قيمة كتل الإلكترونات صغيرة جداً.... فهي قيم مهملة). كما أن شحنة النواة الموجبة ترجع إلى تمركز البروتونات الموجبة بها. وتتوزع الالكترونات في الذرة حول النواة بنفس الطريقة التي تتوزع بها الأجرام السماوية حول الشمس.

وبما أن الذرة متعادلة لذا فعدد الالكترونات يساوي عدد البروتونات بالنواة.

نموذج رذرفورد للذرة عام 1911م:

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

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

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

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

5- الذرة متعادلة كهربيا لأن عدد الشحنات الموجبة يساوي عدد الشحنات السالبة (الالكترونات).

6- تدور الالكترونات حول النواة في مدارات خاصة.

7- يرجع ثبات الذرة إلى وقوع الالكترونات تحت تأثير قوتين متضادتين في الاتجاه متساويتين في المقدار هما قوة جذب النواة للالكترونات وقوة الطرد المركزي الناشئة عن دوران الالكترونات حول النواة.

نموذج بور :-في عام 1913م اقترح الفيزيائي الدانماركي نيلز بور نموذجًا للذرة اعتمد فيه على فروض نموذج رذرفورد. ويقترح بور أن كل إلكترون يدور حول النواة ليس في مدارات إلكترونية بالمعنى التقليدي، وإنما يكون لكل مدار طاقة محددة وثابتة، وبالتالي فإن الإلكترونات تدور حول النواة في مستويات طاقة مساوية لطاقة الإلكترون فعند إعطاء الإلكترون كمية من الطاقة (كالتسخين مثلاً) عندئذ يكتسب الإلكترون طاقة إضافية وينتقل من مستوى طاقته إلى مستوى طاقة أكبر ويكون الفرق بين طاقتي المستويين مساوي للطاقة التي اكتسبها الإلكترون وبعد مرور فترة زمنية متناهيه في الصغر تقدر بجزء من مائة مليون جزء من الثانية يفقد الإلكترون طاقته المكتسبة على شكل إشعاع ضوئي وقد اطلق بور على عملية انتقال الإلكترون من مستوى الطاقة الكبير إلى مستوى الطاقة الأقل بقفزة الكم للإلكترون، وقد نجح بور بهذا الافتراض أن يفسر الترددات والأطوال الموجية المحددة للطيف الخطي المنبعث من الذرات.

فروض نيلز بور في نموذجه الذري عام 1913م :

- الإلكترونات تدور حول النواة في مستويات طاقة لها طاقات ثابتة ومحددة.
- كل مستوى طاقة له طاقة محددة وثابتة يعبر عنها بأرقام صحيحة من 1-7 سميت بالأعداد الكمية الرئيسية.
- الفراغ الموجود بين مستويات الطاقة حول النواة هي مناطق محرمة على الإلكترونات التواجد بها.
- لا يفقد الإلكترون أي طاقة طالما ظل في مستوى طاقته فإذا اكتسب طاقة تسمى طيف امتصاص. فسينتقل إلى مستوى طاقة اعلى ولكن سرعان ما سيفقد الطاقة المكتسبة ويطلقها على شكل شعاع ضوئي يسمى طيف انبعاث.

الجدول الدوري للعناصر

في عام 1834-1907 عمل العالمان الكيميائيان الروسي ديميتري مندليف والالماني لوثر ماير وبشكل مستقل لاكتشافات متماثلة حيث وجدا انه عندما رتبت العناصر حسب الكتلة الذرية في صفوف افقية الواحد تحت الاخر ان العناصر الموجودة في كل عمود رأسي لها خصائص متماثلة . لذلك عند ترتيب العناصر في صفوف واعمدة يلاحظ تكرار منتظم لخصائص العناصر يسمى هذا الترتيب بالجدول الدوري .

تصنيف الجدول الدوري

يتكون الجدول الدوري من سبع دورات وثمانية زمر و الزمرة هي العمود الرأسي في الجدول الدوري للعناصر حيث تترتب العناصر الموجودة في كل زمرة ويكون لها نفس تركيب غلاف التكافؤ من حيث عدد الإلكترونات، وهذا يعطي لهذه العناصر تشابهاً في الخواص .

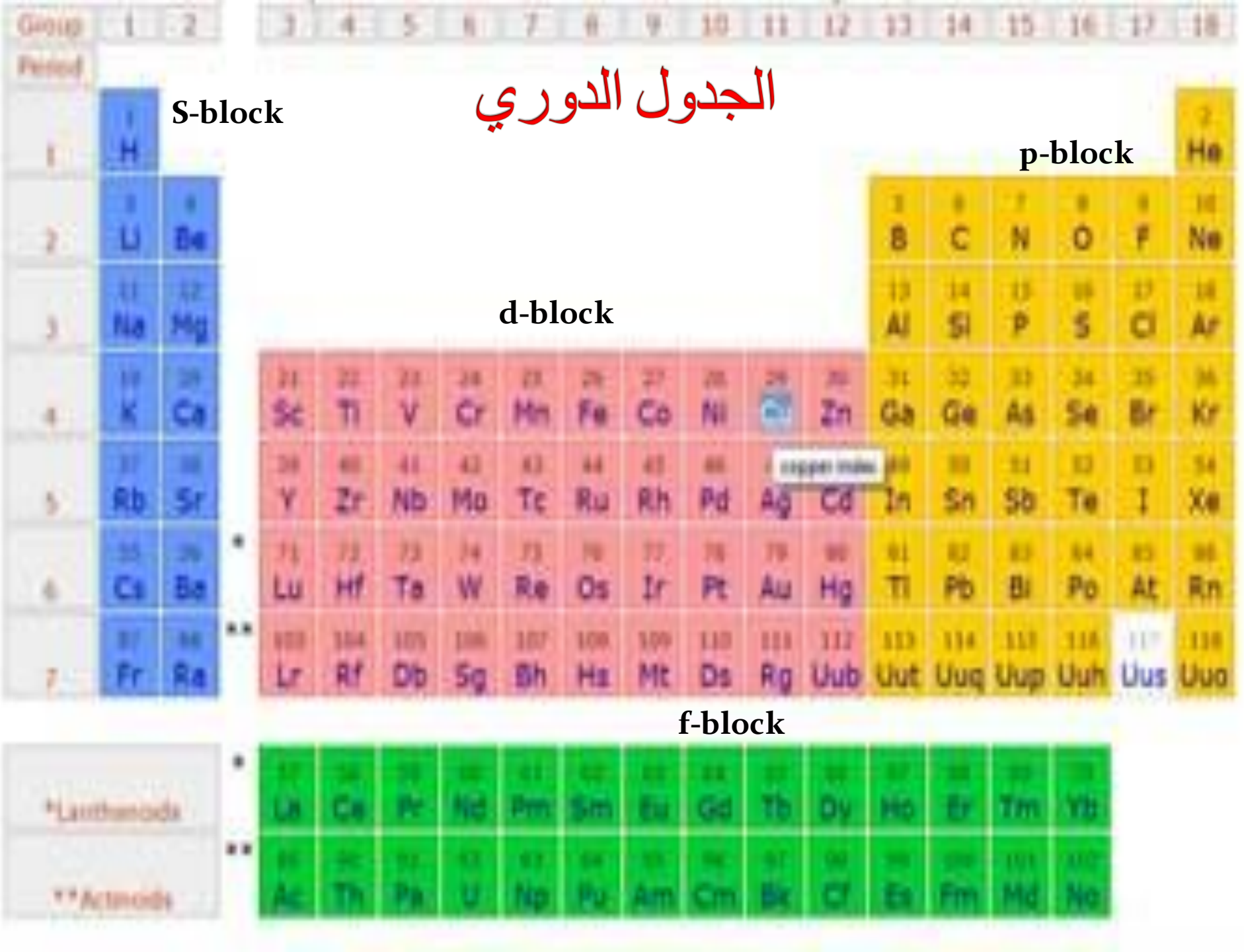
نظراً لاهمية الالكترونات في الغلاف الخارجي (المدار الاخير) فأن الجدول الدوري يقسم الى عدة مناطق تسمى بأسم المدار الفرعي (s , p , d , f) .

مجموعة s :- تظم هذه المجموعة على الزمرتين الاولى والثانية من الجدول الدوري والتي تشمل الفلزات القلوية وفلزات الاتربة القلوية فضلاً عن الهيدروجين والهليوم .

مجموعة p :- وتتضمن هذه المجموعة ست زمر وتشمل كل عناصر اشباه الفلزات .

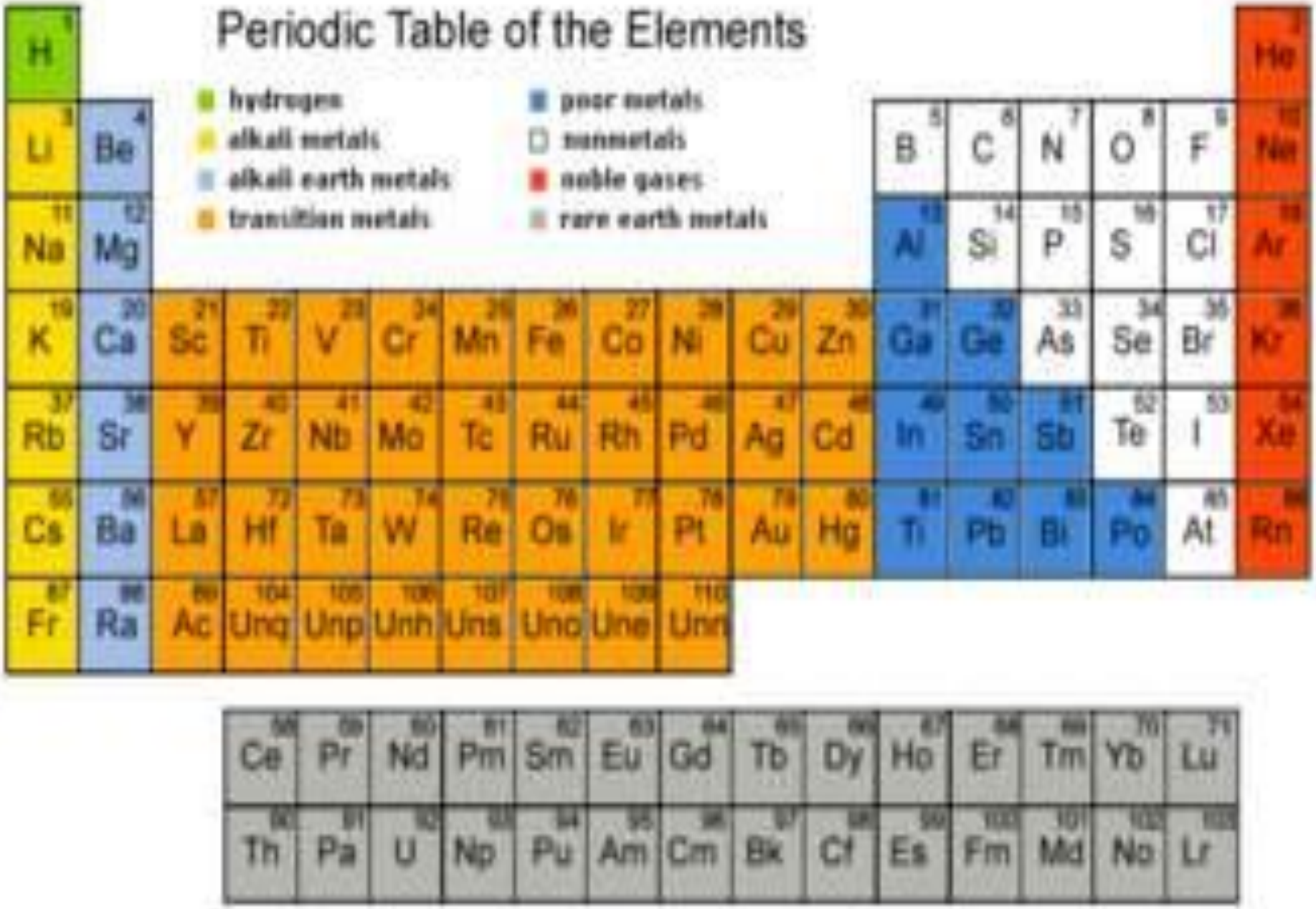
مجموعة d :- وتشمل هذه المجموعة عناصر الفلزات الانتقالية .

مجموعة f :- وتشمل هذه المجموعة على عناصر اللانثانيدات والاكتينيدات وتقع اسفل الجدول الدوري في مجموعتين منفصلتين .


الجدول الدوري
S-block
p-block
d-block
f-block

الفلزات وللافلزات واشباه الفلزات

الفلز metal في علم الكيمياء تعني العنصر الكيميائي الذي يفقد الإليكترونات ليكوّن أيونات موجبة (كاتيونات) وتوجد اصرة فلزية بين ذراته، كما يتم وصف الفلزات أيضا على أنها شبكة من الأيونات الموجبة (كاتيونات) داخل سحابة من الإلكترونات.وتقع الفلزات في ثلاث مجموعات للعناصر التي تتميز بتأينها وخواصها،وعند رسم خط مائل في الجدول الدوري من البورون إلى البولونيوم فإن هذا الخط يفصل الفلزات عن اللا فلزات، وتكون العناصر الواقعة على هذا الخط هي أشباه الفلزات، وتكون العناصر التي تقع أسفل يسار الخط هي الفلزات، والتي تقع أعلى يمين الخط هي اللا فلزات. واللافلزات متوفرة في الطبيعة أكثر من الفلزات، ولكن الفلزات تكون أغلب الجدول الدوري وعددها حوالي 95 عنصر ومن الفلزات المشهورة الألمونيوم ،النحاس، الذهب، الحديد، الرصاص، الفضة، التيتانيوم، اليورانيوم، الزنك. الصور المتآصلة للفلزات تميل لأن يكون لها بريق، لدنة، قابلة للطرق، موصلة، بينما اللا فلزات بصفة عامة تكون هشه (اللا فلزات الصلبة) بدون بريق، عازلة.


Periodic Table of the Elements
hydrogen
alkali metals
alkali earth metals
transition metals
poor metals
nonmetals
noble gases
rare earth metals
H
He
Li
Be
B
C
N
O
F
Ne
Na
Mg
Al
Si
P
S
Cl
Ar
K
Ca
Sc
Ti
V
Cr
Mn
Fe
Co
Ni
Cu
Zn
Ga
Ge
As
Se
Br
Kr
Rb
Sr
Y
Zr
Nb
Mo
Tc
Ru
Rh
Pd
Ag
Cd
In
Sn
Sb
Te
I
Xe
Cs
Ba
La
Hf
Ta
W
Re
Os
Ir
Pt
Au
Hg
Tl
Pb
Bi
Po
At
Rn
Fr
Ra
Ac
Unq
Unp
Unh
Uns
Uno
Une
Unn
Ce
Pr
Nd
Pm
Sm
Eu
Gd
Tb
Dy
Ho
Er
Tm
Yb
Lu
Th
Pa
U
Np
Pu
Am
Cm
Bk
Cf
Es
Fm
Md
No
Lr

الخواص الدورية للجدول الدوري

1-جهد التأين :-

هو الطاقه اللازمة لازالة الكترون من ذرة وهي في ادنى حالات طاقتها ويسمى هذا جهد التأين الاول. نلاحظ ان ذرات الغازات الخاملة وهي العناصر التي في نهاية كل دوره(تمتلك اعلى قيمه من جهد التأين لعناصر تلك الدورة في حين ان العنصر القلوي التي تبتدأ به كل دوره له ادنى قيمه لجهد التأين من بين عناصر دورته والسبب هو ان اضافة شحنه نووية واحده لها تأثير كبير لجذب الالكترون المضاف في الغلاف الذي يميز تلك الدوره . وهناك جهد التأين الثاني وجهد التأين الثالث .

(جهد التأين يزداد بزيادة العدد الذري في الدورة الواحدة ويقل بزيادة العدد الذري في الزمرة الواحدة)

2 -السالبية الكهربائية :-

وهي قدرة ذرة العنصر على جذب الالكترونات المشتركة نحوها عندما ترتبط مع ذرة عنصر اخر.

1 - تزداد السالبية الكهربائية في الدورة الواحدة كلما انتقلنا من اليسار الى اليمين ماعدا الغازات النبيلة سالبيتها صفر .وذلك بسبب قلت نصف القطر الذري فيزداد جذب النواة للاكترون فيسهل جذب الإلكترون .

2 - تقل السالبية الكهربائية في المجموعة الواحدة كلما انتقلنا الى اسفل المجموعة . وذلك بسبب زيادة نصف القطر الذري فيقل جذب النواة لاللكترون فيصعب جذب االلكترون

3 - الخواص الفلزية واللافلزية :-

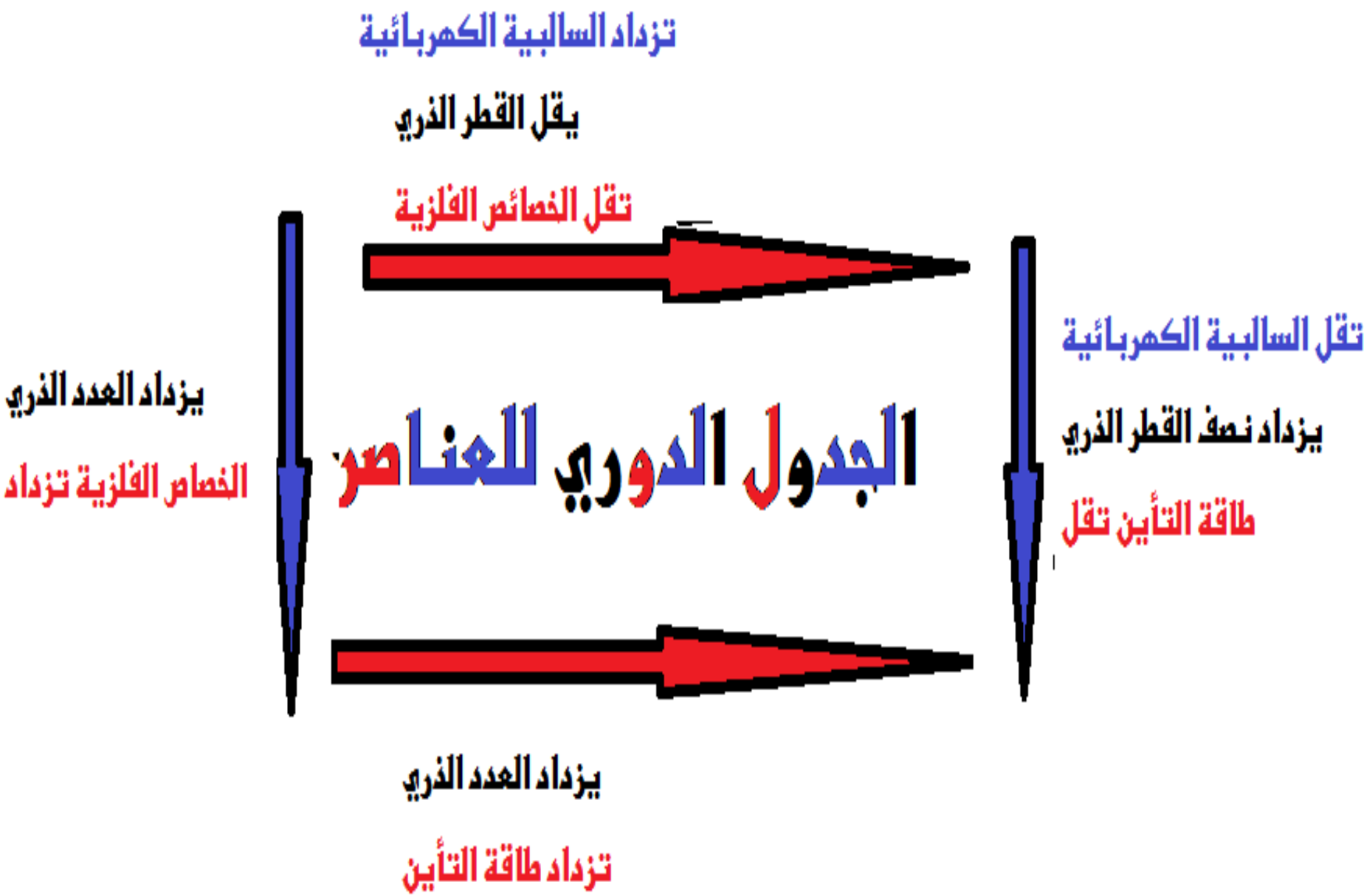
1 – تبدأ الدورة بعنصر فلزي قوي ثم تقل الخاصية الفلزية اذا انتقلنا الى اليمين تدريجيا حتى تصل الى عناصر شبه فلزية ثم تزداد الخاصية اللافلزية الى المجموعة السابعة والتي تعتبر أقوى اللافلزات ثم تأتي العناصر الخاملة.

2 -في المجموعة الواحدة تزداد الخاصية الفلزية كلما انتقلنا الى الأسفل.

4 -أنصاف الأقطار الأيونية :-

ان نصف القطر هو داله او مقياس لمدى اقتراب الذرات من بعضها البعض في حالتي التآصر واللاتاصر وهو احد الخواص التي من خلالها تتبين العلاقة بين عناصر الجدول الدوري.

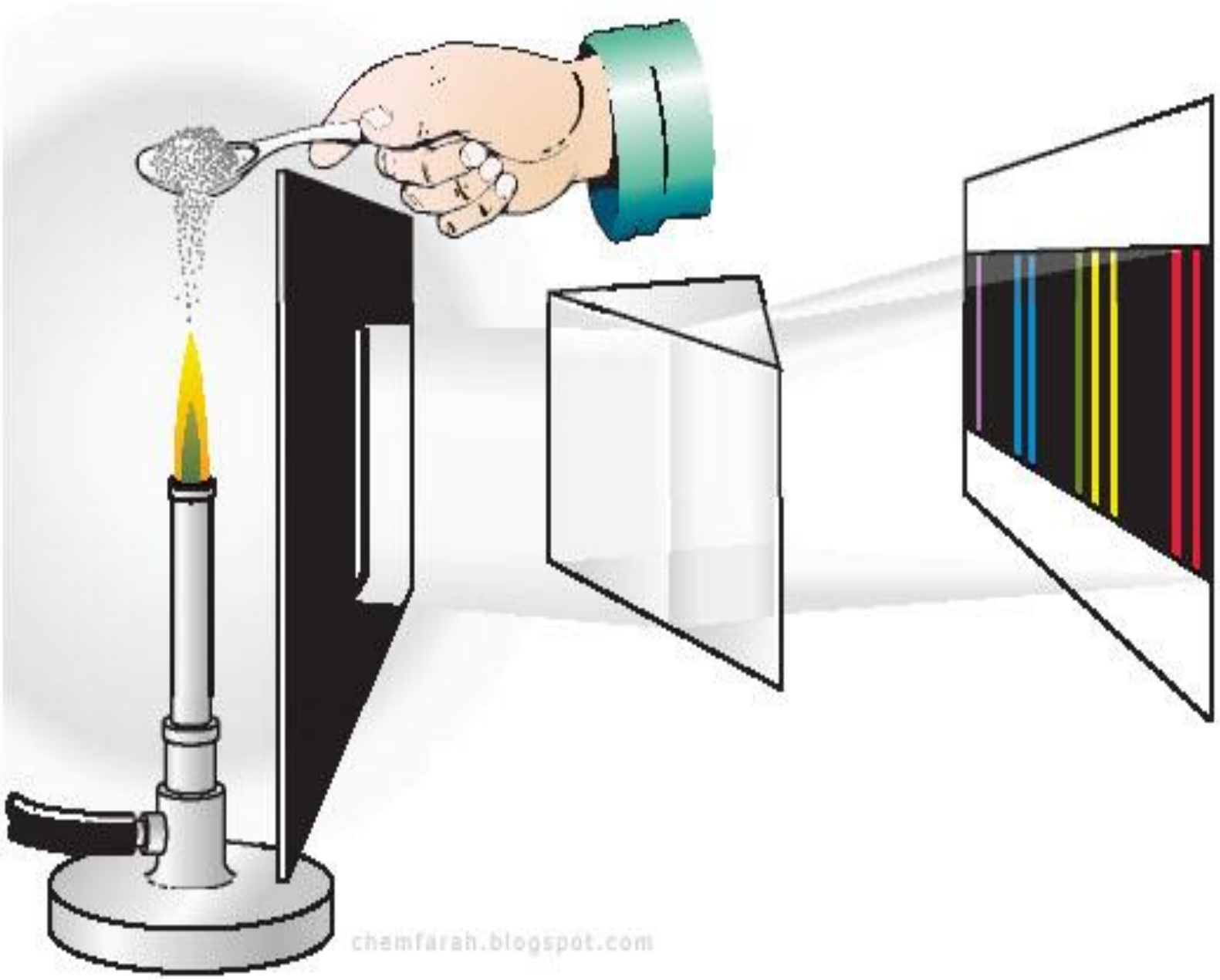
(نصف القطر الذري يقل بزيادة العدد الذري في الدورة الواحدة ويزداد بزيادة العدد الذري في الزمرة الواحدة)


تزداد السالبية الكهربائية
يقل القطر الذري
تقل الخصائص الفلزية
تقل السالبية الكهربائية
يزداد نصف القطر الذري
طاقة التأين تقل
يزداد العدد الذري
الخصائص الفلزية تزداد
الجدول الدوري للعناصر
يزداد العدد الذري
تزداد طاقة التأين

الطيف الذري وأعداد الكم

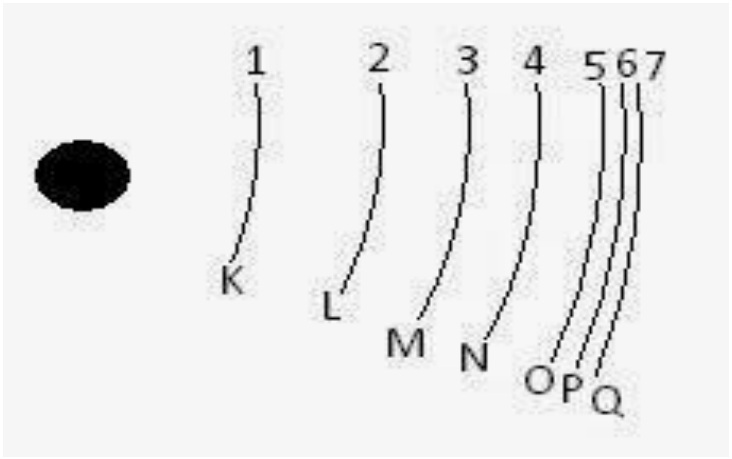
عند مرور تيار كهربائي خلال ذرات عنصر ما في الحالة الغازية وتحت ضغط منخفض فأن ضوء ينبعث من الذرات المتهيجة او المثارة وبتحليل هذا الضوء بواسطة الموشور نحصل على مجموعة من الخطوط تعرف بالطيف الخطي . حيث يتميز كل خط بطول موجي وتردد محددين كما يتميز كل عنصر بطيف يختلف عن الطيف الخطي لذرات عنصر اخر.

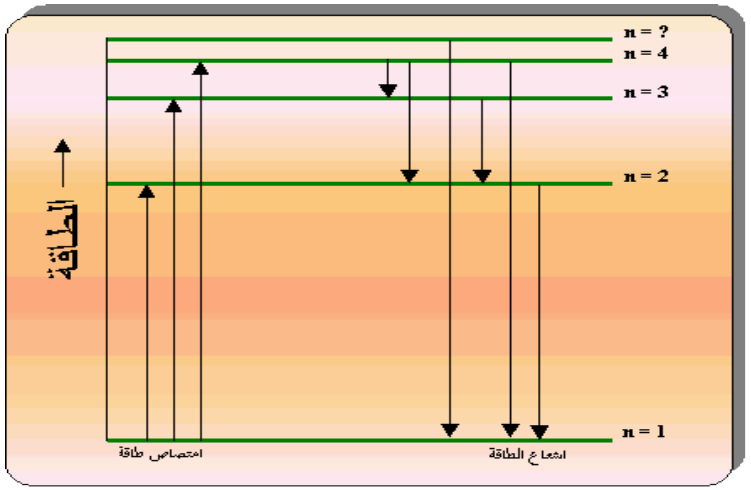
يمكن رؤية الخطوط الطيفية التي تقع ضمن الطيف المرئية (المنطقة المرئية) والتي تمثل الوان الطيف السبعة بالعين المجردة بينما لا يمكن رؤية بقية الخطوط التي تقع ضمن الطيف الكهرومغناطيسي .


chemfarah.blogspot.com

نظرية بور في تفسير الطيف الذري :

باستخدام نظرية بور امكن تفسير خطوط الطيف ذات الترددات المحددة في ذرة الهيدروجين على انها تمثل الطاقة المنبعثة نتيجة لانتقال الالكترون من مستويات طاقية مرتفعة الى مستويات ذات طاقة منخفضة حيث اشار اليها بور بالاحرف K, L, M , N ..... الخ , توافقاً مع الطبيعة الرياضية للنظرية الذرية المسماة بنظرية ميكانيكية الكم فقد اشير لهذه المستويات بعدد يدعى عدد الكم الرئيسي وهو يحدد المستوى الطاقي الرئيسي او المستوى بين النواة والمستوى الطاقي الرئيسي ويرمز لهذا العدد بالحر n حيث يأخذ قيم عددية صحيحة موجبة (1 , 2 , 3 ,4 ...)



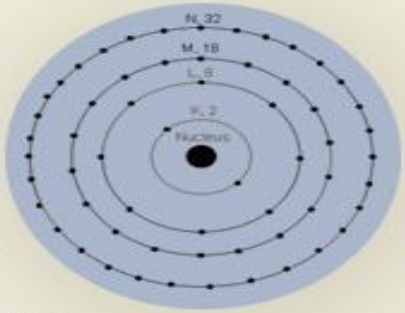


عند استخدام اجهزة تحليل طيفي ذات مقدرة عالية على التحليل لوحظ ان خطوط الطيف ليست منفردة بل تتكون من مجموعة من الخطوط المتقاربة وسميت هذه الظاهرة بظاهرة التراكيب الدقيقة اضافة الى ذلك لوحظ انقسام بعض الخطوط عند مرورها في مجال مغناطيسي حيث تعرف هذه الظاهرة بتأثير زيمان . سميت التراكيب الدقيقة بعدد الكم الثانوي (L) من قبل العالم سمرفلد . اضافة الى ذلك فقد تم تفسير وجود عدد الكم المغناطيسي M_L وعدد الكم المغزلي M_S .

'n' عدد الكم الرئيسي

هو رقم مستويات الطاقة
عدد صحيح يأخذ القيم (١, ٢, ٣, ٤, ...)
عدد الإلكترونات في كل مستوى

$= 2n^2$



'ℓ' عدد الكم الثانوي

يحدد عدد االمستويات الفرعية
بداخل كل مستوى رئيسي
ℓ= صفر،١،٢،٣..إلى (n-١)

$0 \leqslant \ell \leqslant n-1$

ℓ	0	1	2	3	4	5
مستوى فرعي	s	p	d	f	g	h

'ms' عدد الكم المغزلي

يحدد نوع الحركة المغزلية للإلكترون حول محوره
تأخذ اتجاه عقارب الساعة أو عكس عقارب الساعة
تأخذ القيم

+1/2 ، -1/2

'mℓ' عدد الكم المغناطيسي

يحدد اوربتالات االمستويات الفرعية واتجاهاتها
عدد الكم المغناطيس = ℓ- ⟵ ℓ+
عدد الاوربتالات $= n^2$

عدد الاوربتال	1	2	3	4
مستوى فرعي	s	s,p	s,p,d	s,p,d,f

chemfarah.blogspot.com

1- عدد المستويات الفرعية تساوي رقم المستوى المنتمي له فالمستوى الأول له مستوى فرعي واحد والمستوى الثاني له مستويين فرعيين ....الخ .

2- عدد الأوربيتالات في المستوى الأساسي تساوي مربع رقم المستوى n^2

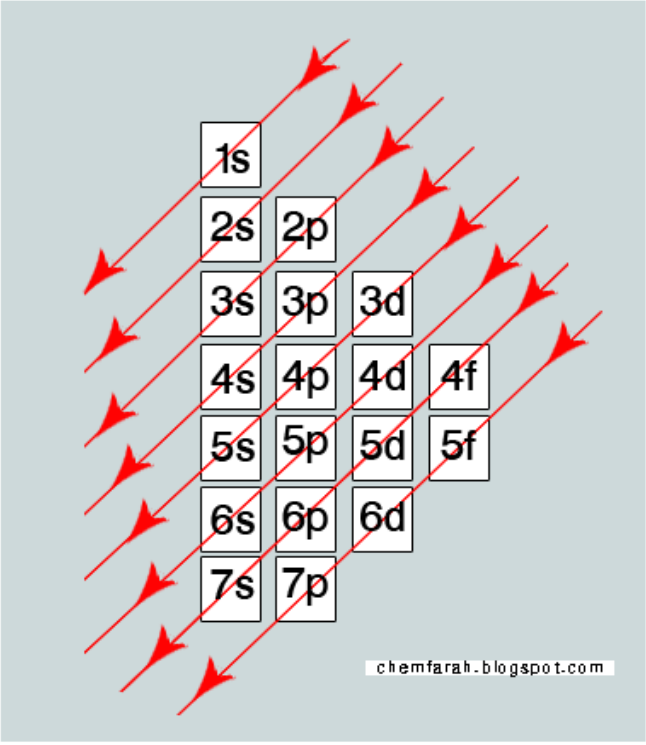
3- عدد الإلكترونات التي يمكن أن يتسع لها المستوى الأساسي تساوي ضعف مربع رقم المستوى $2n^2$

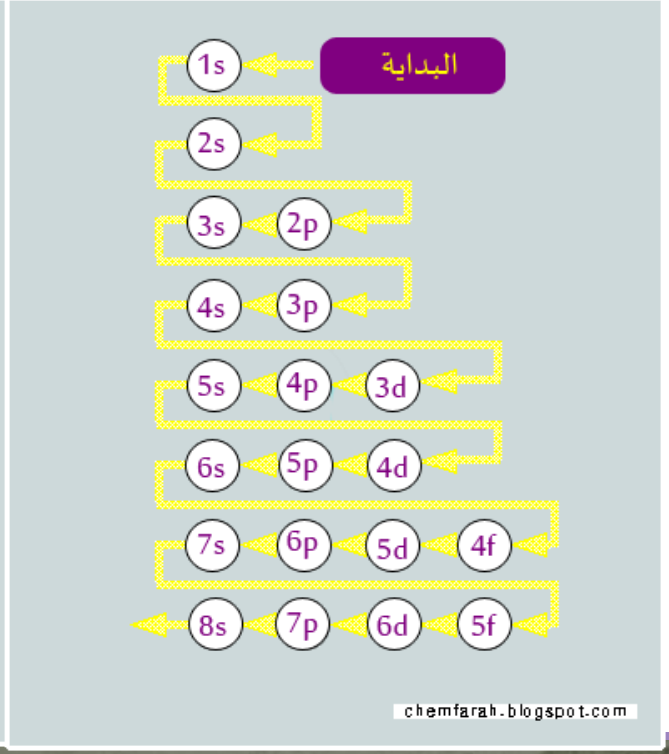
رمز المستوى	رقم المستوى n	عدد المستويات الفرعية	عدد الأوربيتالات n^2	الكترونات $2n^2$
K	1	1s	1	2
L	2	2s , 2p	4=3+1	8
M	3	3s , 3p , 3d	9=5+3+1	18
N	4	4s , 4p , 4d , 4f	16=7+5+3+1	32

ترتيب الإلكتروني للعناصر

يحكم توزيع الإلكترونات في مدارات الذرة عدد من القواعد :

أولاً :- قاعدة أوف باو (مبدأ البناء التصاعدى) :- تدخل الإلكترونات في مستويات الطاقة الفرعية ذات الطاقة المخفضة أولا ثم تملأ الأعلى منها بعد ذلك .





أمثلة :

$_{18}Ar: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

$_{36}Kr: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$

$_{54}Xe: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2 4d^{10}\ 5p^6$

$_{79}Au: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^1\ 4f^{14}\ 6d^{10}$

ملاحظة :- من خلال ما سبق وفقا لقاعدة أوف باو نلاحظ أنه يتم ملء المدار 4s قبل المدار 3d والسبب أن تداخلات المدارات تجعل مدار 3d أعلى في الطاقة من مدار 4s

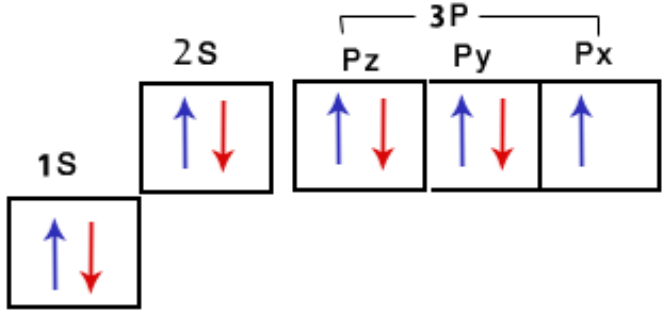
استثناء :- هناك استثناءات لقاعدة أوف باو . حالات استقرار المدار أن يكون ممتلىء أو نصف ممتلىء أو فارغ ولهذا نجد بعض الاستثناءات من قاعدة أوف باو ولتوضيح ذلك نأخذ المثال التالي :

Cu_{29} : $1S^2\ 2S^2\ 2P^6\ 3S^2\ 3p^6\ 4S^1\ 3d^{10}$

ثانياً :- مبدأ باولي للاستبعاد :- ينص هذا المبدأ على أنه لا يمكن أن تتساوى الأعداد الكمية الأربعة لأي إلكترونين في ذرة واحدة .

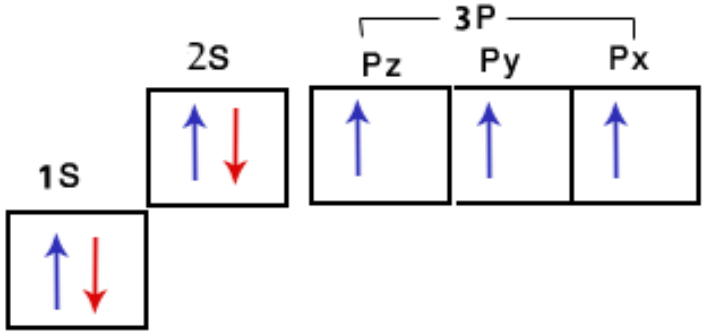
ثالثاً :- قاعدة هوند :- تميل الإلكترونات أن تكون منفردة في المدار الذري ما لم يكن عددها أكبر من عدد المدارات .

مثال $1S^2\ 2S^2\ 2P^5$



chemfarah .blogspot.com

مثال $1S^2\ 2S^2\ 2P^3$



chemfarah .blogspot.com

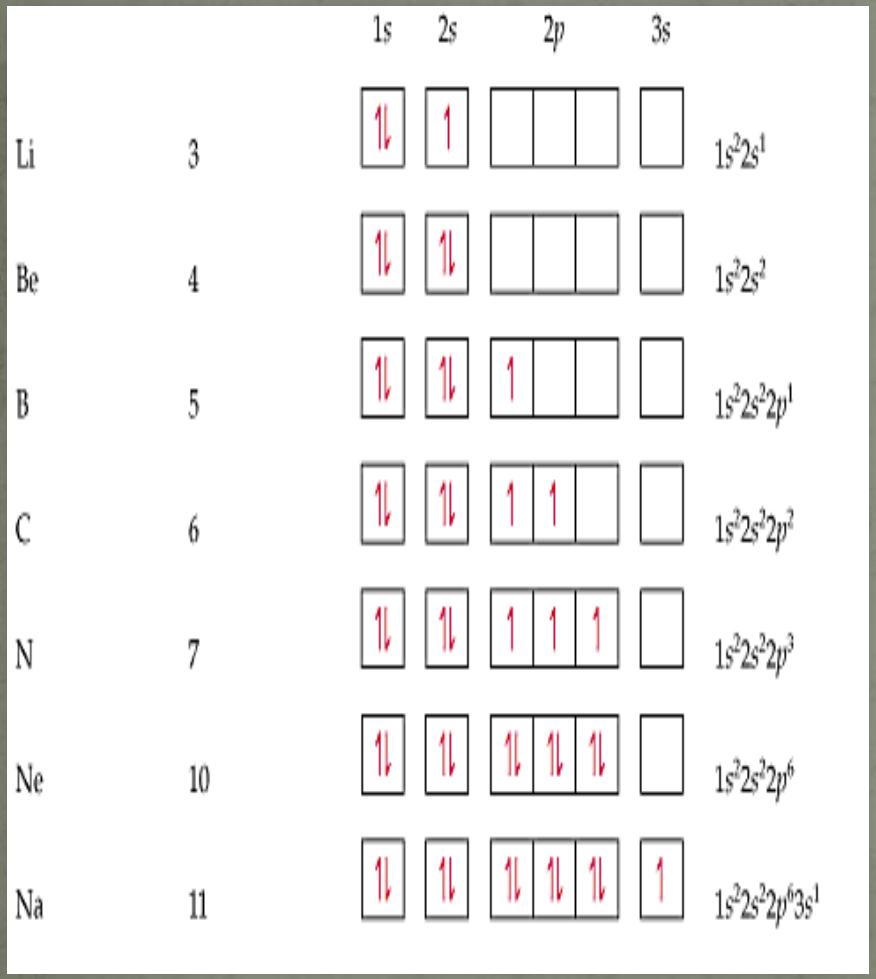
للوصول إلى التركيب الإلكتروني الصحيح لذرة العنصر يجب مراعاة القواعد الآتية :

1 – عدد الإلكترونات التي يتم وزيعها على المدارات الذرة المتعادلة يساوي العدد الذري للعنصر .

2 – لا يحتوي المدار الواحد أكثر من إلكترونين .

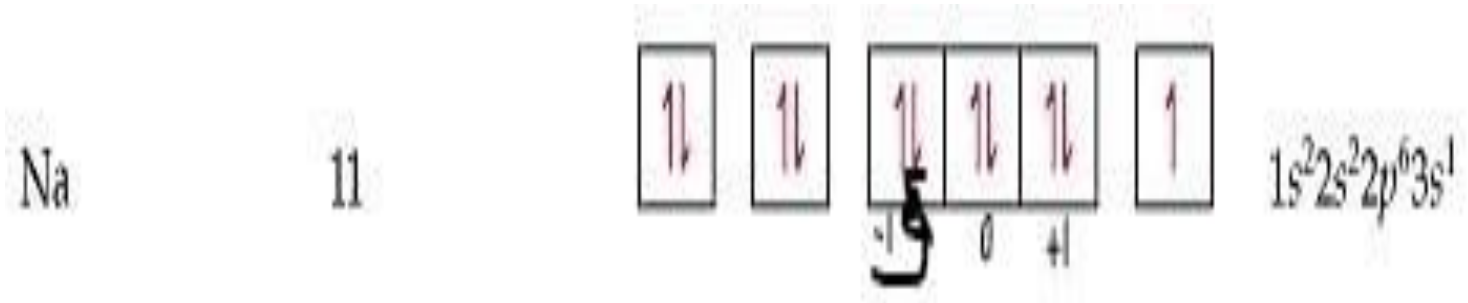
3 – مراعاة قاعدة هوند عند توزيع الإلكترونات على المدارات المستويات الفرعية .

4 – عند توزيع الإلكترونات على المدارات تملأ المدارات بدء من المدار الأقل طاقة فالمدار الأعلى طاقة .



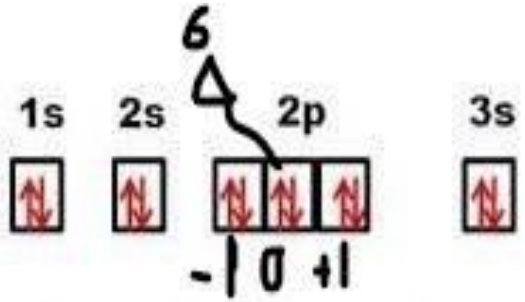
س/ اشر على الإلكترون الذي يحقق أعداد الكم التالية: $n = 2 , \ell = 1 , m\ell = -1 , ms = -1/2$ من بين الإلكترونات الموجودة في ذرة الصوديوم وفقًا للتوزيع الإلكتروني باستخدام المربعات .

الحل : وفقًا للتوزيع الإلكتروني الموضح في ادناه, ففي المستوى الثاني لدينا و 2p , 2s وبما أن قيمة ℓ تساوي 1 , فهذا يعني أن الإلكترون يتواجد في 2p في أحدى الثلاث اوربتالات , وبما أن $m\ell$ = -1 , هذا يعني أن الإلكترون يتواجد في المربع الأيسر (-1) , ولكن هذا الاوربتال ممتلئ, لذا نحتاج إلى عدد أخير لتحديد الإلكترون النهائي , ومن خلال عدد الكم المغزلي ms = -1/2 نجد أن هذا الإلكترون موجود بعكس عقارب الساعة (للأسفل) وهو موضح بالخط الأسود في الصورة نفسها .



س2 / صف الإلكترون رقم 6 باستخدام أعداد الكم مستخدمًا التوزيع الإلكتروني لذرة المغنيسيوم

الحل : نقوم بعد كل إلكترون على حدة في كل مستوى من البداية , المستوى الأول لمدار s ممتلئ , والمستوى الثاني لمدار s ممتلئ أيضًا , هكذا تجاوزنا أول أربعة إلكترونات , الآن ننتقل إلى المستوى الثاني لمدار p , أول إلكترون سوف يقع في المجال 1- , وثاني إلكترون سوف يقع في المجال التالي وهو 0 , هكذا وصلنا للإلكترون السادس الموضح بالخط الأسود في الصورة . قد تلاحظ بأننا تجاوزنا عد الإلكترون الآخر الذي يقع في نفس المجال مع الإلكترون الأول , وهذا طبقًا لقاعدة هوند Hund's Rule التي تنص على أن الإلكترونات تشغل هذه المجالات بشكل منفرد أولًا , ثم يحدث التزاوج وتشغل الإلكترونات الأخرى بنفس الطريقة ولكن باتجاه معاكس .



$Mg: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

س / احسب اعداد الكم للالكترون قبل الاخير في ذرة الكالسيوم

س/ وضح قاعدة باولي باستخدام ذرة الالمنيوم كمثال

س / احسب اعداد الكم للالكترون الاخير في ذرة الكبريت

س / ما هو الترتيب الالكتروني للعنصر الذي يحمل اعداد الكم التالية $n=4$, $l=o$, $M_l = o$, $M_S = -1/2$

س / ما هو اسم و الترتيب الالكتروني للعنصر الذي يحمل العدد الذري 35 وما هي خواصه وما هو موقعه في الجدول الدوري .

أنواع الأواصر الكيميائية

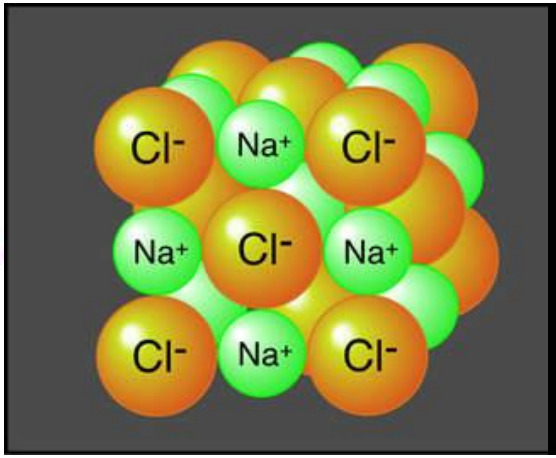
1- الاواصر الأيونية

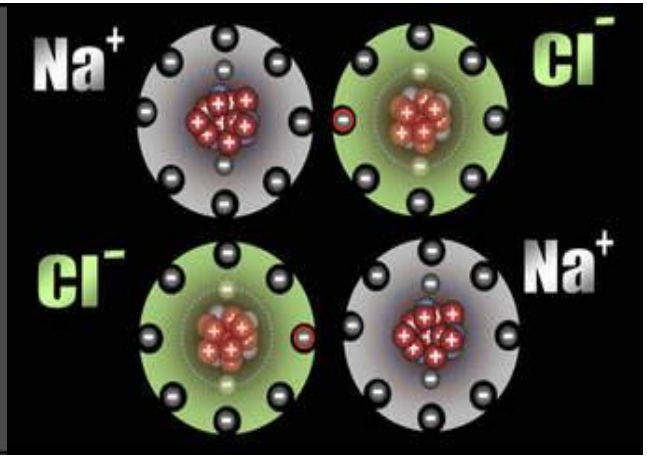
- إن الترابط الأيوني يشمل عملية نقل الإلكترون من ذرة إلي أخرى بحيث تكتسب ذرة واحدة إلكترونًا، بينما تفقد ذرة أخرى إلكترونًا.

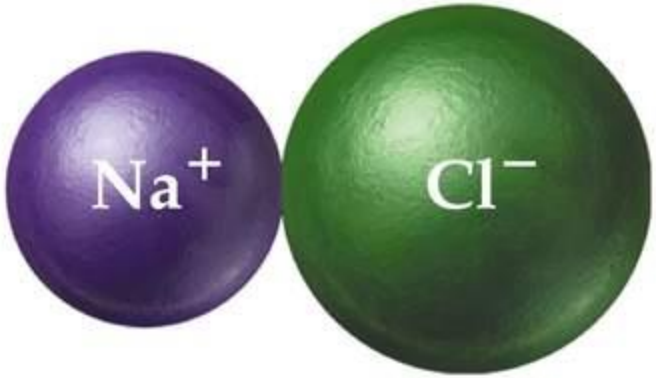
- يحمل أحد الأيونات الناتجة شحنة سالبة anion، والأيون الآخر يحمل شحنة موجبة cation لأن الشحنات المعاكسة تتجاذب، وتتحد الذرات معًا لتشكيل وتكوين جزيء أيوني مكون من شقّين (الموجب والسالب).

- يُعد NaCl من أشهر المركبات التي تحتوي على اصرة أيونية الصوديوم Na^+ يتمثل في الشق الموجب الذي يفقد إلكترون ليتم إعطائه للكلور السالب Cl^- ليتحدا سويًا مكونين جزيء كلوريد الصوديوم NaCl.

e-
Na
Cl
e- attracted to Cl atom
Na+
Cl -
Many ions form ionic crystal


Cl-
Na+
Cl-
Na+
Cl-
Na+
Cl-
Na+
Cl-


Na+
Cl-
Cl-
Na+


Na+
Cl−

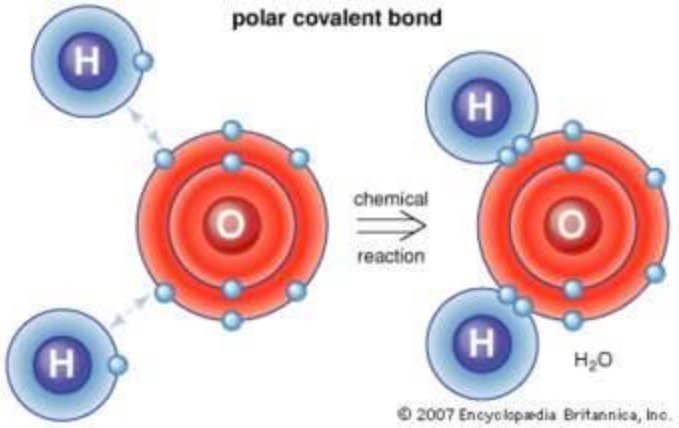
2- الروابط التساهمية

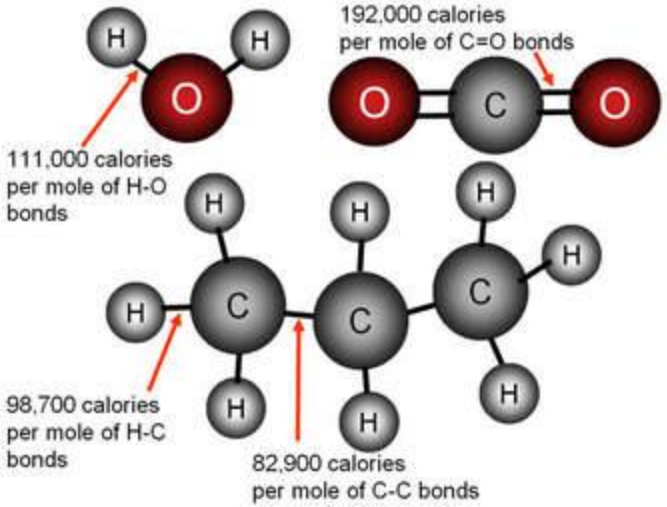
هي الروابط التي تساهم مع بعضها البعض في تكوين وتشكيل جزيء، وهي من أكثر الروابط شيوعًا و تنقسم إلي نوعين وهما الرابطة التساهمية القطبية والغير قطبية أو الروابط الهيدروجينية.

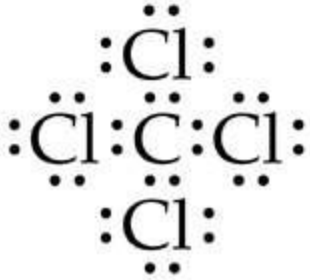
الروابط التساهمية القطبية

قد يحدث العديد من عوامل الجذب المختلفة للإلكترونات في الرابطة التساهمية لذرتان متحدتان مما ينتج شحنة غير متساوية التوزيع هذه النتيجة تُعرف باسم الرابطة القطبية. إنها حالة وسيطة بين الترابط الأيوني والتساهمي؛ حيث يكون أحد طرفي الجزيء مشحونًا سالبًا قليلاً والطرف الآخر مشحون بشحنة إيجابية قليلاً. يشار إلى هذه الاختلالات الطفيفة في توزيع الشحنة في الشكل برموز دلتا الصغيرة مع شحنة مرتفعة (+ أو -).

من الأمثلة المشهورة للروابط القطبية polar هي الماء H_2O، حيث يرتبط جزيء الماء بداخله بروابط تساهمية قطبية.



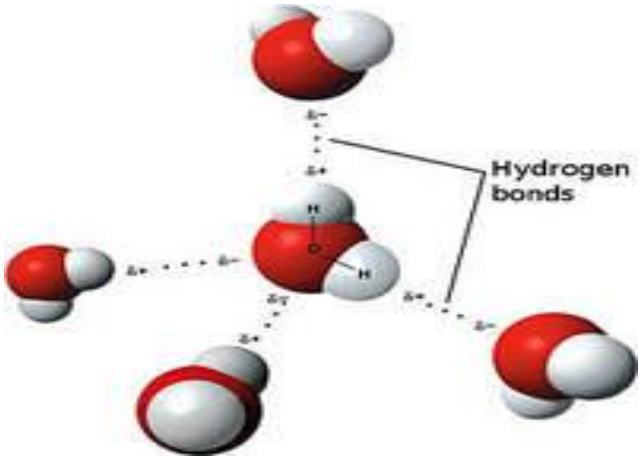




(32 of 32 electrons used)

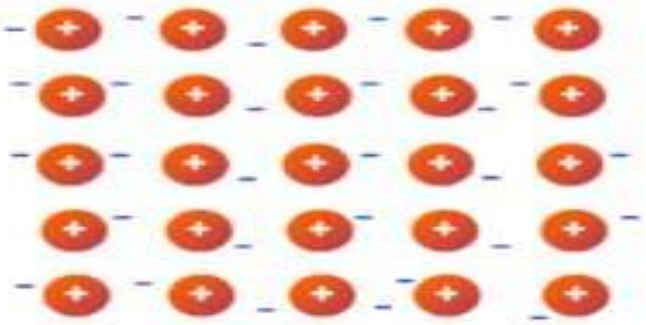
3. الروابط الهيدروجينية

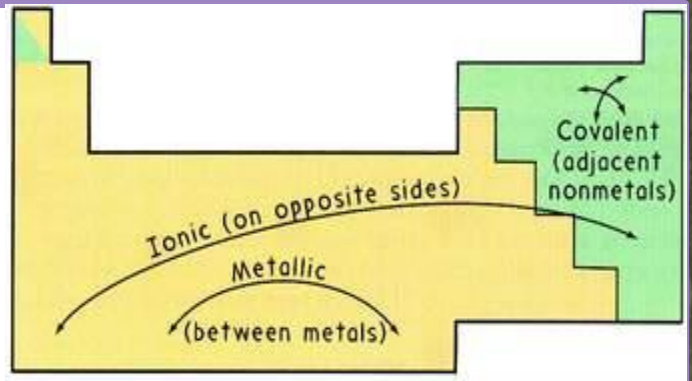
- الترابط الهيدروجيني هو تفاعل يتضمن ذرة هيدروجين تقع بين زوج من الذرات الأخرى التي لها انجذاب كبير للإلكترونات.
- إن هذه الرابطة الهيدروجينية أضعف من الرابطة الأيونية أو الرابطة التساهمية؛ ولكنها أقوى من قوى فانديرفال
- يمكن أن توجد روابط هيدروجينية بين الذرات في جزيئات مختلفة أو في أجزاء من نفس الجزيء.
- مثال على ذلك، ترتبط ذرة فلور أو نيتروجين أو أوكسجين ارتباطًا تساهميًا بذرة هيدروجين



4. الروابط الفلزية أو المعدنية

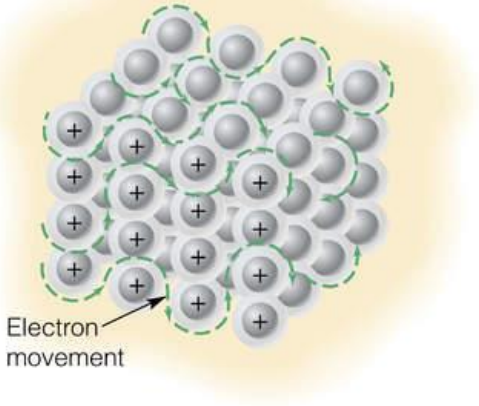
- الرابطة الفلزية أوالمعدنية هي القوة التي تربط الذرات ببعضها البعض في المادة المعدنية المستخدمة.
- تتكون هذه المادة الصلبة من ذرات معبأة بشكل وثيق.
- يتداخل الغلاف الإلكتروني الخارجي -في معظم الحالات- لكل ذرة من الذرات المعدنية مع عدد كبير من الذرات المجاورة؛ نتيجة لذلك، تتحرك إلكترونات التكافؤ باستمرار من ذرة إلى أخرى ولا ترتبط بأي زوج محدد من الذرات.
- فإن إلكترونات التكافؤ في المعادن، على عكس تلك الموجودة في المواد المترابطة تساهميًا، غير ساكنة أو ثابتة، ولها القدرة على التحرك بحرية نسبيًا في جميع أنحاء البلورة بأكملها.
- تصبح الذرات التي تتركها الإلكترونات وراءها أيونات موجبة، ويؤدي التفاعل بين هذه الأيونات وإلكترونات التكافؤ إلى نشوء قوة التماسك أو الارتباط التي تربط البلورة المعدنية معًا.

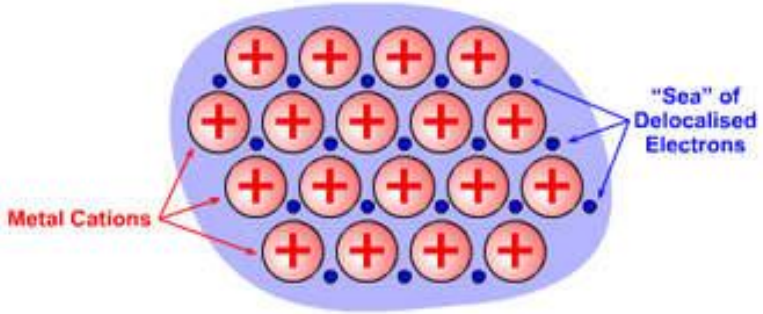




The Metallic Bond

The Metallic Bond is caused by free electrons roaming thru empty orbitals in metals. These *delocalized* electrons (geese on the leese) are not tied to specific atoms. Hence we have good conductors of heat & electricity, malleability, ductility, and flexibility.





التفاعلات الكيميائية Chemical Reactions

تعتبر التفاعلات الكيميائية قلب علم الكيمياء و للكيمياء دور مهم في حياتنا البشرية، فإنها تدخل في العديد من الصناعات والزراعة وايضاً تدخل في مجال الطب كما ان التفاعلات الكيميائية تستخدم لإنتاج مواد جديدة حين إضافة مادة كيميائية على مادة كيميائية أخرى وبوجود ظروف معينة لكل تفاعل بعدها سيتم تفاعل المادتين وانتاج مادة جديدة .

التفاعل الكيميائي: هو عمليّة تتحوَّل فيها المواد المتفاعلة لتنتج مواد مختلفة وجديدة، وقد تكون المواد المتفاعلة إمّا عناصرَ كيميائية أو مركَّبات، وقد عُرفت الكثير من التفاعلات الكيميائية وكانت مُستخدمة ومهمّة منذ القدم؛ مثل تفاعلات حرق الوقود المنُتجة للطاقة، تحويل الرمل إلى زجاج، تفاعلات تحوُّل الحليب إلى الجُبن وغيرها الكثير.

المواد المتفككة والمواد غير المتفككة

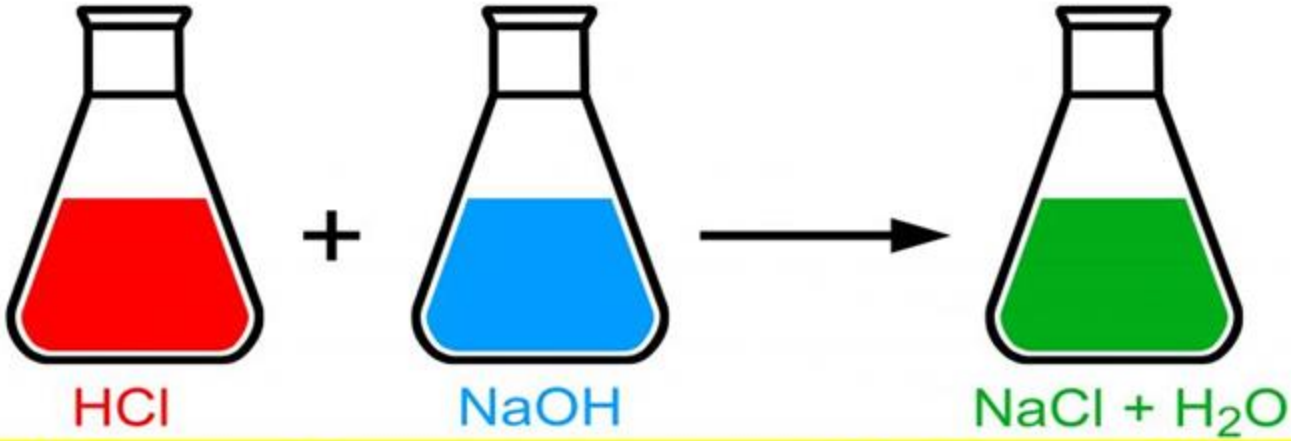
يمكن تقسيم المواد التي تذوب في الماء الى نوعين :

1- المواد المتفككة Electrolytes :- وهي المواد التي تعطي عند تحللها في الماء ايونات ويكون لها قابلية على التوصيل الكهربائي مثل كلوريد الصوديوم NaCl وتكون اما مواد الكتروليتية قوية وهي التي تتحلل تحلل تام في الماء او الكتروليتات ضعيفة وهي التي تتحل او تتفكك جزئياً او ضعيفاً مثل الامونيا وحامض الخليك .

2- المواد غير المتفككة Nonelectrolytes :- وهي المواد التي لا تعطي ايونات عند تحللها في الماء لذلك تكون عديمة التوصيل الكهربائي او ان توصيلها يكون ضعيف جدا.

أنواع التفاعلات الكيميائية

أولاً :- تفاعلات التعادل يمكن تعريف تفاعل التعادل بأنه تفاعل كيميائي بين حامض و قاعدة و ينتج عن ذلك ملح و ماء .ففي تفاعل التعادل ،يحدث اتحاد بين أيونات H^+ وأيونات OH^- فينتج عن ذلك الماء .



Acid + Base ⟶ Salt + H_2O

حمض + قاعدة ⟶ ملح + ماء

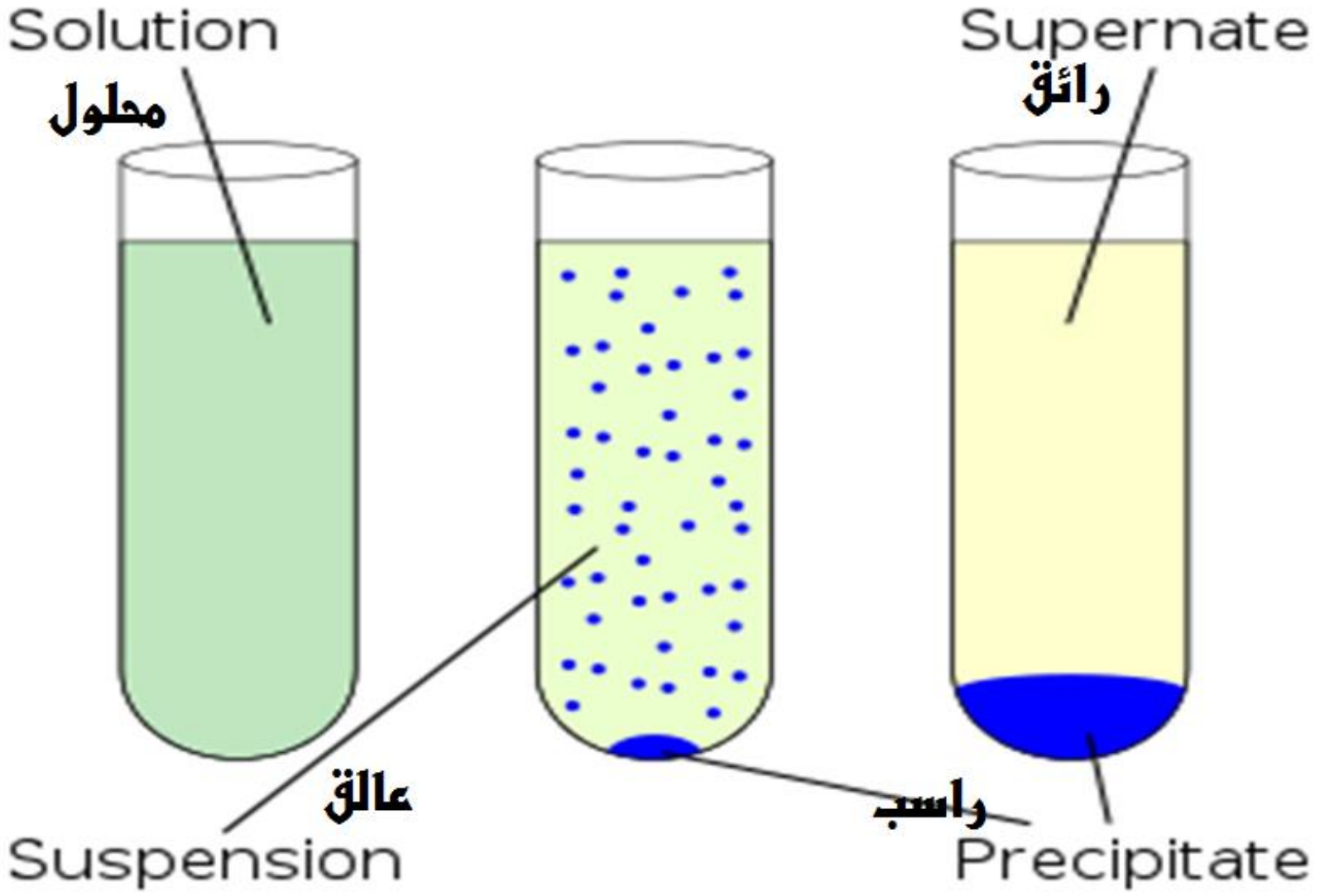
ثانياً :- تفاعلات الترسيب :- تحدث تفاعلات الترسيب عند تفاعل محلول كيميائي يحتوي على أيون موجب (كاتيون) مع محلول كيميائي يحتوي على أيون سالب (أنيون) وبالتالي ينتج مركب صلب غير قابل للذوبان، ويسمّى هذا المركّب (راسب). يمكن توقع راسب المادة المتكونة في المحلول من خلال دراسة قابلية ذوبان المواد المختلفة ، ويتم تعريف القابلية للذوبان على أنها أكبر كمية من المادة القابلة للذوبان التي يمكن حلها في كمية محددة .

ومن اهم طرق الترسيب المعروفة هي :

طريقة Mhor :- تعتمد هذه الطريقة على تكوين مرسب له لون مميز عند نقطة التكافؤ ويستخدم أيون كرومات كدليل لتحديد أيونات الكلوريد أو البروميد من طريقة المعايرة بمحلول نترات الفضة القياسية.

طريقة فاجان: تعتمد هذه الطريقة على الامتزاز الذي يحدث أثناء المعايرة عند نقطة التكافؤ في ظل ظروف معينة. وفقًا لذلك ، فإن ظهور اللون على سطح الترسبات أو اختفائه يشير إلى نقطة التكافؤ.

طريقة فولهارد: في هذه الطريقة يتم استخدام أيون ثلاثي من الحديد كدليل ، ويستخدم محلول قياسي من ثيوسيانات البوتاسيوم في معايرة أيون الفضة .


Solution
محلول
Supernate
رائق
عالق
Suspension
راسب
Precipitate

ثالثاً :- تفاعلات الأكسدة والاختزال Oxidation Reduction Reactions

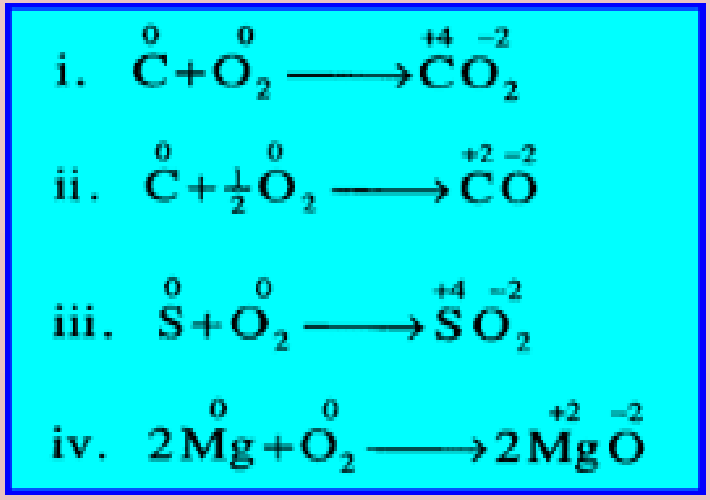
تعرف الأكسدة على أنّها عمليّة فقدان الذرة أو الجزيء لإلكترونات ممّا يجعل شحنتها موجبة، ويسمّى العنصر أو الجزيء في هذا التفاعل بالمؤكسد، والاختزال على النقيض فهي عمليّة اكتساب الذرة أو الجزيء لإلكترونات ممّا يجعل شحنتها سالبة، ويسمّى العنصر أو الجزيء بالمختزل.

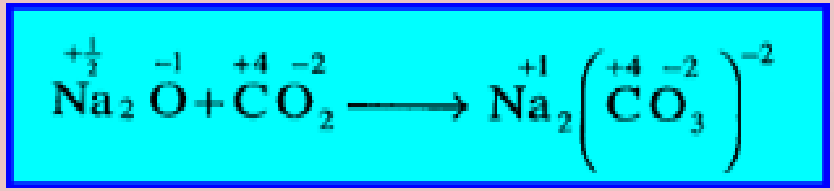
وتقسم تفاعلات الاكسدة والاختزال الى :-

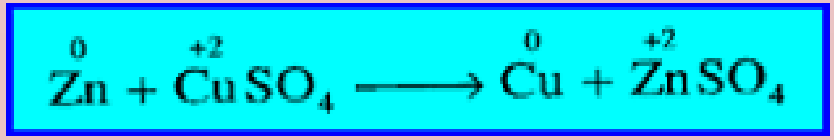
1- تفاعلات الاتحاد او التكوين

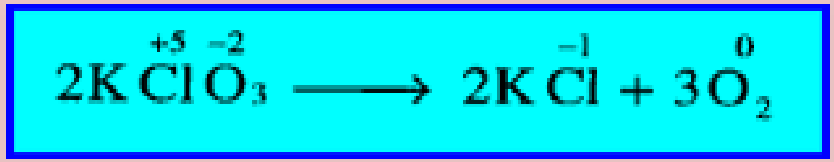
2- تفاعلات الانحلال

3- تفاعلات الاحلال البسيط









لتفاعلات i , ii , iii ازداد رقم التأكسد لكل من ذرتي الكربون Cوذرة الكبريت Sمن صفر إلى (+2 , +4) ، (+4) على التوالي (أكسدة) ونقص رقم التأكسد لذرة الأكسجين O في كل منهما من صفر إلى (-2) (اختزال) ، بينما في التفاعل iv زاد رقم التأكسد لذرة المغنيسيوم Mgمن صفر إلى (+2) (أكسدة) ونقص أيضاً رقم التأكسد لذرة الأكسجين Oمن صفر إلى (-2) (اختزال).

رابعاً :ـ تفاعلات تكوين المعقدات Complex-ion Formation

تميل بعض أيونات الفلزات وخاصة العناصر الانتقالية منها الى الارتباط بواحد أو أكثر من الأيونات أو الجزئيات الأخرى مكونة ما يعرف بالمعقد (Complex) مثلاً:

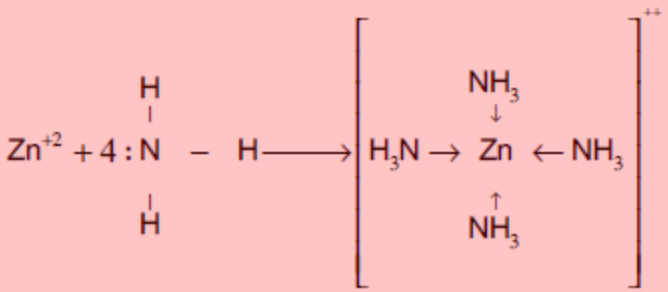
$$Ag^{+} + 2NH_3 \rightleftharpoons Ag[(NH_3)]^{++}$$

$$Ag^{+} + 2CN^{-1} \rightleftharpoons Ag[(CN)_2]^{++}$$

$$Hg^{+2} + 4Cl^{-1} \rightleftharpoons [HgCl_4]^{-}$$

$$Cu^{+2} + 4NH_3 \rightleftharpoons Cu[(NH_3)_4]^{+++}$$

تقاس قابلية الأيون الفلزي لتكوين الأيـون المعقد بثابت الأيون أو ثابت التكوين أو ثابت الاستقرار. و عادة ما تكون الروابط داخل الأيـــــون المعقد روابط تناسقيـــة



بهذا الشكل تكون الأيون المعقد يعتمد على وجود ذرة أو أكثر تحتوى على زوج الكترونات يمكن أن تقدمه الى أيون الفلز لتكوين الرابطة التناسقية ويطلق عليها (الذرة المانحة) مثل ذرة النيتروجين في المثال السابق وقد يحتوى الجزئ أو الأيون القابل الارتباط بأيون الفلز أو ذرتين مانحتين أو أكثرمن ذلك، مثل الايثلين ثنائي الأمين ومثل هذه الجزيئات أوالايونات التي يرتبط فيها الجزيئي بالكاتيون الفلزي من رابطة تناسقية ينشأ عنها تكوين ايونات معقدة على درجة عالية من الثبات.

يطلق على الأيون الفلزي الداخل في تكوين المعقد في التفاعل بالأيون المركزي Central ion تسمى المجموعات التي ترتبط بهذا الأيون المركزي (المتصلات) أو (المرتبطات) Ligands، وتسمى أيضا مجموعات التناسق.

انواع المرتبطات Types of Ligands :-