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) .

3- يقل نصف قطر الذرة كلما ازداد عددها ألتأكسدي.

4- يقل نصف قطر الايون الموجب بزيادة الشحنة الموجبة.

5- يزداد نصف قطر الايون السالب بزيادة الشحنة السالبة.

(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

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

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

3- تزداد قيم طاقة التأين في الدورة الواحدة من اليسار إلى اليمين والسبب صعوبة نزع الإلكترون لزيادة قوى التجاذب بين الإلكترونات والنواة

4- تقل قيم طاقات التأين في الزمرة 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.

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

(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 يجعلهاذات 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})