**Unit Two**

| | |
|---|---|
| **University of Anbar** | **جامعة الانبار** |
| **College of Science** | **كلية العلوم** |
| **Department of Chemistry** | **قسم الكيمياء** |
| **Second Year** | **المرحلة الثانية** |
| **Inorganic Chemistry** | **الكيمياء اللاعضوية** |

# Lec.1 (Unit 2 )
# الجدول الدوري للعناصرPeriodic Table of Elements


**مدرس المادة**

**أ.د. عمر حمد العبيدي**

**Prof. Dr. Omar Al-Obaidi**

**الجدول الدوري للعناصرPeriodic Table of Elements**

**مقدمة: -**

لا يكتمل كتاب في الكيمياء أو قاعة محاضرات أو مختبر أبحاث دون إن تحمل إي منها نسخة من الجدول الدوري لتصنيف العناصر منذ الأيام الأولى لعلم الكيمياء جرت محاولات عديدة حينها لترتيب العناصر الكيميائية المعروفة في وقتها بطرقة منهجية تسمح لإبراز التشابه والاختلاف بين العناصر الكيميائية ومع تراكم المعرفة الكيميائية نشأت ضرورة وجود شكل يمثل تدرج الصفات والخواص الكيميائية للعناصر, بحيث تصبح الدراسة أكثر نظاما وفهما , وان الجدول الذي بين أيدينا هو ما يسمى الشكل الطويل للجدول الدوري لتصنيف العناصر وهو الشكل الوحيد تقريبا الذي اعتمد للاستخدام من بين ما يزيد على ال 100 تصميم والتي قدمت منذ عهد مندلييف وحتى الآن, ويوجد اليوم ما يقارب ال 110 عناصر والمعترف بها من قبل الاتحاد الدولي للكيمياء الصرفة والتطبيقية IUPAC والتي تم ترتيبها في قالب خاص يعرف باسم الجدول الدوري ومن أهم من عمل جدول للعناصر

1 -دوبرينر: Dobereiner

أول كيميائي حاول تكوين مجموعات من العناصر , تحتوي كل مجموعة على ثلاثة عناصر , triads حيث لاحظ وجود نوع من التدرج في خواص العناصر الثلاث بحيث ان للعنصر الثاني ذو خواص فيزيائية وكيميائية متوسطة بين خواص العنصرين الاول والثالث كما في الكالسيوم والسترانسيوم والباريوم . الليثيوم والصوديوم والبوتاسيوم . الكبريت والسيمينيوم والتيميريوم . الكلور والبروم واليود.

Ca Sr Ba <==== 40 88 137

كما لاحظ ان الوزن الذري للعنصر الاوسط يساوي متوسط الوزن الذري للعنصرين الاول والثالث

(40 + 137) ÷ 2 = 88

وسرعان ما اكتشف ان هذه القاعدة تنطبق على ثلاثيات اخرى من العناصر مثل ثلاثية

Li Na K <==== 7 23 39

Cl Br I <==== 35 80 127

2-جون نيولاندزJon Newlands

وهو كيميائي انكليزي قام بترتيب العناصر حسب ازدياد الوزن الذري في شكل مجموعات تتكون كل مجموعة من ثمان عناصر ,فلاحظ إن الخواص المتشابهة للعناصر تتكرر دوريا وبانتظام بشكل يشبه تدرج السلم الموسيقي متأثرا بفكرة الاوكتاف octaves المأخوذة عن النوتة الموسيقية , رتب العناصر في أوكتيفات أي ثمانيات ومع الوقت اتضح عدم نجاح هذا النموذج.

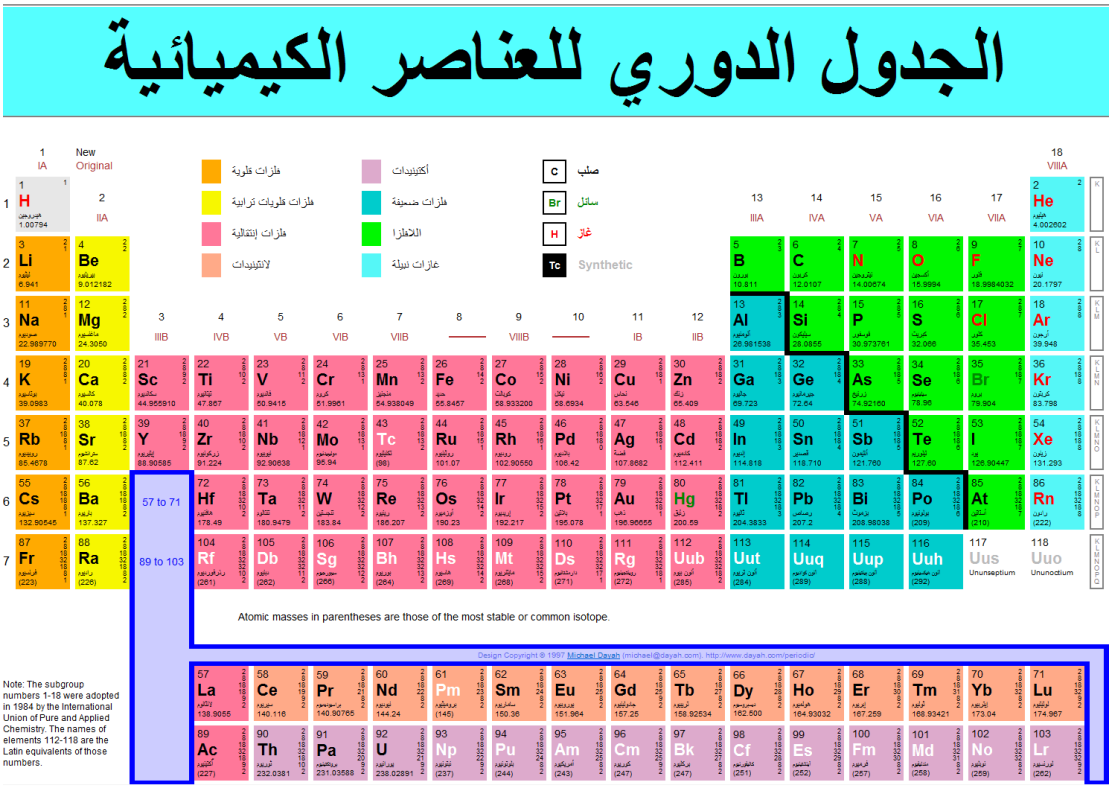
3-مندلييف ومايرMendeleyev – Mayer

وضع العالمان جدولين مستقلين للعناصر , ويشبو الجدول الحديث المستخدم حاليا ويصنف جدول مندلييف ومايز العناصر في صفوف تندرج فيها الخاصية الكيميائية وتسمى دورات, وأعمدة تضم العناصر المتشابهة وتسمى مجموعات . وروعي في

صف العناصر أن يزيد الوزن الذري للعنصر كما تقدمنا في الدورة من اليسار الى اليمين , وفي المجموعة من أعلى إلى أسفل ,حيث ترك مندلييف فراغات للعناصر المفقودة( التي لم تكتشف بعد ) ولم يكن الامر جديدا بحد ذاته لكن الأمر المثير في كل ذلك هو تنبؤه بخواص العناصر غير المكتشفة , نجاحه الكبير كان في دقة المعلومات التي وضعيا حول الالمنيوم والغاليوم والسيليكون والجرمانيوم حيث أثبتت صحتها فيما بعد.

4-موزليHenry Moseley

لأول مرة قام بترتيب العناصر حسب ازدياد العدد الذري atomic number فلاحظ تكرار الخواص المتشابهة للعناصر دوريا وبانتظام فكان هذا الترتيب في الحقيقة أساس الجدول الدوري الحديث ، الجداول البدائية ذات الثمانية مجموعات والتي تم فيها تقسيم العناصر لزمر بحسب تكافؤيا فمن الطبيعي ان تبدأ وتنتهي بالتكافؤ , 8 وهذه الزمر جمعت معا العناصر ذات التكافؤ المشترك لكن من الصعب ان تجمع عناصر أخرى وهذا ما أدى لظهور حاجة وجود مجموعات ثانوية إضافية تمثل في B and A وبهذا التقسيم الجديد أدى في النهاية لصراع طويل بين الجداول الدورية لم يحسم إلا في عام 1985 داخل ال IUPAC




وفي الشكل النهائي للجدول الدوري الحديث تم الاعتماد لترتيب العناصر على الاسس التالية:

1-رتبت العناصر حسب ازدياد العدد الذري

2-صفت العناصر في سطور أفقية ( ادوار )تبعا لعدد مستويات الطاقة الالكترونية فيها المشغولة بالإلكترونات( فعناصر الدورة الاولى تشغل الكتروناتها مستوى واحد من الطاقة وعناصر الدورة الثانية مستويين ... وهكذا)

3-وضعت العناصر في اعمدة رأسية( مجموعات ) تبعا لعدد الالكترونات الموجودة في مستوى الطاقة الاخير ( الكترونات التكافؤ )وبهذا نلاحظ ان الجدول الدوري بشكل عام يتألف من سبع أدوار( عدد مستويات الطاقة الالكترونية المعروفة ) وثمان مجموعات رئيسية رمز لها بالحرف (A ) وثمان مجموعات فرعية رمز لها بالحرف ( B)

**فئات الجدول الدوري الحديث**

يتكون الجدول الدوري الحديث من اربع فئات رئيسية

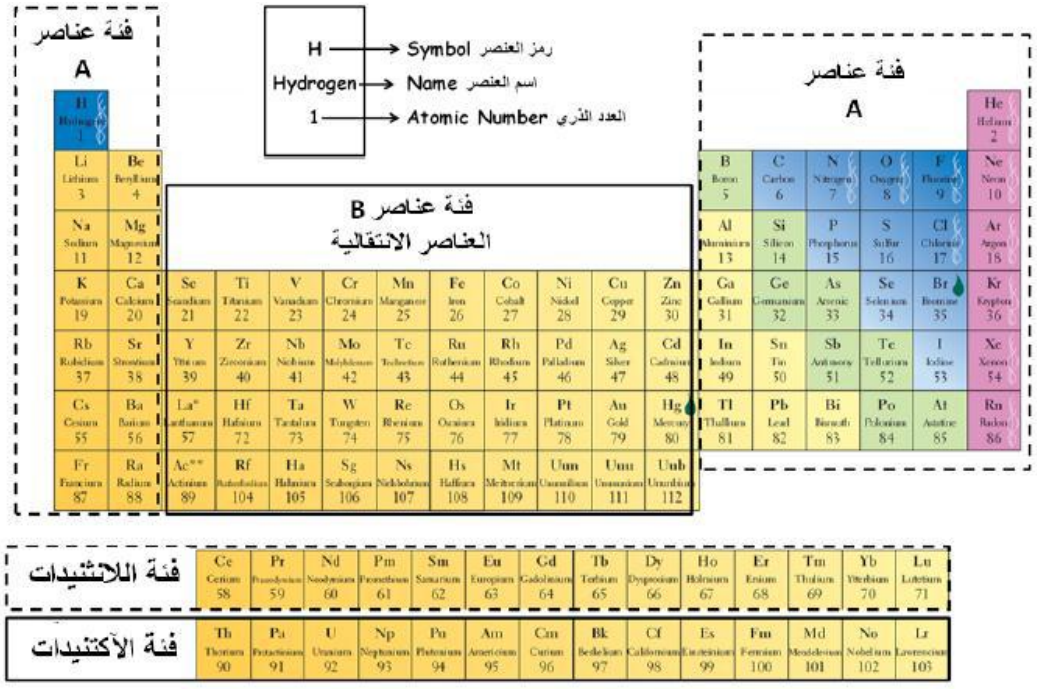
أ - فئة عناصر( A )

ب فئة عناصر (B) – العناصر الانتقالية

ت -فئة عناصر( اللانثيدات )

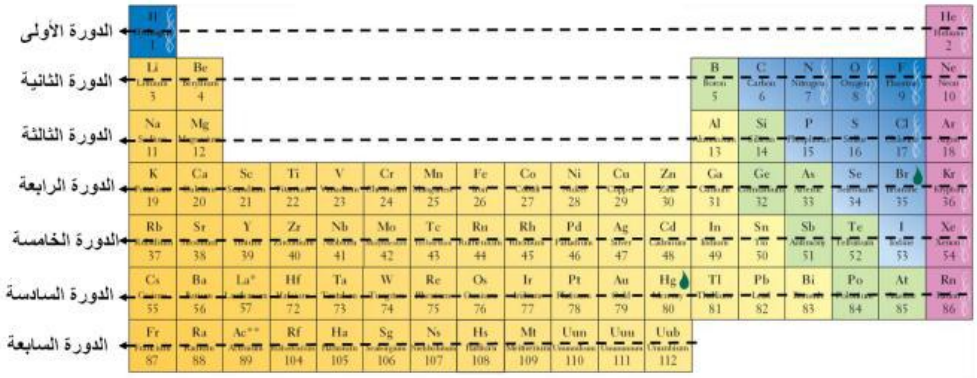
ث -فئة عناصر( الاكتينيدات )

**موقع الفئات الرئيسة Main Categories في الجدول الدوري Periodic Table**




**الدورة : (Period)** هي العناصر الموجودة في السطر الأفقي من الجدول الدوري ويحتوي الجدول الدوري على (7) أسطر أفقية أي (7 ) دورات ( 7periods )

**موقع دورات(*Periods*) الجدول الدوري(Periodic Table) أي الأسطر الأفقية وعددها سبعة:**




**المجاميع : (groups) (** تميز بأحرف وأرقام مجاميع A و, B مجاميع A تميز بالأرقام من 1إلى 7 ومجموعة الصفر (0) وتسمى أيضا المجموعة الثامنة, وتسمى مجاميع العناصر الرئيسية أو الممثلة , representative elements وتشمل العناصر المعدنية وغير المعدنية.

وتميز مجاميع B بالأرقام من 1 إلى 7 بالإضافة إلى المجموعة الثامنة والمكونة من ثلاثة أعمدة قصيرة وسط الجدول وتسمى مجاميع العناصر الانتقالية , transition elements وجميع هذه العناصر معدنية.

ويوجد في أسفل الجدول صفين طويلين( كل صف 14 عنصر ) وتسمى العناصر الانتقالية الداخلية inner transition elementsوالصف الأول من هذه العناصر(من 58 سيريوم إلى 71لوتيتوم )يتبع عنصر اللانثانيوم ( La =57) وتسمى عناصر اللانثانيدات lanthanides وتسمى أيضاً العناصر الارضية النادرة أما الصف الثاني(من 99 ثوريوم إلى 193 لورنسيوم) فتسمى بعناصر الاكتنيدات actinides وتتبع عنصر الاكتينيوم(. 89= Ac )

فمجموعة 1A تسمى الفلزات القلوية alkali metal لأن بعض مركباتها قلوية(كاوية) ومثلها عناصر المجموعة. 3A

مجموعة 2A تسمى الفلزات القلوية الأرضية alkali-earth metals لأن بعض مركباتها قلوية وتوجد في الخامات المعدنية الأرضية ,مجموعة 7A مجموعة الهالوجيناتhalogens والمجموعة الصفر (0)تسمى مجموعة الغازات النادرة أو النبيلة , noble gasesوتسمى أيضا الخاملة لقدرتها المحدودة جدا على التفاعل الكيميائي.

المجموعة الثامنة في العناصر الانتقالية تقع بين المجموعة B7 و B1 يوجد في حدود هذه المجموعة تشابه كبير بين العناصر المصطفة في دورة أفقية أكبر من تلك الموضوعة على هيئة عمود رأسي وكل ثلاثة عناصر أفقيه تنسب إلى أحدها:

ثلاثية الحديد, نيكل، كوبلت Co N i Fe

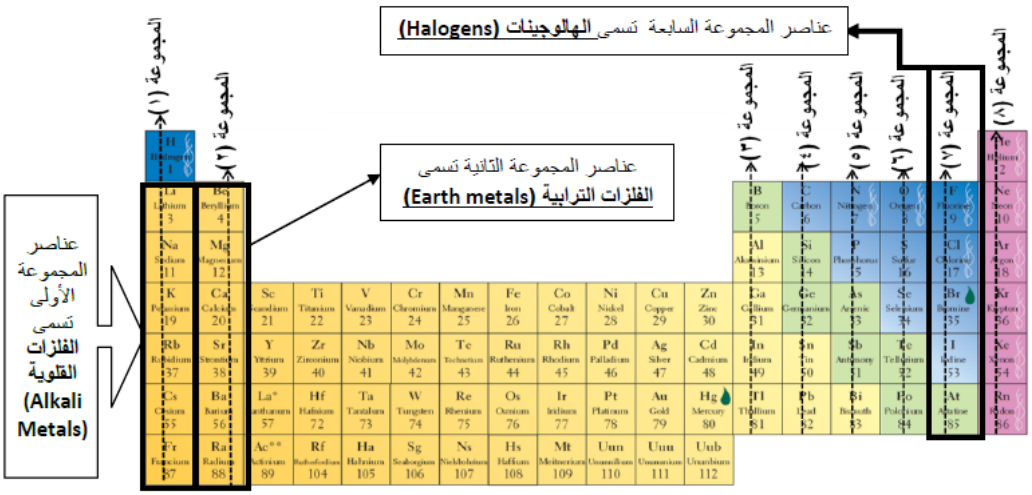
ثلاثية البلاديوم، روديوم ، روثينيوم Pd Rh Ru

ثلاثية البلاتينيوم ،اردیوم،اوزميوم Pt Ir Os

وتصنف العناصر أيضا إلى فلزات ( metals ) وهي العناصر الواقعة إلى يسار الجدول , ولافلزات ( nonmetals) وهي العناصر الواقعة إلى يمين الجدول , والخط العريض المدرج المرسوم بين (البورون ) B ( والاستاتين ) As (يمثل الحد الفاصل تقريبا بين السلوك الفلزي واللافلزي للعناصر في الجدول الدوري ,والعناصر المجاورة لهذا الخط لها صفات أشباه الموصلاتmetalloids الهيدروجين هو العنصر الوحيد الذي لا يتوافق وهذا التصنيف الأخير إذ يوجد على رأس

المجموعة 1A وله صفات لافلزية فقط إلا أنه يشبه عناصر المجموعة 1A في ترتيبيا الاليكتروني الخارجي إذ يملك اليكترونا واحدا فقط في المدار الخارجي من نوعs

**موقع مجموعات Groups الجدول الدورى (Periodic table)أى الأسطر العمودية الثمانية فى الفئة الرئيسية (A):**




## تحديد المجموعة والدورة والمستوي من الترتيب الاليكتروني للعنصر

تم تقسيم الجدول الدوري الى أربعة مناطق:

المنطقة الاولى : (مجاميع 1A و 2A)

المنطقة الثانية : (مجاميع 3A الى 7A والمجموعة الثامنة).

المنطقة الثالثة : (مجاميع العناصر الانتقالية 1B – 8B )

المنطقة الرابعة: (مجاميع العناصر الانتقالية الداخلية اللانثيدات والاكتنيدات) .

المناطق تتوافق مع أقصى عدد للإليكترونات التي تشغل تحت الأغلفة s , d , p , f

المنطقة الأولى المستوي s

المنطقة الثانية المستوي p

المنطقة الثالثة المستوي d

المنطقة الرابعة المستوي f

## الخطوات والقواعد

أولاً : اكتب الترتيب الإليكتروني للعنصر باستخدام الترتيب الاليكتروني لأقرب غاز خامل للعنصر

$$Be = 4 \leftrightarrow [He]2s^2$$

$$Al = 13 \leftrightarrow [Ne]\ 3s^2 3p^1$$

$$Zn = 30 \leftrightarrow [Ar]\ 3d^{10}4s^2$$

$$Zr = 40 \leftrightarrow [Kr]4d^2 5s^2$$

ثانياً : رقم الدورة دائماً هو الرقم الذي يسبق مباشرة أخر مدار من نوع ( s) في الترتيب الإليكتروني للعنصر .

رقم الدورة للعنصر Be هو 2

رقم الدورة للعنصر Al هو 3

رقم الدورة للعنصر Zn هو 4

رقم الدورة للعنصر Zr هو 5

ثالثا: إذا وجدت الإليكترونات بعد الغاز الخامل في :

١ - مدار s

يسمى المستوي ( s ) ورقم المجموعة يساوي عدد الإلكترونات في مدار ( s) وتكون من المجاميع الرئيسية 1A أو 2A .

$$Li = 3 \leftrightarrow [He]2s^1$$

المجموعة الأولى 1A والدورة الثانية المستوي ( s)

$Sr = 38 \leftrightarrow [Kr]5s^2$ المجموعة الثانية 2A والدورة الخامسة المستوي ( s)

٢ - مدار s, p

يسمى المستوي p ورقم المجموعة يساوي مجموع عدد الإليكترونات في مداري( s,p ) وتكون المجاميع الرئيسية 3A إلى 7A بالإضافة الى المجموعة الصفرية (الغازات الخاملة).

$$Si = 14 \leftrightarrow [Ne]3s^2\ 3p^2$$

المجموعة الرابعة 4A والدورة الثالثة، والمستوي p .

لاحظ: قد يظهر المدار d ممتلئاً بعشرة اليكترونات أو حتى مدار f ممتلئاً ب ١٤ إليكترونا مع s,p بعد الغاز الخامل، ويتبع نفس الطريقة أعلاه بغض النظر عن المدار d10 أو f 14 .

$$Br = 35 \leftrightarrow [Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^5$$

المجموعة السابعة 7A الدورة الرابعة ، والمستوي P .

٣- مدار s,d

يسمى المستوي d ورقم المجموعة يساوي مجموع عدد الاليكترونات في s,d بشرط أن عدد الاليكترونات في dو s ، بشرط أن عدد الاليكترونات في d يساوي١,٢,٣,٤,٥ فقط وينتمي العنصر للمجاميع (3B إلى 7B )

$$Ti = 22 \leftrightarrow [Ar]\ 3d^2\ 4s^2$$

المجموعة الرابعة 4B الدورة الرابعة ، المستوي d

$$Mn=25 \leftrightarrow [Ar]\ 3d^5 4s^2$$

المجموعة السابعة 7B الدورة الرابعة ، والمستوي d .

لاحظ: قد يظهر مدار f ممتلئاً ب ١٤ اليكترونا مع s,d بعد الغاز الخامل، ويتبع نفس الطريقة أعلاه بغض النظر عن المدار $f^{14}$

$$W = 74 \leftrightarrow [Xe]\ 4f^{14}5d^4 6s^2$$

المجموعة السادسة 6B ،الدورة السادسة، المستوي d .

٤- مدار s,d وكان عدد الاليكترونات في d يساوي ٦,٧,٨ تسمى المجموعة الثامنة من مجاميع العناصر الانتقالية

$$Co = 27 \leftrightarrow [Ar]\ 3d^7 4s^2$$

المجموعة الثامنة ( ٨ ) من العنصر الانتقالية، الدورة الرابعة ، المستوي d .

لاحظ: اذا كان عدد الاليكترونات في d عشرة اليكترونات وظهر s مع d يكون رقم المجموعة مساويا لعدد الاليكترونات في s فقط ويشمل ذلك مجموعتي 1B و 2B .

$$Zn = 30 \leftrightarrow [Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2$$

المجموعة الثانية 2B ، الدورة الرابعة ، المستوي d .

**٥- عند ظهور** s,f
حيث f غير ممتلئ يكون المستوي f ويتبع رقم المجموعة والمستوي كما ذكرنا في حالة ظهور d مع s ( في الجزء الرابع ) وتكون المجموعة تابعة للعناصر الانتقالية الداخلية

$$\mathbf{Ce = 58 \leftrightarrow [Xe]\ 4f^2\ 6s^2}$$

المجموعة الرابعة 4B من العناصر الانتقالية الداخلية ,الدورة السادسة ,المستوي f

**العدد الذري (Z) atomic number :**

عدد البروتونات الموجودة في كل ذرة من العنصر ويساوي عدد الالكترونات لنفس الذرة المتعادلة كهربائيا.

**عدد الكتلة (A) mass number الوزن الذري:** مجموع عدد البروتونات والنيوترونات الموجودة في نواة الذرة.

يكتب رمز العنصر (X) ويوضع العدد الذري Zأسفل الرمز وعدد الكتلة في الأعلىِ A

$_{9}^{19}F$

عندما تفقد الذرة أو تكتسب اليكترون أو أكثر تتحول إلى ذرة مشحونة تسمى أيون الشحنة(عددا واشارة )في الخانة العلوية اليمنى من رمز العنصر...

$Al^{3+}, Mg^{+2}, S^{-2}$ و $Cl^{-}$

**شحنة الأيون= عدد البروتونات – عدد الاليكترونات**

**النظائر**

ذرات العنصر الواحد التي تختلف في عدد النيوترونات ,وبالتالي في عدد الكتلة( الوزن الذري)

( القصدير له عشر نظائر وللكربون ثلاثة نظائر )

$_{6}^{13}C$

$_{6}^{12}C$

$_{6}^{14}C$

**أعداد الاكسدة**: oxidation number

عدد الاليكترونات التي تكتسبها او تفقدها ذرة العنصر عند دخول العنصر في تفاعل كيميائي.

| المجموعة | | 1A | 2A | 3A | 4A | 5A | 6A | 7A | 8A |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| عدد الاكسدة | | +1 | +2 | +3 | ±4 | -3 | -2 | -1 | 0 |

العناصر الانتقالية ليا غالباً أكثر من حالة أكسدة واحدة وكميا موجبة:

ولعناصر المجموعة الانتقالية الداخلية على $Ti \leftrightarrow +3 , +4$ $V \leftrightarrow +2 ,+3,+4,+5$

- وعلى وجه العموم -عدد أكسدة +3 في مجموعة اللانثانيدات , ومن +3 الى +6 في مجموعة الاكتنيدات.

## الخواص الدورية للعناصر

**قبل الحديث عن الخواص الدورية نشاهد الجدول الدوري الذي طرحه العالم الروسي مندليف في عام ١٨٦٩والجدول الدوري باحدث صيغة للتعرف على التحديث الحاصل بالجدول الدوري فالجدول الدوري الذي طرحه العالم مندليف هو :-**

TABELLE II

| REIHEN | GRUPPE I. — $R^2O$ | GRUPPE II. — RO | GRUPPE III. — $R^2O^3$ | GRUPPE IV. $RH^4$ $RO^2$ | GRUPPE V. $RH^3$ $R^2O^5$ | GRUPPE VI. $RH^2$ $RO^3$ | GRUPPE VII. RH $R^2O^7$ | GRUPPE VIII. — $RO^4$ |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| 1 | H=1 | | | | | | | |
| 2 | Li=7 | Be=9,4 | B=11 | C=12 | N=14 | O=16 | F=19 | |
| 3 | Na=23 | Mg=24 | Al=27,3 | Si=28 | P=31 | S=32 | Cl=35,5 | |
| 4 | K=39 | Ca=40 | —=44 | Ti=48 | V=51 | Cr=52 | Mn=55 | Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63. |
| 5 | (Cu=63) | Zn=65 | —=68 | —=72 | As=75 | Se=78 | Br=80 | |
| 6 | Rb=85 | Sr=87 | ?Yt=88 | Zr=90 | Nb=94 | Mo=96 | —=100 | Ru=104, Rh=104, Pd=106, Ag=108. |
| 7 | (Ag=108) | Cd=112 | In=113 | Sn=118 | Sb=122 | Te=125 | J=127 | |
| 8 | Cs=133 | Ba=137 | ?Di=138 | ?Ce=140 | — | — | — | — — — — |
| 9 | (—) | — | — | — | — | — | — | |
| 10 | — | — | ?Er=178 | ?La=180 | Ta=182 | W=184 | — | Os=195, Ir=197, Pt=198, Au=199. |
| 11 | (Au=199) | Hg=200 | Tl=204 | Pb=207 | Bi=208 | — | — | |
| 12 | — | — | — | Th=231 | — | U=240 | — | — — — — |

**Figure 2.5** Dmitri Mendeleev's 1872 periodic table. The spaces marked with blank lines represent elements that Mendeleev deduced existed but were unknown at the time, so he left places for them in the table. The symbols at the top of the columns (e.g., $R^2O$ and $RH^4$) are molecular formulas written in the style of the 19th century.

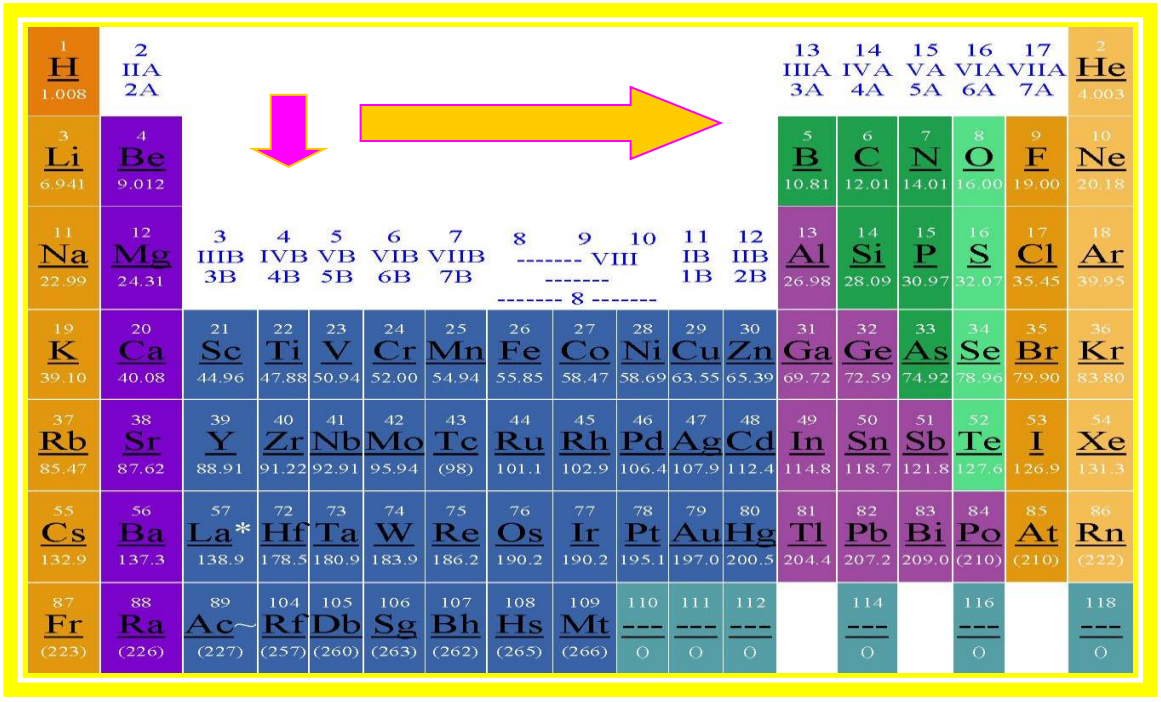
اما الجدول الدوري بصيغته المعاصرة فهو :-

| | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Lanthanide Series* | 58 Ce 140.1 | 59 Pr 140.9 | 60 Nd 144.2 | 61 Pm (147) | 62 Sm 150.4 | 63 Eu 152.0 | 64 Gd 157.3 | 65 Tb 158.9 | 66 Dy 162.5 | 67 Ho 164.9 | 68 Er 167.3 | 69 Tm 168.9 | 70 Yb 173.0 | 71 Lu 175.0 |
| Actinide Series~ | 90 Th 232.0 | 91 Pa (231) | 92 U (238) | 93 Np (237) | 94 Pu (242) | 95 Am (243) | 96 Cm (247) | 97 Bk (247) | 98 Cf (249) | 99 Es (254) | 100 Fm (253) | 101 Md (256) | 102 No (254) | 103 Lr (257) |

((( أ ))) الحجم الذري

١- يقل نصف القطر في ذرات الدورة الواحدة بازدياد العدد الذري ( أي عند الاتجاه من اليسار الى اليمين ).

٢- يزداد نصف القطر في ذرات الزمرة الواحدة كلما ازداد العدد الذري ( أي عند الاتجاه من الاعلى الى الاسفل ).



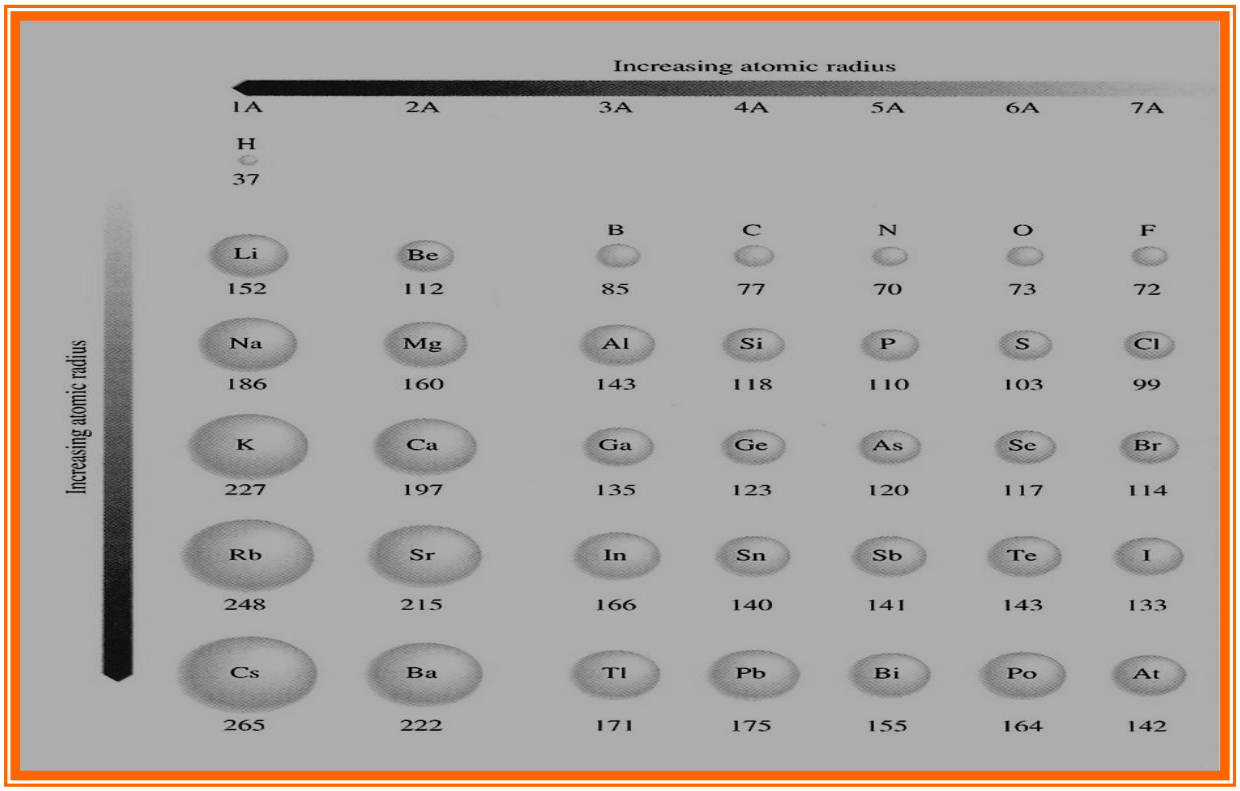

٣-

٤- يقل نصف قطر الذرة كلما ازداد عددها التأكسدي .

٥- يقل نصف قطر الايون الموجب بزيادة الشحنة الموجبة . ($Cr > Cr^{+2} > Cr^{+3} > Cr^{+4}$)

٦- يزداد نصف قطر الايون السالب بزيادة الشحنة السالبة . ( $C > C^{-4} > C^{-2}$ )

سؤال (واجب بيتي) :- رتب الذرات والايونات التالية من الاصغر حجماً الى الاكبر حجماً مع ذكر السبب ؟ $F^-$ , Ne , $Na^{+1}$ , $O^{=}$ , $Mg^{+2}$




**((( ب ))) جهد التأين**

**أقل طاقة تلزم لنزع الكترون من ذرة غازية متعادلة وهي في أدنى حالات الطاقة**

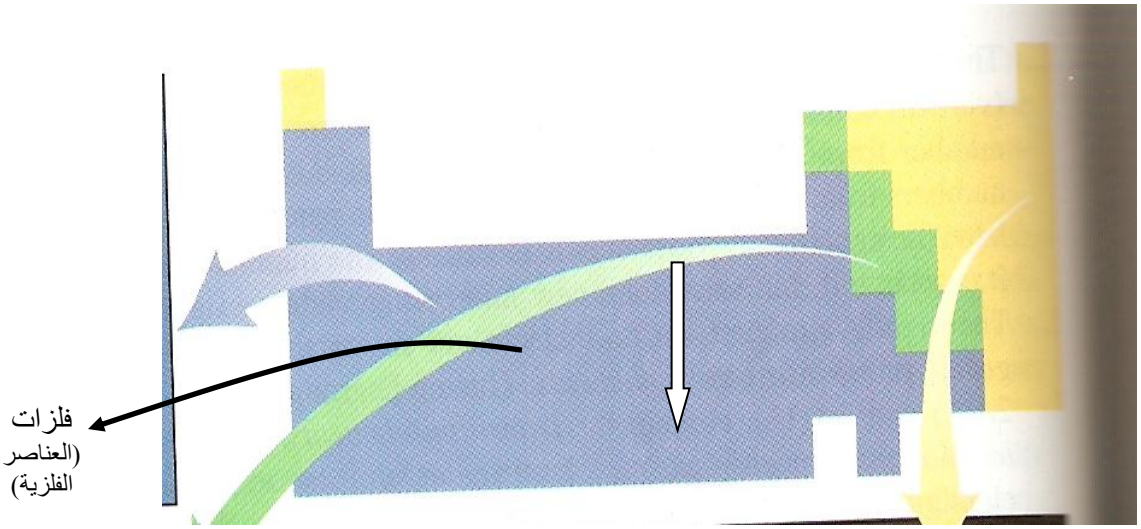
**١- في الدورة الواحدة يزداد جهد التأين كلما ازداد العدد الذري الا اذا كان الترتيب الالكتروني الخارجي للذرة يحتوي على غلاف ثانوي مشبع ($ns^2$) أو نصف مشبع ($np^3$) فيكون جهد التأين أعلى مما للذرة التي تليها .**

**٢- يقل جهد التأين في عناصر الزمرة الواحدة بازدياد العدد الذري .**

**٣- يزداد جهد تأين ذرة ما بازدياد عددها التأكسدي .**

**((( ج ))) الخواص الفلزية**

**يمكن تقسيم العناصر الى ثلاثة أقسام ( فلزات ، أشباه فلزات ، لا فلزات )**

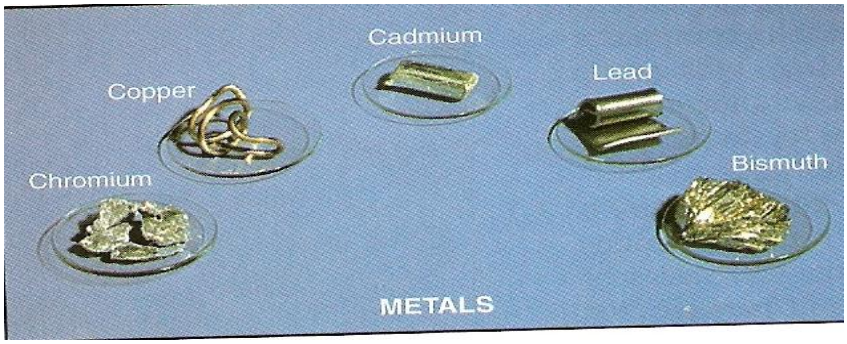



لا فلزات (العناصر اللافلزية)

أشباه فلزات

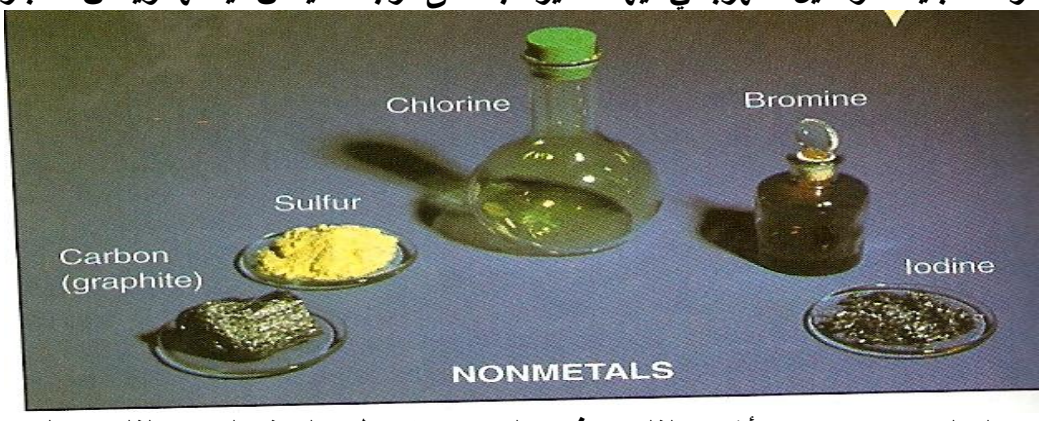
وهذا التقسيم يعود الى عدد الالكترونات الخارجية وبعدها عن النواة ، وهناك سبب آخر هو قابلية التوصيل الكهربائي :-

أ- الفلزات جيدة التوصيل الكهربائي وتقل قابلية التوصيل الكهربائي تدريجياً بارتفاع درجة الحرارة. قابلية التوصيل الكهربائي تكون أكثر من ١×١٠ ^٤(أوم^-١سم^-١) .




ب- أشباه الفلزات تكون قليلة (صغيرة) التوصيل الكهربائي ويمكن قياسها وتزداد بزيادة درجة الحرارة . ان قابلية التوصيل الكهربائي تتراوح قيمتها بين ١٠ الى ١٠ ^-٥(أوم^-١سم^-١) .

ج- اللافلزات قابلية التوصيل الكهربائي فيها صغيرة جداً الى درجة لا يمكن قياسها ويمكن اعتبارها مواد عازلة .




يظهر الجدول الدوري ان وجود أشباه الفلزات فيه على صورة خط مائل يفصل بين الفلزات الى اليسار واللافلزات الى اليمين ويبدأ هذا الخط بعنصر البورون وينتهي بالتيليريوم .

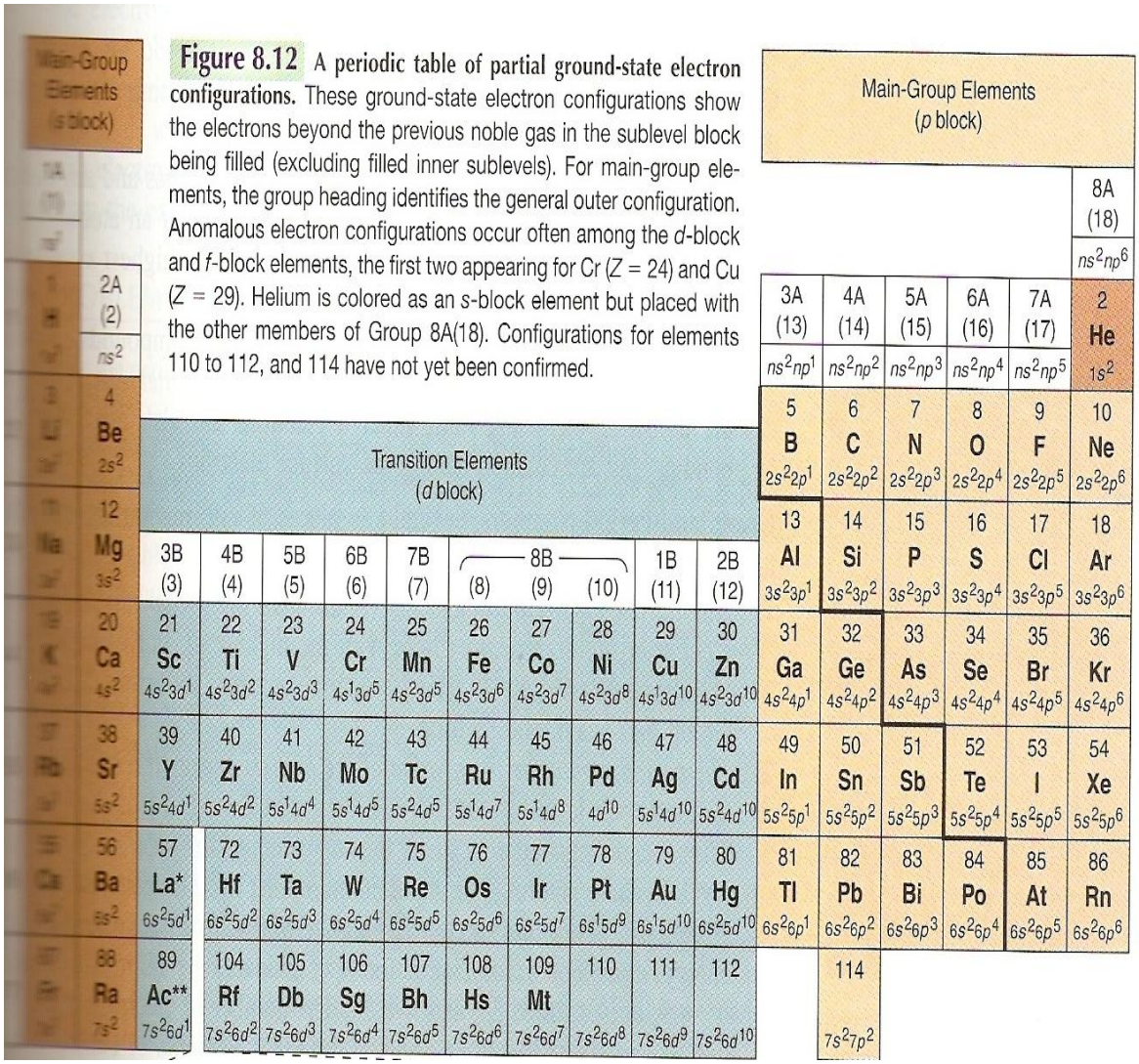



**Figure 8.12** A periodic table of partial ground-state electron configurations. These ground-state electron configurations show the electrons beyond the previous noble gas in the sublevel block being filled (excluding filled inner sublevels). For main-group elements, the group heading identifies the general outer configuration. Anomalous electron configurations occur often among the *d*-block and *f*-block elements, the first two appearing for Cr ($Z = 24$) and Cu ($Z = 29$). Helium is colored as an *s*-block element but placed with the other members of Group 8A(18). Configurations for elements 110 to 112, and 114 have not yet been confirmed.

**((( د ))) الألفة الالكترونية**

**هي الطاقة المتحررة عند اتحاد ذرة غازية متعادلة وهي في أدنى حالات الطاقة بالكترون معطية الايون السالب الغازي في أدنى حالات الطاقة أيضاً .**

**ومن المتوقع أن العناصر ذات جهد تأين مرتفع لها الفة الكترونية عالية أيضاً أي ان:-**

**١- تزداد الالفة الالكترونية بزيادة العدد الذري لعناصر الدورة الواحدة .**

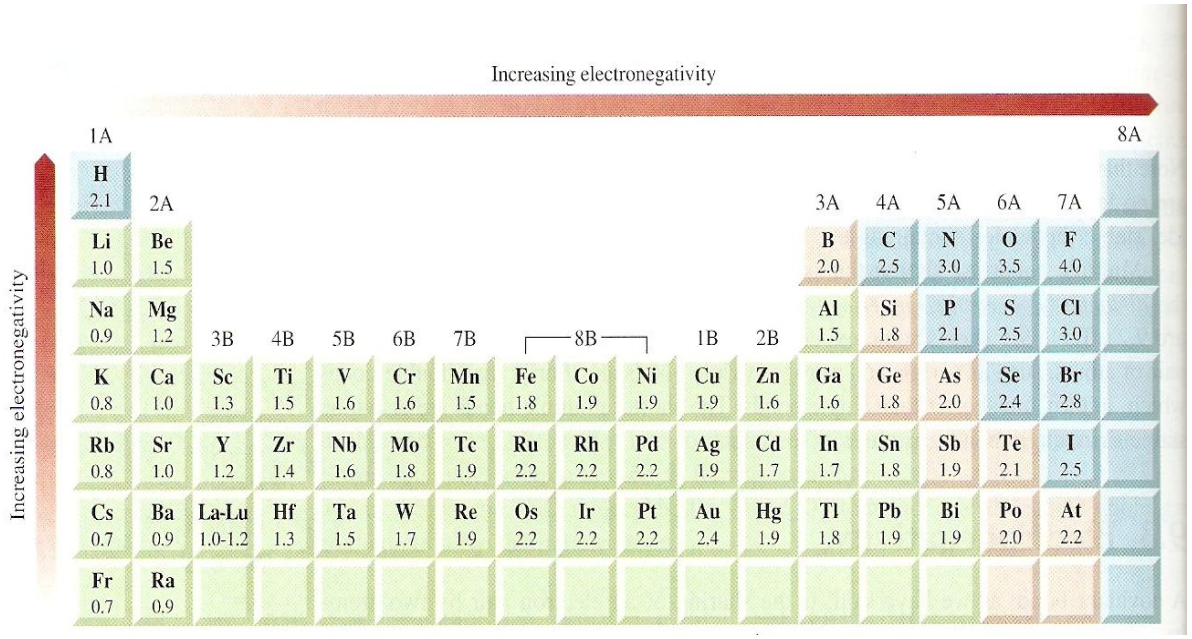
**٢- تقل الالفة الالكترونية بزيادة العدد الذري لذرات الزمرة الواحدة .**

**((( هـ ))) السالبية الكهربائية**

**قوة ذرة في جزيئة على جذب الكترونات نحوها .**

**١- تزداد السالبية الكهربائية بازدياد العدد الذري لعناصر الدورة الواحدة .**

**٢- تقل الكهروسلبية بازدياد العدد الذري لعناصر الزمرة الواحدة .**




**والمخطط البياني يوضح أيضاً علاقة السالبية الكهربائية بازدياد العدد الذري للعناصر المختلفة**