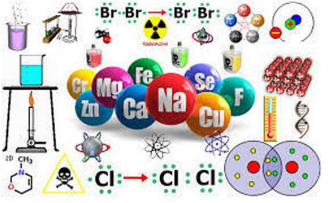
جامعة المثنى
كلية العلوم
قسم الكيمياء

محاضرات الكيمياء اللاعضوية للعام الدراسي 2020-2021

للمرحلة الثانية / الكورس الاول



المحاضرة الاولى
مقدمة عن العناصر الممثلة

اعداد مدرس المادة :م. حيدر شنشول محمد

تقسيم العناصر في الجدول الدوري الحديث

1- تصنيف مندليف : توصل العالم الروسي ديمتري مندليف في عام 1869 والعالم الألماني لوثر ماير كل على انفراد إلى **أن الخواص الطبيعية للعناصر وكذلك الخواص الكيميائية هي تابع دوري لأوزانها الذرية** وعليه تمكن كل منهما من ترتيب العناصر المعروفة آنذاك بخطوط أفقية ورأسية تبعاً لازدياد أوزانها الذرية ووضع مندليف فراغات للعناصر التي لم تكشف بعد وتنبأ بخواصها وببعض خواص مركباتها الكيميائية (Sc , Ga) .

الجدول الدوري الحديث

بعد اكتشاف العناصر الخاملة (Inert Gases) على يد العالمين رامزي (Ramzy) ورايلي (Rayliegh) خلال الفترة (1890-1900) وهي العناصر التي لم يكن مندليف (Mendeleyev) قد ترك لها فراغاً في جدوله الدوري كان لابد من تحديد مكان مناسب لها في الجدول الدوري.وبعد اكتشاف الأشعة السينية (1912) على يد العالم موزلي(Moseley) ودراسته لأطياف الأشعة السينية للعناصر أصبح من الضروري إجراء تعديل على جدول مندليف من أن:

((خواص العناصر الكيميائية والطبيعية تابع دوري لأوزانها الذرية لتكون تابعاً دوريا لأعدادها الذرية)) وبالتالي أصبح الجدول الدوري يتكون من خطوط رأسية تسمى بالمجموعات Groups (الزمر) وأخرى أفقية تعرف بالدورات Periods و هناك تقسم ثالث إلى قطاعات Blocks .

(أ) المجموعات (Groups)(الزمر) :

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 :

المجموعة (A) (Group A) : وتشمل في داخلها ثمان مجموعات:

1- المجموعة الأولى Group IA :

تضم هذه المجموعة عناصر (Li, Na, K ,Rb, Cs, Fr) وتسمى بالمعادن القلوية Alkali Metals وتمتاز هذه العناصر بحالة الأكسدة الأحادية .

2- المجموعة الثانية Group IIA :

تضم هذه المجموعة العناصر (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra) وتعرف بالمعادن القلوية الترابية Alkali Earth Metals وحالة الأكسدة المميزة لها هي الثنائية .

3- المجموعات الثالثة Group III A :

تضم هذه المجموعة (B, Al, Ga, In, Tl) وتمتاز بالحالة التأكسدية الثلاثية .

4- المجموعة الرابعة Group IV A :

تضم المجموعة عناصر : (C, Si, Ge, Sn, Pb) وإحدى حالات الأكسدة المميزة لهذه العناصر الحالة الرباعية .

5- المجموعة الخامسة Group V A :

تشمل هذه المجموعة عناصر : (N, P, As, Sb, Bi) ومن حالات الأكسدة المميزة هي الحالة الثلاثية و الخماسية .

6- المجموعة السادسة Group VI A :

تضم عناصر (O, S, Se, Te, Po) وتتميز بالحالة الثنائية السالبة و السداسية .

7- المجموعة السابعة Group VII A :

تعرف عناصر هذه المجموعة بالهالوجينات (Halogens) (F, Cl, Br, I, At) .

8- المجموعة الثامنة Group VII A :

تعرف عناصر هذه المجموعة بالغازات الخاملة (Inert Gases) وهي (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) ولامتلاء أغلفتها الإلكترونية بالإلكترونات فإن الحالة التأكسدية المميزة لها هي الصفر .

المجموعة (B) :

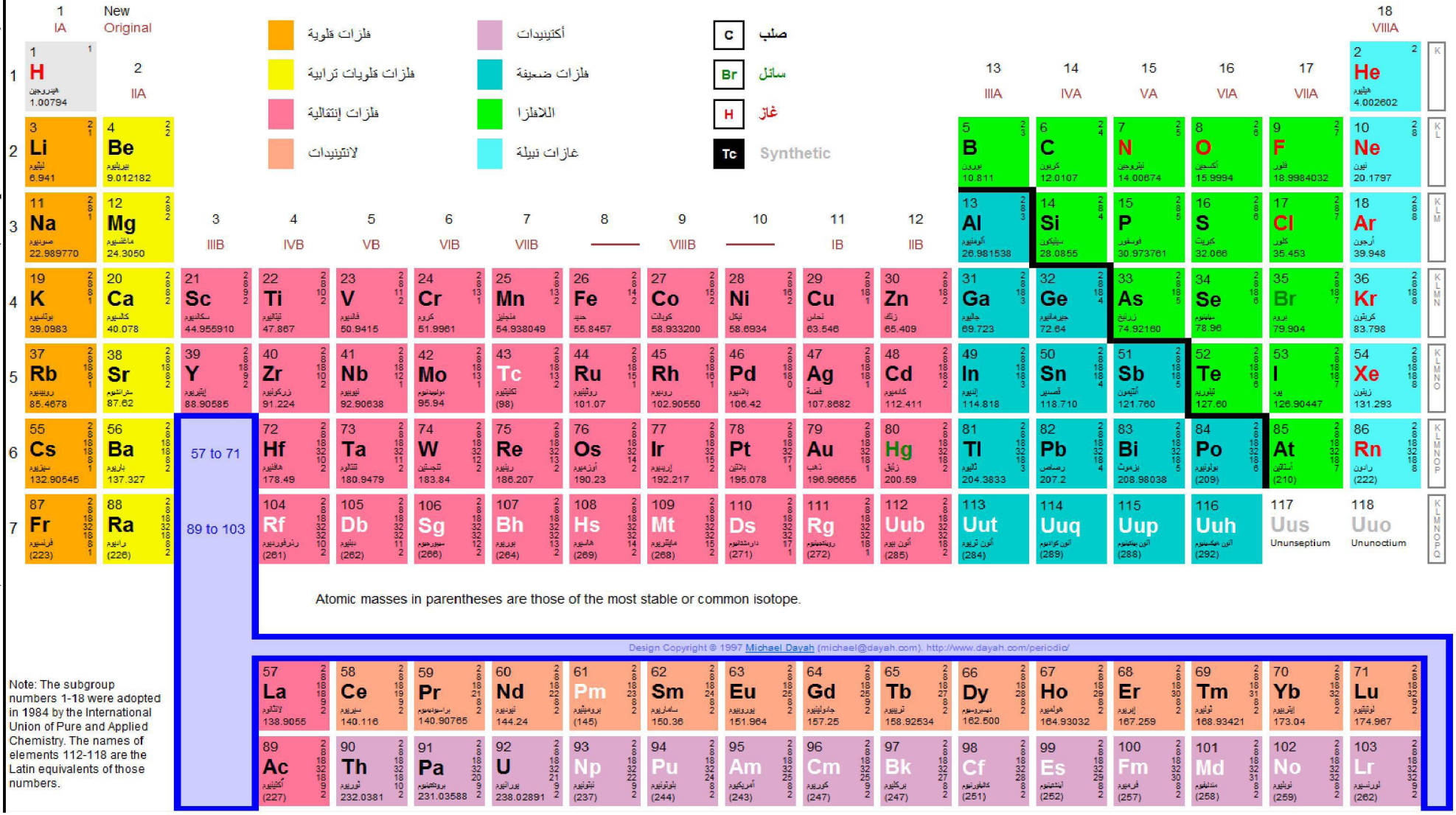
وهذه تشمل الصفوف الثلاثة للعناصر الانتقالية و مجموعة عناصر اللانثانيدات و الأكتنيدات .

تنقسم عناصر المجموعة (B) أيضاً إلى عدد من المجموعات (I - VIII) تضم كل مجموعة منها عناصر تتشابه في خواصها الطبيعية و الكيميائية و تضم المجموعة الفرعية (B) كل العناصر الواقعة في وسط الجدول الدوري

الجدول الدوري للعناصر الكيميائية

الكيمياء اللاعضوية (s-& p-block elements) / للمرحلة الثانية

م.حيدر شنشول محمد



(ب) الدورات (Periods) :

يقسم الجدول الدوري حسب عدد العناصر التي يضمها كل خط أفقي إلى نوعين من الدورات قصيرة و طويلة و يلاحظ على هذا التقسيم أن 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 أ من الروبيديوم (Rb) إلى الزينون (Xe) وتشمل الصف الثاني للعناصر الانتقالية (Y - Cd) .

* الدورة الطويلة الثالثة :

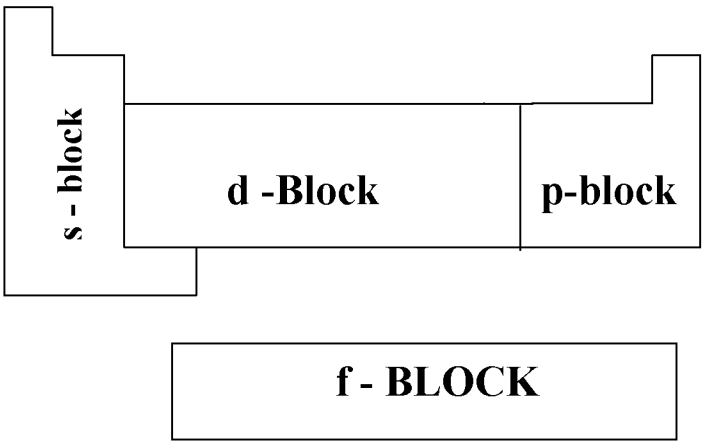
تضم هذة الدورة (32) عنصر اً منها مجموعة عناصر الصف الثالث الانتقالية (Hf - Hg) بالإضافة إلى مجموعة عناصر اللانثانيدات (La - Lu) والتي يفرد لها مكاناً خاصاً في أسفل الجدول الدوري .

- الدورة الطويلة الرابعة :

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

(ج) القطاعات BLOCKS :

هناك تقسيم ثالث لعناصر الجدول الدوري هــو تقسيمها 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) .



قطاعات الجدول الدوري:

يمكن تحديد موضع العنصر بكتابة ترتيبه الإلكتروني فمثلاً العنصر الذي عدده الذري (19)

ترتيبه الإلكتروني $1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^1$

هذا العنصر أحادي التكافؤ حيث يوجد إلكترون واحد في الغلاف الأخير($4s^1$) لــذا يمكن القول أن العنصر يقع في الدورة الرابعة لأن أعلى رقم غلاف إلكتروني للعنصر هو الرابع كما أنه يقع في المجموعة الأولى (A) لوجود إلكترون واحد في (4s) أما القطاع فهو (S) حيث يوجد إلكترون تكافؤ العنصر في (4s) .

$$[19] : \underset{18}{Ar} , 4s^1$$

رقم المجموعة

رقم الدورة

القطاع :

أمثلة متنوعة لتحديد الدورة والمجموعة والقطاع لعنصر ما :

●تحديد الدورة و والمجموعة والقطاع للعنصر الذي عدده الذري : 9

التركيب الإلكتروني :

$$1s^2 , 2s^2 ,2p^5$$

هذا العنصر يقع في الدورة الثانية لأن أعلى رقم غلاف إلكتروني للعنصر هو الثاني
كما يقع في الزمرة السابعة A (VII A) لوجود سبعة إلكترونات في غلاف التكافؤ
كما يقع في القطاع P حيث توجد إلكترونات تكافؤ العنصر.

●تحديد الدورة والمجموعة والقطاع للعنصر الذي عدده الذري :11

التركيب الإلكتروني :

$$1s^2 , 2s^2, 2p^6 ,3s^1$$

هذا العنصر يقع في الدورة الثالثة لأن أعلى رقم غلاف إلكتروني للعنصر هو الثالث
كما يقع في الزمرة الأولى A : (IA) لوجود إلكترون واحد في 3s
أما القطاع فهو S حيث يوجد إلكترون التكافؤ للعنصر في 3s .

●تحديد الدورة والمجموعة والقطاع للعنصر الذي عدده الذري 21 :

التركيب الإلكتروني :

$$1s^2 , 2s^2 , 2p^6 , 3s^2 , 3p^6 , 4s^2 , 3d^1$$

هذا العنصر يقع في الدورة الرابعة لأن أعلى رقم غلاف إلكتروني للعنصر هو الرابع
وهو ثلاثي التكافؤ حيث يوجد عدد ثلاثة إلكترونات في الغلاف الأخير (4s,3d)
وهو يوجد في المجموعة الثالثة B (IIIB) لوجود بعض إلكترونات التكافؤ في الغلاف d
أي ينتمي إلى العناصر الانتقالية

الخواص العامة والدورية للعناصر الرئيسية

(أ) الحجم الذري : يلاحظ على الحجم الذري ما يلي:

1- يزداد في الزمرة الواحدة من الاعلى الى الأسفل حيث تبدأ كل دوره بمستوي طاقي جديد(n) ويكون الإلكترون أو الإلكترونات في مدار بعيد اقل ارتباطاً بالنواة مما يزيد الحجم الذري.

2- يقل في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين لزيادة قوى التجاذب بين النواة والإلكترونات ويجب الإشارة إلى أن الحجم الذرى غير مرتبط بالعدد الذري فمثلاً العدد الذرى لعنصر الصوديوم Na هو (11) وحجمه (23.7A) بينما حجم عنصر الكلور الذي عدده الذرى (17) تساوى(18.7A) .

(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 والسبب صعوبة نزع الإلكترون لزيادة قوى التجاذب بين الإلكترونات والنواة

(iv) تقل قيم طاقات التأين في المجموعة الواحدة من الأعلى إلى الأسفل 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.

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

(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.

(i) تقل قيم الكهروسالبية في الزمرة الواحدة من الأعلى للأسفل وهناك عدم انتظام لقيم الكهروسالبية للعناصر الانتقالية.

(ii) تزداد الكهروسالبية في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين.

(iii) تكون أعلى قيم كهروسالبية لعناصر الأكسجين والنيتروجين والكبريت والهالوجينات.

(iv) تكون آدنى قيمه كهروسالبية للعناصر القلوية والعناصر القلوية الأرضية .

الخواص العامة للعناصر المعدنية واللامعدنية:

1- العناصر المعدنية (الفلزية) :

هي العناصر الواقعة على يسار الخط المتعرج jagged line الذي يفصلها عن العناصر اللامعدنية 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) :

هي العناصر الواقعة على يمين الخط المتعرجjagged line 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 **ويجمع 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) :

هي العناصر التي تقع علي جانبي الخط المتعرج 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})