الجامعة المستنصرية

كلية التربية الاساسية

قسم العلوم- فرع الكيمياء

كيمياء العناصر الممثلة

لطلبة المرحلة الثانية– الفصل الثاني

مدرس المادة

أ.م.رحيم جعفر عزيز

المحاضرة الاولى

كيمياء العناصر الممثلة:

هي دراسة العناصر الكيميائية بالجدول الدوري الحديث التي تندرج بها الخواص الفيزيائية و الكيميائية تدرجا منتظما بخلاف العناصر الانتقالية.
وهي تنقسم إلى مجموعتين هما:

1. عناصر الفئة S وهي تمثل عناصر المجموعة الأولى والثانية في الجدول الدوري.
2. عناصر الفئة P وهي تمثل عناصر المجموعة الثالثة والرابعة والخامسة والسادسة والسابعة في الجدول الدوري.

الجدول الدوري وتركيبه:

يتعذر على الكيميائي الإلمام بالخواص الفيزيائية والكيميائية لكل العناصر؛ لذا يعتبر الجدول الدوري الوسيلة (بل أهم أداة) لدارسي علم الكيمياء لتيسير دراستهم لعناصر متعددة, وهو عرض جدولي للعناصر الكيميائية المعروفة.

الجدول الدوري

ويسمى الجدول الدوري للعناصر الكيميائية بجدول مندليف [عالم الكيمياء السوفيتي ديمتري مندلييف (Mendeleev, 1869)]، الذي يعتبر من أول العلماء الذين أرسوا القواعد الأساسية لتركيب هذا الجدول.

وترجع محاولة تصنيف العناصر ضمن مجموعات متميزة تتشابه في خواصها الكيميائية إلى القرن التاسع عشر. ومن خلال هذا الجدول يمكن توقع وفهم خواص العناصر (الخواص الفيزيائية والكيميائية لعنصر ما) كما يمكن توقع الى حد كبير وصحيح الخواص الفيزيائية والكيميائية للعناصر التي تقع في زمرة أو دوره هذا العنصر.
اعتبر أرسطو طاليس عام 330 ق.م. أن الكون يتألف من أربعة عناصر هي (أرض، هواء، نار وماء)، وصنّف لافوازيه عام 1770م 33 عنصر وفرق بين الفلزات (المعادن) واللافلزات. وعلى الرغم من وجود هذه المحاولات او الجداول التي سبقت جدول مندلييف إلا إنَّ بناء هذا الجدول يعزى بشكل عام إلى هذا العالم. حيث قام بترتيب العناصر اعتماداً على الوزن الذري التصاعدي واستمر درج تاريخ الجدول الدوري وتطوره لحين ظهوره بالشكل المعروف حالياً]، وقد قام هنري مزلي عام 1911م بإعادة ترتيب الجدول الدوري حسب ازدياد العدد الذري.

تصنيف العناصر في الجدول الدوري:

يحتوي الجدول الدوري على 117 عنصر، تقوم الإلكترونات بالدور الأكثر أهمية في تحديد الخواص الفيزيائية والكيميائية لهذه العناصر؛ (بالأخص الإلكترونات الموجودة في مستويات الطاقة الخارجية التي تعرف بإلكترونات التكافؤ)، ويعتمد تصنيف العناصر في هذا الجدول على هذه الخواص حيث:-

* تصنف هذه العناصر إلى (7) صفوف تسمى دورات مفردها دورة (ترتب فيها العناصر حسب ازدياد العدد الذري وكلها تمتلك عدد كم رئيسي n نفسه)، وإلى (18) عمود تسمى زمر مفردها زمرة (حيث أن العناصر في نفس الزمرة تحتوي على نفس العدد من الإلكترونات في غلاف التكافؤ الخارجي).

* كما صنفت العناصر من خلاله إلى فلزات (لها القدرة على فقدان إلكترونات بسهولة والتحول إلى أيونات موجبة M^{+x})، وإلى لافلزات (لها القدرة على اكتساب إلكترونات والتحول إلى أيونات سالبة M^{-x})، وإلى أشباه فلزات (لها خواص وسط بين الفلزات واللافلزات).
* كما يمكن تصنيف العناصر إلى أربعة تجمعات أو بلوكات (Blocks) تبعاً لنوع المستوى الثانوي الذي ينتهي به الترتيب الإلكتروني للعنصر (s, p, d , f)؛ حيث تقع عناصر تجمع-s في أقصى يسار الجدول الدوري وتضم الزمرتين IA وIIA والتي ينتهي ترتيبها الإلكتروني بمستوى الطاقة الثانوي s (عدا الهيليوم He يوضع مع العناصر النبيلة في أقصى اليمين).
وتقع عناصر تجمع-p في أقصى يمين الجدول الدوري والتي ينتهي ترتيبها الإلكتروني بمستوى الطاقة الثانوي p، وتشمل ستة زمر الخمسة الأولى منها هي (VIIA, VIA, VA, IVA, IIIA) والزمرة الأخيرة التي تقع أقصى اليمين (الزمرة VIIIA أو الزمرة صفر) فتسمى بزمرة العناصر النبيلة. ويطلق على عناصر التجمعين (s, p) بعناصر المجموعة A.
وتسمى العناصر التي تكون ممتلئة جزئياً بالإلكترونات في الأغلفة الثانوية s وp وكذلك زمرة العناصر النبيلة بالعناصر الممثلة أو عناصر المجموعة A.
بينما تقع عناصر تجمع- d في وسط الجدول الدوري وهي عناصر فلزية ينتهي ترتيبها الإلكتروني بمستويي الطاقة الثانويين (s, d) ويطلق عليها العناصر الانتقالية الرئيسية (Main Transition elements) أو عناصر المجموعة B.
كما تقع عناصر تجمع-f في أسفل الجدول الدوري وينتهي ترتيبها الإلكتروني بمستوى الطاقة الثانوي (f) ويطلق عليها العناصر الانتقالية الداخلية (Inner-transition elements) وتضم (14) زمرة وتنتمي إلى الدورتين السادسة والسابعة.

تقسيم الجدول الدوري (حسب البلوكات) block

يقسم الجدول الدوري الحديث إلى مجموعتين هما (A , B) وتضم كل مجموعة عدد من العناصر التي تتشابه في خواصها الكيميائية و الطبيعية و يكون تقسيمها على النحو التالي :

1- العناصر الممثلة: المجموعة (A) (Group A) : وتشمل في داخلها ثمان مجموعات:

وتقسم الى قسمين:

أ- عناصر S-block

وتضن العناصر التي تكون الكترونات تكافؤها موجودة في اوربيتال (s) وتكون لهذه العناصر درجة انصهار واطئة وكثافة واطئة وتحتوي على زمرتين

عناصر الزمرة الاولى Group IA (مجموعة الفلزات القلوية)

تضم هذه المجموعة عناصر (Li_3, Na_{11}, K_{19} ,Rb_{37}, Cs_{55}, Fr_{87}) وتسمى بالمعادن القلوية Alkali Metals وتمتاز هذه العناصر بحالة الأكسدة الأحادية .
وتزداد فعالية هذه العناصر من Li الى Fr وتتفاعل بشدة وتكون القواعد الناتجة قواعد قوية
والصفات المشتركة لهذه العناصر هي:

- يحتوي اوربتال s على الكترون واحد
- ذات صفات قاعدية
- عدد التاكسد +1
-

عناصر الزمرة الثانية Group IIA : (مجموعة الفلزات الاترية القلوية)

تضم هذه المجموعة العناصر (Be_4, Mg_{12}, Ca_{20}, Sr_{38}, Ba_{56}, Ra_{88}) وتعرف بالمعادن القلوية الترابية Alkali Earth Metals وحالة الأكسدة المميزة لها هي الثنائية .
وتكون عناصر هذه الزمرة اكثر صلابة من العناصر القلوية وتكون هيدروكسيدات هذه العناصر قابلة للذوبان في الماء ماعدى Ba(OH)2 والصفات المشتركة لهذه العناصر

- يحتوي اوربتال s على (ns2)
- اعداد التاكسد 2+
- لها صفات قاعدية اقل من العناصر القلوية

أ) عناصر p- block المجموعات (Groups-p)

وتضم العناصر الذي يحتوي مدارها الاخر على اوربيتال (p) وايضا تقسم الى

3- عناصر مجموعة البورون الزمرة الثالثة Group III A (ns^2 np^1)

تضم هذه المجموعة (B_5, Al_{13}, Ga_{31}, In_{49}, Tl_{81}) وتمتاز بالحالة التأكسدية الثلاثية واوكسيدات هذه العناصر صفات فلزية.

4- عناصر مجموعة الكاربون الزمرة الرابعة Group IV A (ns^2 np^2)

تضم المجموعة عناصر : (C_6, Si_{14}, Ge_{32}, Sn_{50}, Pb_{82}) وإحدى حالات الأكسدة المميزة لهذه العناصر (+4) ويمتلك عنصر الرصاص صفات فلزية اما الكاربون لافلز وبقية العناصر اشباه فلزات.

5- عناصر مجموعة النتروجين الزمرة الخامسة Group V A : (ns^2 np^3)

تشمل هذه المجموعة عناصر : (N_7, P_{15}, As_{33}, Sb_{51}, Bi_{83}) ومن حالات الأكسدة المميزة هي الحالة الثلاثية +3 و الخماسية +5 وتمتلك اكاسيدها صفات حامضية وتقل بزيادة العدد الذري للعناصر .

6-عناصر مجموعة الاوكسجين الزمرة السادسة Group VI A : (ns^2 np^4)

تضم عناصر (O_8, S_{16}, Se_{34}, Te_{32}, Po_{84}) وتتميز بالحالة الثنائية السالبة -2 و السداسية+6 .

7- عناصر مجموعة الهالوجينات الزمرة السابعة Group VII A : (ns^2 np^5)

وتشمل (F_9, Cl_{17}, Br_{35}, I_{53}, At_{85}) .

ونكون هيدريدات هذه العناصر ذات صفات حامضية

8- عناصر الغازات النبيلة الزمرة الثامنة Group VII A : (ns^2 np^6) عدى He

تعرف عناصر هذه المجموعة بالغازات الخاملة (Inert Gases) وهي (He_2, Ne_{10}, Ar_{18}, Kr_{36}, Xe_{54}, Rn_{86}) ولامتلاء أغلفتها الإلكترونية بالإلكترونات فإن الحالة التأكسدية المميزة لها هي الصفر .

المجموعة (B) :

العناصر الانتقالية الرئيسية d- block

هي العناصر التي يكون فيها المدار d , f مملوء جزئيا في حالة من حالات أكسدتها .

★ موقعها في الجدول الدوري :

تقع في وسط الجدول الدوري وتنقسم إلى :

1 ـ العناصر الانتقالية الرئيسية :

هي مجموعة من العناصر التي ينتهي تركيبها الإلكتروني لمجال التكافؤ s,d وتتوزع في { ثلاث متسلسلات } يحتوي كل منها على { عشرة } عناصر .

2 ـ العناصر الانتقالية الداخلية :

هي مجموعة من العناصر التي ينتهي تركيبها الإلكتروني لمجال التكافؤ d,f وتشمل سلسلتين تقع في الجزء السفلي من الجدول الدوري وتحوي كل منها على { أربعة عشر } عنصرا تعرف بمتسلسلة الأنثانيدات ومتسلسلة الأكتينيدات .

الخواص الكيميائية للعناصر الأنتقالية :

تتميز العناصر الأنتقالية بخواص تميزها عن بقية العناصر منها :-

1. تكوينها حالات تأكسد مختلفة .
2. تكوينها أيونات و مركبات ملونة .
3. تكوينها مركبات ذات خواص بارا مغناطيسية .
4. تكوينها المركبات المعقدة .

(ب)

الدورات (Periods) :

يقسم الجدول الدوري حسب عدد العناصر إلى نوعين من الدورات قصيرة و طويلة و وأن بداية كل دورة يمثل غلاف إلكتروني جديد.

(1) الدورات القصيرة :

يظهر في الجدول ثلاث دورات قصيرة على النحو التالي:

الدورة القصيرة الأولى : تضم هذه الدورة عناصر الهيدروجين و الهليوم فقط ويمتلأ الغلاف الإلكتروني الأول (n =1) .

الدورة القصيرة الثانية : تشمل هذه الدورة ثمانية عناصر هي :

(Li , Be, B, C, N, O, F, Ne.) وهي الدورة التي يمتلأ فيها الغلاف الإلكتروني الثاني (n =2) .

الدورة القصيرة الثالثة : هنا يمتلأ الغلاف الإلكتروني الثالث بالإلكترونات وتضم ثمانية عناصر هي (Na, Mg, Al, Si , P, S Cl, Ar) .

(2) الدورات الطويلة : توجد أربع دورات طويلة على النحو التالي :

*** الدورة الطويلة الأولى :**

تضم هذه الدورة (18) عنصر تبدأ بالبوتاسيوم (K) وتنتهي الكربتون(Kr) وتشمل عناصر الصف الأول للعناصر الانتقالية (Sc - Zn) .

*** الدورة الطويلة الثانية :**

تضم هذه الدورة أيضاً (18) عنصرا تبد اً من الروبيديوم (Rb) إلى الزينون (Xe) وتشمل الصف الثاني للعناصر الانتقالية (Y - Cd) .

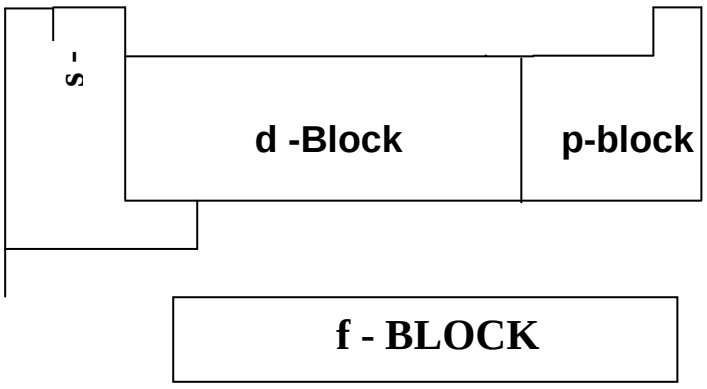
*** الدورة الطويلة الثالثة :**

بالإضافة إلى (Hf - Hg)) عنصر اً منها مجموعة عناصر الصف الثالث الانتقالية 32تضم هذة الدورة (والتي يفرد لها مكاناً خاصاً في أسفل الجدول الدوري .(La - Lu)مجموعة عناصر اللانثانيدات

•الدورة الطويلة الرابعة :

تضم هذه الدورة (17) عنصر اً أهمها مجموعة عناصر الأكتينيدات (Ac - Lw) التي تقع أسفل مجموعة عناصر اللانثانيدات مباشرة .

ملخص ذلك: يقسم الجدول الدوري إلى قطاعات حسب توزيعها اللالكتروني في ملء الأغلفة الخارجية (Subshells) هي (s, p, d, f) فعناصر المجموعة الرئيسية (A) تقع في القطاعين (s, p) بينما تقع عناصر المجموعة الفرعية (B) في القطاعين (d,f) .



الخواص العامة والدورية للعناصر الرئيسية

(أ) نصف القطر (الحجم الذري)

1- بزداد نصف القطر في الزمرة الواحدة بزيادة العدد الذري
2- بقل نصف القطر في الدورة الواحدة بزيادة العدد الذري
3- يكون نصف قطر الايون الموجب اصغر من نصف قطر ذرته
وذلك بسبب ازاحة الكترون واحد او اكثريؤدي الى تقليل من التنافر بين الشحمات الكهربائية ومن ثم بقلص الحجم الكلي لسحابة الشحنة

$$Cr > Cr^{+2} > Cr^{+3} > Cr^{+6}$$

4- يكون نصف قطر الايون السالب اكبر من نصف قطر ذراته المقابلة وذلك لان اضافة الكترون واحد او اكثر يزيد التنافر بين الشحنات الكهربائية مما يودي الى تمدد الحجم الذري لسحابة الشحنة

$$O^{-2} > O$$

(ب) طاقة التأين Ionization energy

وهي الطاقة اللازمة لنزع الالكترون من الذرة المفردة في الحالة الغازية .

$$M(g) \longrightarrow M(g)^{+} + e^{-}$$

ويلاحظ على قيم طاقة التأين ما يلي

(i) للعناصر القلوية (alkali Metals) ادنى قيمة طاقة تأين لأنها تحتوي على إلكترون واحد فقط في مدارها الأخير بالإضافة الى كبر حجمها.

(ii) للغازات النبيلة (inert gases) اعلي قيم لطاقة التأين حيث يوجد امتلاء تام لأغلفتها بالإلكترونات ولصغر حجمها .

(iii) تزداد قيم طاقة التأين في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين(زيادة العدد الذري) والسبب صعوبة نزع الإلكترون لزيادة قوى التجاذب بين الإلكترونات والنواة

(iv) تقل قيم طاقات التأين في الزمرة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل(زيادة العدد الذري) لسهولة نزع إلكترون المدار الأخير لبعده عن النواة.

(ج) الألفة الالكترونية Electron Affinity

وتعرف بأنها التغير في الطاقة نتيجة اكتساب الذرة (في الحالة الغازية) لإلكترون مكونة الأيون السالب وهذه الطاقة تساوي طاقة تأين الأيون السالب الناتج.

$$M_{(g)} + e \longrightarrow M^{-}_{(g)} + energy$$

(i) تزداد قيمتها في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين والسبب لسهولة جذب الإلكترونات نحو النواة وذلك لميل الذرات لملئ مداراتها بالإلكترونات .

(ii) تقل قيم الألفة الإلكترونية في كل زمرة من الأعلى إلى الأسفل لان إلكترونات المدارات الخارجية اقل ارتباطاً بالنواة.

(iii) للهالوجينات أعلي قيم للألفة الإلكترونية والسبب أنه ينقصها إلكترون واحد لكى تصل لوضع العناصر الخاملة.

د) الكهروسالبية Electronectivity

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

1) تقل قيم الكهروسالبية في الزمرة الواحدة من الأعلى للأسفل(زيادة العدد الذري)
2) تزداد الكهروسالبية في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين (زيادة العدد الذري).
3) تكون أعلى قيم كهروسالبية لعناصر الأكسجين والنيتروجين والكبريت والهالوجينات.
4) تكون آدنى قيمه كهروسالبية للعناصر القلوية والعناصر القلوية الأرضية .
5) تزداد السالبية الكهربائية بزيادة العدد الذري التاكسدي للذرة الواحدة

$$Mn^{+6} > Mn^{+4} > Mn^{+2}$$

الخواص العامة للعناصر المعدنية واللامعدنية:

1- العناصر المعدنية (الفلزية) :

وتضم مجموعة العناصر المعدنية عناصر الزمرتين الأولى والثانية من النوع(A) وجميع عناصر المجاميع (B) التي تنتهي بالغلاف (d) أو (f) بالإضافة لبعض عناصر الزمر الثالثة والرابعة والخامسة من النوع (A).

وتشترك هذه العناصر بمجموعة من الخواص وهي :

1/ أنها صلبة عند درجات الحرارة الغرفة (عدا عنصر الزئبقHgفهو سائل) ويعزى ذلك إلى قوة الارتباط بين الأيونات الموجبة والإلكترونات المحيطة بها .
2/ درجة انصهارها وغليانها عالية
3/ جيدة التوصيل الكهربائي والحراري لسهولة حركة الكترونات التكافؤ ضمن البلورة.
4/ ذات بريق ولمعان .
5/ كثافتها عالية
6/ قابلة للطرق والسحب .
7/ أعداد تأكسدها موجبة في المركبات .
8/أكاسيدها ذات تأثير قاعدي.

2- العناصر اللامعدنية(اللافلزية) :

وتضم مجموعة من العناصر الغازية ($F_2/N_2/O_2/H_2$ و الغازات النبيلة) ويوجد عنصر واحد من الصنف السائل وهو عنصر البروم أما بقية عناصر المجموعة (الكربون – الفوسفور – الكبريت – السيلينيوم)) فهي صلبة عند درجة حرارة الغرفة

وتشترك هذه العناصر الصفات التالية:

1/ ضعيفة التوصيل الكهربائي والحراري
2/ العناصر الصلبة منها هشة .
3/ لها أعداد تأكسد موجبة وسالبة في مركباتها .
4/ ليست ذات بريق معدني أو لمعان
5/غير قابلة للطرق والسحب
6/أكاسيدها ذات تأثير حامضي

(هـ_) الخواص العامة لأشباه المعادن(أشباه الفلزات) :

وتشمل عناصر(البورون/ السليكون/ الجرمانيوم/ الزرنيخ/ والانتيمون / التيلوريوم/ البلونيوم/الالمنيوم) .
وتجمع بين خواص مجموعة العناصر المعدنية واللامعدنية وتمتاز بأنها أشباه موصلات مما يجعلها ذات أهمية في صناعة الأجهزة الإلكترونية وتتميز أكاسيدها بأنها ذات تأثير أمفوتيري .

أتحاد العناصر مع الأوكسجين

الأكاسيد Oxides هي المركبات التي يتحد فيه الاوكسجين الثنائي مع العناصر الكيميائية وتصنف

1- الأكاسيد الحامضية

2- الأكاسيد القاعدية

3- الأكاسيد الأمفوتيرية

تزداد قابلية إتحاد عناصر الدورة الواحدة مع الأوكسجين لتكوين الأوكسيدات من حالة التأكسد (1+) في عنصر ينتمي للزمرة الأولى أنتهاءا بحالة التأكسد (7+) لعنصر ينتمي الى الزمرة السابعة

الاوكسيد	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
عدد التأكسد	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7

ويلاحظ في هذه الأوكسيدات انها تبدأ بالقاعدية وتنتهي بالحامضية لكن اوكسيد الألمنيوم يسلك سلوكين أحدهما حامضي بتفاعله مع القواعد والأخر قاعدي بتفاعله مع الحوامض وهو لهذا يصنف ضمن الأكاسيد الأمفوتيرية . ويفسر هذا التدرج في تغير صفات الاكاسيد من قاعدية او ايونية في بداية الدورة الى حامضية او تساهمية في نهاية الدورة على ضوء فرق كهروسالبية electronegativity بين الأوكسجين والعنصر الذي يرتبط به. حيث كلما أزداد الفرق بين كهروسالبية الذرتين المرتبطتين أزدادت قطبية المركب الناتج فتزداد بذلك صفاته الأيونية. وان تناقص فرق الكهروسالبية من يسار الدورة الى يمينها يشير الى تنامي الصفات التساهمية بنفس الأتجاه.

أذا أستطاع عنصر أن يكون أكثر من أوكسيد واحد فأن الأوكسيد ذو التساهمية الأكبر(الحامضي) هو الذي يكون العنصر فيه بحالة التأكسد الأعلى. مثل سلسلة أوكسيدات الكروم يلاحظ ان:

CrO_3 أوكسيد حامضي (Cr^{+6})

Cr_2O_3 أوكسيد أمفوتيري(Cr^{+3})

CrO أوكسيد قاعدي (Cr^{+2})