كيمياء I
(كيمياء عامة)

الفصل الثاني : التصنيف الدوري للعناصر

I- تعاريف :

1- النوكليد (الذرة) : تتميز كل ذرة بعددين :

العدد الذري Z : عدد البروتونات = عدد الإلكترونات.

العدد الكتلي A: عدد البروتونات (الإلكترونات) + عدد النترونات.

تمثل الذرة كما يلي : ${}^{A}_{Z}X$ ومثال ذلك : ${}^{12}_{6}C$ حيث $A = 12$ ، $Z = 6$

2- العنصر الكيميائي : هو مجموع الأفراد الكيميائية (ذرات ، أيونات ، نظائر) التي تشترك في :

أ- نفس العدد الذري Z (عدد البروتونات).

ب- تحمل نفس الإسم الكيميائي.

ج- تتمتع بنفس الخصائص الكيميائية.

مثال : ${}^{35}_{17}cl$ ، ${}^{37}_{17}cl$ ، cl^- : العنصر هو cl واسمه الكلور.

3- النظائر: هي ذرات لنفس العنصر حيث تمتلك نفس العدد الذري Z وتختلف فيما بينها في العدد الكتلي A.

مثال : ${}^{12}_{6}C$ ، ${}^{13}_{6}C$ ، ${}^{14}_{6}C$: نظائر لنفس العنصر C: تتحد في Z (Z = 6) وتختف في A (A = 12، 13 ، 14 على الترتيب).

4- الأعداد الكمية :

* حسب نموذج بور : يدور الإلكترون حول النواة في الذرة وفق مسارات دائرية.

نمثل كل مسار بـ n (n هو العدد الكمي الرئيسي) حيث n عدد طبيعي غير معدوم ∞ .....3،2،1 = n

مثال: ذرة ${}^{1}_{1}H$

أ- العدد الكمي الرئيسي n : يميز طبقة إلكترونية (n€IN*)

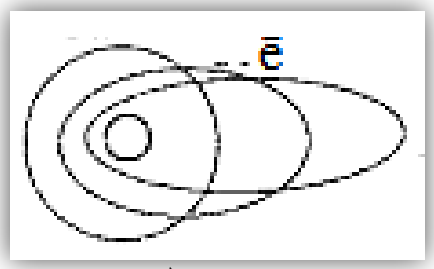
n = 1 ⟵ الطبقة K

n = 2 ⟵ الطبقة L

n = 3 ⟵ الطبقة M

n = 4 ⟵ الطبقة N

حسب نموذج سومرفلد : مسار $\bar{e}$ حول النواة في الذرة يكون إهليلجيا (على شكل قطع ناقص) ويكون المسار الدائري حسب بور حالة خاصة.



مسارات
إهليلجية
لسومرفلد

مسار دائري لبور

أقحم سومرفلد العدد الكمي لثانوي ℓ

ب- العدد الكمي الثانوي ℓ : يميز الثنائي $(n\ ،\ \ell)$ طبقة فرعية بحيث $\boxed{0 \leq \ell \leq (n-1)}$

* لدينا أربع طبقات فرعية حسب قيم ℓ ، وهي :

$\ell = 0$ ⟵ طبقة فرعية S.

$\ell = 1$ ⟵ طبقة فرعية P.

$\ell = 2$ ⟵ طبقة فرعية d.

$\ell = 3$ ⟵ طبقة فرعية f.

مثال : $n = 1 \Longrightarrow \ell = 0 \Longrightarrow$ توجد طبقة فرعية واحدة هي S.

ج- العدد الكمي المغناطيسي m : عدد قيم m تحدد عدد اتجاهات العزم المغناطيسي الناشئ عن دوران الإلكترون حول النواة.

* الثلاثي (n,ℓ,m) يميز خانة أو حجيرة كمية (محط ذري O.A)

* m نأخذ قيم صحيحة بحيث $\boxed{-\ell \leq m \leq -\ell}$

تنبيهات:

تنبه أول : عدد قيم m = عدد الحجيرات الكمية .

$\ell = 0 \longrightarrow m = 0 \longrightarrow$ حجيرة واحدة ☐ S

$\ell = 1 \longrightarrow m = -1,0,+1 \longrightarrow$ 3 حجيرات ☐☐☐ P

$\ell = 2 \longrightarrow m = -2,-1,0,+1,+2 \longrightarrow$ 5 حجيرات ☐☐☐☐☐ d

$\ell = 3 \longrightarrow m = -3,-2,-1,0,+1,+2,+3 \longrightarrow$ 7 حجيرات ☐☐☐☐☐☐☐ f

تنبيه ثان : كل حجيرة كمية O.A تضم على الأكثر إلكترونين $(2\bar{e})$ ، وبالتالي :

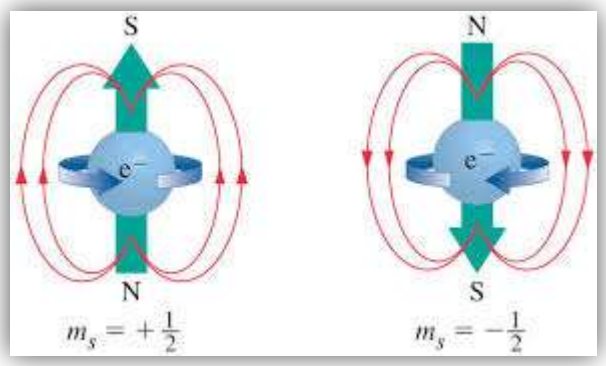
الطبقة الفرعية S S/C تحتوي على الأكثر $2\bar{e}$ ، P S/C $\xleftarrow{max} 6\bar{e}$ ، d S/C $\xleftarrow{max} 10\bar{e}$ ، f S/C $\xleftarrow{max} 14\bar{e}$

د- العدد الكمي اللفي (المغزلي) :

بسبب دوران $\bar{e}$ حول نفسه في حركة ذاتية لفية، ينشأ عزم مغناطيسي له اتجاهان :

الأول : حيث $s = +\frac{1}{2}$

الثاني : حيث $s = -\frac{1}{2}$



يميز الرباعي (n,ℓ,m,s) الإلكترون في الذرة

مثال : $_2H_e$

$$n = 1 \longrightarrow \ell = 0 \longrightarrow m = 0 \longrightarrow \begin{cases} s = +\frac{1}{2} \\ s = -\frac{1}{2} \end{cases}$$

فمثلا الإلكترونين كما يلي : $s = +\frac{1}{2}$ ⟵ ⇅ ⟶ $s = -\frac{1}{2}$

5- قاعدة كلاشكوسكي :

تعتمد هذه القاعدة على المجموع $(n+\ell)$ المتزايد في ملأ الطبقات والطبقات الفرعية بالإلكترونات حول النواة في ذرة معينة.

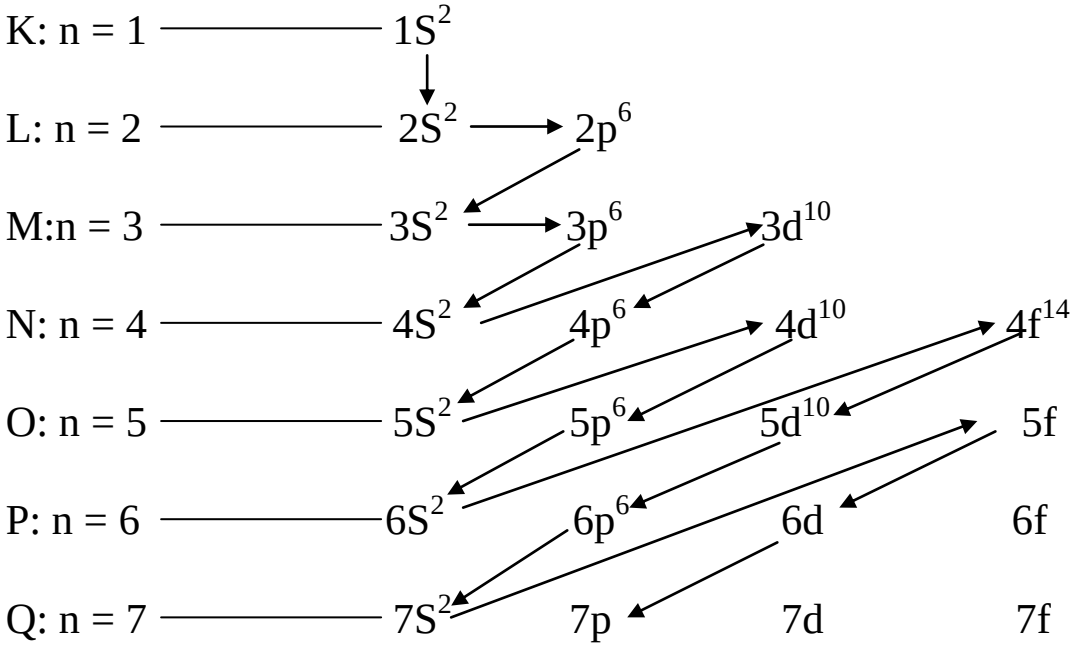
- في حالة تساوي $(n+\ell)$ بين طبقتين فرعيتين ، يتم الملأ تبعا لـ n ↖ (متزايد)

مثال : نملأ 2p قبل 35 لأن : $2p \longrightarrow n+\ell = 2 + 1 = 3$

$3S \longrightarrow n+\ell = 3 + 0 = 3$

لهما نفس المجموع $(n+\ell)$، لكن 2p مقدم على 35 في ملئه لأنه يمتلك n الأصغر $(n = 2)$، بينما 35 يمتلك n الأكبر $(n = 3)$.

* يكون ترتيب الملأ لمختلف الطبقات الفرعية وفق المخطط الآتي .



6- التوزيع (الموكب) الإلكتروني : cortège

يتم توزيع الإلكترونات حول نواة الذرة تبعا لقاعدة كلاشكوسكي (أي حسب $(n+\ell)$ متزايد).

أمثلة :

$_{11}Na : 1S^2 \quad 2S^2 \quad 2p^6 \quad 3S^1$

$_{26}Fe : 1S^2 \quad 2S^2 \quad 2p^6 \quad 3S^2 \quad 3p^6 \quad 4S^2 \quad 3d^6$

7- التشكيل (التشكل) الإلكتروني : configuration

هو نفسه التوزيع الإلكتروني، بعد ترتيب الطبقات الفرعية حسب n متزايد (n ↖)

مثال : أعط التوزيع والتشكيل للعنصر $_{26}Fe$

التوزيع $_{26}Fe : 1S^2 \quad 2S^2 \quad 2p^6 \quad 3S^2 \quad 3p^6 \quad \underline{4S^2} \quad \underline{3d^6}$

التشكيل $_{26}Fe : \underline{1S^2} \quad \underbrace{2S^2 \quad 2p^6}_{n=2} \quad \underbrace{3S^2 \quad 3p^6 \quad 3d^6}_{n=3} \quad \underline{4S^2}$

n = 1 n = 2 n = 3 n = 4

ملاحظة :

العناصر التي لها $Z \leq 20$ ، يكون فيها التوزيع = التشكيل (التوزيع هو نفسه التشكيل).

مثال : $(Z = 11 \leq 20 \Longleftarrow$ التوزيع = التشكيل) $_{11}Na : 1S^2 \quad 2S^2 \quad 2p^6 \quad 3S^1$

II- الجدول الدوري :

في سنة 1869م، رتب العالم مندلييف العناصر حسب كتلتها الذرية، وكان عددها آنذاك هو 63 عنصرا.

في الجدول الدوري الحديث، تم ترتيب العناصر وفق دورات أفقية (سطور) حيث يزداد Z من اليسار نحو اليمين في نفس الدورة.

وأعمدة شاقولية (مجموعات) حيث يزداد Z من الأعلى نحو الأسفل في نفس العمود.

1- الدورات (السطور ، الصفوف)

أ- تتكون من 7 دورات .

ب- عناصر الدورة الواحدة تمتلك نفس n (العدد الكمي الرئيسي)

الدورة الأولى : n = 1 (عنصران)

$1S/C : \ 1S \longrightarrow (2) \qquad _1H : 1S^1 \ , \ _2He : 1S^2$

عدد ē

$1S^2$

$(n = 1)$ $(\ell = 0)$

الدورة الثانية : n = 2 (8 عناصر)

العناصر هي : Li , Be , B , C , N , O , F , Ne

$2S/C : \ 2S \ 2p \longrightarrow (2 + 6 = 8)$

$_3Li : 1S^2 \ 2S^1 \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots _{10}Ne : 1S^2 \ 2S^2 \ 2p^6$

الدورة الثالثة : n = 3 (8 عناصر)

العناصر هي : Na , Mg , Al , Si , P , S , Cl , Ar

$2S/C : \ 3S \ 3p \longrightarrow (2 + 6 = 8)$

$_{11}Na : 1S^2 \ 2S^2 \ 2p^6 \ 3S^1 \ldots\ldots\ldots\ldots\ldots\ldots _{18}Ar : 1S^2 \ 2S^2 \ 2p^6 \ 3S^2 \ 3p^6$

الدورة الرابعة : $n = 4$ (18 عنصرا) (2+10+6=18) ⟵ $3S/C : 4S\ 3d\ 4p$

$_{19}K \longrightarrow {}_{36}Kr$

تنبيهات :

الأول : العناصر الشاذة التي تخالف قاعدة كلاشكوسكي في التوزيع $\bar{e}$

أمثلة: توزيع مرتقب $_{24}Cr: 1S^2\ 2S^2\ 2p^6\ 3S^2\ 3p^6\ 4S^2\ 3d^4$

(أكثر تباتا) توزيع فعلي $_{24}Cr \longrightarrow 4S^1 3d^5$

توزيع مرتقب $_{29}Cu\ 1S^2\ 2S^2\ 2p^6\ 3S^2\ 3p^6\ 4S^2\ 3d^9$

توزيع حقيقي أكثر ثباتا ، فهو المفضل $_{29}Cu \longrightarrow 4S^1 3d^{10}$

قاعدة فرعية للعناصر الشاذة :

عندما تكون الطبقة الفرعية d و f ، نصف مشبعة (f^7, d^5) أو مشبعة (f^{14}, d^{10}) يكون التوزيع الإلكتروني الناتج أكثر ثباتا.

الثاني : الكتابة المختصرة لكل من التوزيع و التشكيل $_{25}Mn : 1S^2\ 2S^2\ 2p^6\ 3S^2\ 3p^6\ 4S^2\ 3d^5$

مثال : $_{25}Mn$

التوزيع $_{25}Mn : {}_{18}Ar\ 4S^2\ 3d^5$

التشكيل $_{25}Mn : {}_{18}Ar\ 3d^5\ 4s^2$

مع العلم أن Ar (أرغون) هو الغاز الخامل الذي يسبق مباشرة Mn في الجدول الدوري.

الثالث : إلكترونات القلب و إلكترونات التكافؤ .

* إلكترونات القلب = إلكترونات الغاز الخامل + إلكترونات d و f إن كانتا مشبعتين (f^{14}, d^{10})

و تمسى أيضا الإلكترونات الداخلية

مثال : $_{11}Na$

$_{48}Cd$

$_{11}Na : 1S^2\ 2S^2\ 2p^6\ 3S^2 \longrightarrow {}_{11}Na: {}_{10}Ne\ 3s^1 \dashrightarrow 10 = \bar{e}$ القلب

$_{48}Cd : {}_{36}Kr\ 5S^2\ 4d^{10} \longrightarrow {}_{48}Cd: {}_{36}Kr\ 4d^{10}\ 5S^2 \dashrightarrow 46=10+36 = \bar{e}$ القلب

* إلكترونات التكافؤ : هي ماعدا إلكترونات القلب = عدد $\bar{e}$ الكلية - عدد $\bar{e}$ القلب

و تسمى أيضا الإلكترونات الخارجية أو البنية الإلكترونية الخارجية S.E.E

مثال: عدد $\bar{e}$ التكافؤ في $_{11}Na = 1$

$_{11}Na = {}_{10}Ne\ \frac{3S^1}{SEE}$

عدد $\bar{e}$ التكافؤ في $_{48}Cd = 2$

$_{48}Cd: {}_{36}Kr\ \frac{5S^2 4d^{10}}{SEE}$

عدد $\bar{e}$ التكافؤ في $_{17}Cl = 7$

$_{17}Cl : 1S^2\ 2S^2\ 2p^6\ 3S^2\ 3p^5 \longrightarrow {}_{17}Cl: {}_{10}Ne\ \frac{3S^2 3P^5}{SEE}$

الرابع : الغازات الخاملة هي : Rn , Xe , Kr , Ar, Ne, Hc

* في توزيعها $\bar{e}$: كل الطبقات و الطبقات الفرعية مشبعة هيكلي ⟵ إلكتروني مستقر.

** عدد $\bar{e}$ التكافؤ لها = 0 لأنها عديمة النشاط الكيميائي(لا تتفاعل كيميائيا)

*** SEE لها هو $nS^2\ np^6$ باستثناء $_2Hc$ حيث $_2Hc : 1S^2$

الدورة الخامسة: n=5 (18 عنصرا) $3S/C : 5S\ 4d\ 5p \longrightarrow 2+10+6=18$

$_{37}Rb \longrightarrow {}_{54}Xe$

ملاحظة : العناصر الشاذة التي تحكمها القاعدة الفرعية المشار إليها سابقا : $_{42}Mo$ و $_{47}Ag$

عناصر شاذة

$_{42}Mo : {}_{36}Kr\ 5S^1\ 4d^5$

$_{47}Ag : {}_{36}Kr\ 5S^1\ 4d^{10}$

الدورة السادسة : n = 6 (32 عنصرا)

$4S/C: 6s\ 4f\ 5d\ 6p \longrightarrow 2+14+10+6=32$

$_{55}Cs \longrightarrow {}_{86}Rn$

تنبيهات :

الأول : العناصر الشاذة في هذه الدورة (n=6) و الخاضعة للقاعدة الفرعية السابقة هي $_{74}W$ ، $_{79}Au$

عناصر شاذة

$_{74}W: {}_{54}Xe\ 6S^1\ 4f^{14}\ 5d^5$

$_{79}Au : {}_{54}Xe\ 6S^1\ 4f^{14}\ 5d^{10}$

إلا أن من العلماء الكيميائيين من يعتبر $_{74}W$ عنصرا نظاميا (ليس شاذا)

الثاني : تسمى العناصر الموافقة لملأ الطبقة الفرعية 4f بـ: اللانثينيدات

($_{57}La \longrightarrow {}_{71}Lu$: 15عنصرا)

الدورة السابعة : n=7 (32 عنصرا) $4S/C: 7S\ 5f\ 6d\ 7p \longrightarrow 2+14+10+6=32$

* تسمى العناصر المرافقة لملأ 5f ، ب الأكتينيدات

$_{89}Ar \longrightarrow {}_{103}Lr$

2- الأعمدة:

أ- يتكون الجدول الدوري من 18 عمودا.

ب- عناصر العمود الواحد لها نفس SEE ⟸ أي لها خصائص كيميائية متشابهة .

جـ- في الجدول الدوري ، تنقسم الأعمدة إلى مجموعتين أو عائلتين هما :

* المجموعة A ذات SEE من النوع ns أو nS np .

** المجموعة B ذات SEE من النوع $nS^2(n-1)d^{1-9}$ أو ذات توزيع $nS^2(n-1)d^{10}\ \bar{e}$ [غاز خامل GR]

العمود الأول (عائلة القلويات) مجموعة I A

عناصر هذا العمود ذات SEE : nS^1

- تفقد بسهولة $1\ \bar{e}$ لتتحول إلى شوارد موجبة أحادية الشحنة.

أمثلة:

$Li \longrightarrow Li^+ + 1\bar{e}$

$Na \longrightarrow Na^+ + 1\bar{e}$

$K \longrightarrow K^+ + 1\bar{e}$

العمود الثاني : (عائلة القلويات الترابية) مجموعة II A

عناصر هذا العمود ذات S.E.E : nS^2

تفقد بسهولة $2\bar{e}$ لتتحول إلى كاثيونات ثنائية.

أمثلة : $Mg \longrightarrow Mg^{++} + 2\bar{e}$

$Ca \longrightarrow Ca^{++} + 2\bar{e}$

الأعمدة من 3 إلى 12 : مجموعة B

عناصر هذه المجموعة ذات توزيع $\bar{e}$ $nS\ (n-1)\ d^{1-10}$ (غاز خامل)

* كما أن عناصر هذه المجموعة تعطي شوارد متعددة مثل Fe يمنح Fe^{++} ، Fe^{+++}.

العناصر الانتقالية

B

III B ——— S.E.E: $nS^2\ (n-1)\ d^1$

IV B ——— S.E.E: $nS^2\ (n-1)\ d^2$

V B ——— S.E.E: $nS^2\ (n-1)\ d^3$

VI B ——— S.E.E: $nS^2\ (n-1)\ d^5$

VII B ——— S.E.E: $nS^2\ (n-1)\ d^5$

VIII B ——— S.E.E: $nS^2\ (n-1)\ d^6$ / S.E.E: $nS^2\ (n-1)\ d^7$ / S.E.E: $nS^2\ (n-1)\ d^8$ — **الثلاثيات Triades**

I B ——— (غاز خامل) $nS^1\ (n-1)\ d^{10}$

II B ——— (غاز خامل) $nS^2\ (n-1)\ d^{10}$

الأعمدة من 13 إلى 18 : تتمثل في المجموعات من III A إلى VIII A

A

III A ——— S.E.E: $nS^2\ np^1$ ----------► عائلة البور B

IV A ——— S.E.E: $nS^2\ np^2$ ----------► عائلة الكربون C

V A ——— S.E.E: $nS^2\ np^3$ ----------► الآزوتية

VI A ——— S.E.E: $nS^2\ np^4$ ----------► الشالكوجينات

VII A ——— S.E.E: $nS^2\ np^5$ ----------► الهالوجينات

VIII A ——— S.E.E: $nS^2\ np^6$ ----------► الغازات الخاملة

ملاحظة :

* عناصر العمود III A تفتقد بسهولة $3\bar{e}$ لإعطاء أيونات موجبة مثل : B^{+++} ، Al^{+++}.

* عناصر العمود VI A ، VII A تكتسب $2\bar{e}$ و $1\bar{e}$ على الترتيب لإعطاء أيونات مثل : O^{--} ، S^{--} أو F^- ، Cl^- ، Br^- ، I^- حتى يكون لها هيكل (بنية) إلكترونية شبيهة بالغاز الخامل الذي يليها في الجدول الدوري.

3- تحديد موقع عنصر كيميائي في الجدول الدوري :

تحديد موقع العنصر في الجدول ⟸ تعيين دورته ومجموعته.

أ- تحديد الدورة : أكبر قيمة لـ n في التوزيع أو التشكيل.

أمثلة : $_{19}K: {}_{18}Ar\ 4S^1 \longrightarrow n = 4 \Longrightarrow$ الدورة الرابعة

$_{42}Mo: {}_{36}Kr\ 4d^5\ 5S^1 \longrightarrow n = 5 \Longrightarrow$ الدورة الخامسة

ب- تحديد المجموعة :

* عدد $\bar{e}$ التكافؤ يوافق الرقم لروماني I ---------→ VIII

** نوع S.E.E يحدد انتماء العنصر إلى المجموعة A أو B.

مثال : $_{17}Cl$ $_{17}Cl : \underbrace{1S^2\ 2S^2\ 2p^6}_{{}_{10}Ne}\ 3S^2\ 3p^5$

$_{17}Cl : {}_{10}Ne\ 3S^2\ 3p^5$

- $n = 3 \Longrightarrow$ الدورة الثالثة
- S.E.E: nS np $\Longrightarrow$ المجموعة A
- عدد $\bar{e}$ التكافؤ = 7 $\Longrightarrow$ VII

4- دورية بعض الخصائص في الجدول :

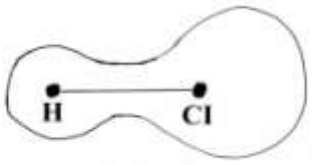
أ- طاقة التأمين Ei: هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون ن ذرة في حالتها الغازية.

$A\ (g) \xrightarrow{Ei} A^+\ (g) + 1\bar{e}$ $\quad Ei > 0$ دائما

$Li \xrightarrow{Ei} Li^+ + 1\bar{e}$

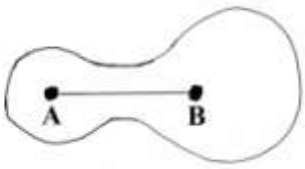
ب- الكهروسالبية χ: هو قدرة (ميل) ذرة B على جذب الزوج الإلكتروني الذي يربطه بذرة أخرى A.

$\chi_{Cl} > \chi_H$



جزئ HCl

$\chi_B > \chi_A$



جزئ AB

الذرة B أكثر كهروسالبية من الذرة A

* العنصر الذي يفقد بسهولة إلكترون أو أكثر يعتبر كهروجابيا.

** و العنصر الذي يكتسب بسهولة إلكترون أو أكثر يعتبر كهروسالبيا.

تنبيه :

تتغير كل من Ei و χ في نفس الإتجاه.

- ففي نفس الدور : Ei ↖ من اليسار إلى اليمين.
- وفي نفس العمود : Ei (χ) ↙ من الأعلى نحو الأسفل.