الفصل السادس : البنية الإلكترونية للذرات المتعددة الإلكترونات والجدول الدوري للعناصر

I. البنية الإلكترونية للذرات المتعددة الإلكترونات

1. تمثيل المحطات الذرية بالحجيرات الكمية :

يمكن تمثيل المحطات الذرية Ψ_{nlm} بواسطة الحجيرات الكمية ، حيث أن كل حجرة كمية تتسع لإلكترونين على الأكثر، يكون لهما نفس الأرقام الكمية n, l, m و يختلفان في رقم الكم اللفي (S) الذي يأخذ القيمتين $+\frac{1}{2}$ و $-\frac{1}{2}$.

يمثل الزوج الإلكتروني داخل الحجرة الواحدة بنصف سهمين متوازيين و مختلفين في الإتجاه ⇅ .

يمثل n رقم الكم الرئيسي، الطبقة الرئيسية (K, L, M, N, O, P, Q) بينما يحدد l الطبقة الثانوية (S, P, d, f) بينما يحدد m رقم الكم المغناطيسي إتجاه هذه الطبقات الفرعية عندما تخضع لمجال مغناطيسي.

كل طبقة فرعية تتوفر على $(2l+1)$ حجيرة كمية التي تحتوي بدورها على $(2l+1)$ .2 إلكترون كما هو موضح في الجدول التالي :

l	0	1	2	3
طبقة فرعية	ns	nP	nd	nf
عدد الحجرات الكمية	1	3	5	7
عدد e^- الطبقة الفرعية	2	6	10	14
كتابة الطبقة الفرعية بـ e^-	ns^2	nP^6	nd^{10}	nf^{14}

⇅ : e^- عدد لفهما الذاتي متعاكس، حجيرة مشبعة، إلكترونين

1 : e^- واحد : عازب أو مفرد، حجيرة غير مشبعة، e^- واحد

و عليه يمكن تمثيل المحطات الذرية بالحجيرات الكمية :

$\mathbf{ns^2}$: $n \geq 1, l = 0, m = 0, S = \pm\frac{1}{2}$

⇅ $\quad {}_1\Psi_{n00\frac{1}{2}}$, ${}_2\Psi_{n00-\frac{1}{2}}$

$\boldsymbol{nP^6}$: $n \geq 2, l = 1, m = -1, 0, 1, \ S = \pm\frac{1}{2}$

P_x	P_z	P_y
⇅	⇅	⇅
-1	0	1

${}_1\Psi_{n1-1\frac{1}{2}}$, ${}_2\Psi_{n1-1-\frac{1}{2}}$, ${}_3\Psi_{n10\frac{1}{2}}$
${}_4\Psi_{n10-\frac{1}{2}}$, ${}_5\Psi_{n11\frac{1}{2}}$, ${}_6\Psi_{n11-\frac{1}{2}}$

$\boldsymbol{nd^{10}}$: $n \geq 3, \ l = 2, m = -2, -1, 0, 1, 2)$.

⇅	⇅	⇅	⇅	⇅
-2	-1	0	1	2

${}_1\Psi$ …… ${}_{10}\Psi$

$\boldsymbol{nf^{14}}$: $n \geq 4 \ l = 3, m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$

⇅	⇅	⇅	⇅	⇅	⇅	⇅
-3	-2	-1	0	1	2	3

${}_1\Psi$ …… ${}_{14}\Psi$

2. قواعد ملأ المحطات الذرية : يتوقف توزيع الإلكترونات على الطبقات الفرعية على العوامل التالية :

1.2. مبدأ الإستقرار : تشغل الإلكترونات في الحالة الأساسية أخفظ مستويات الطاقة فتمنح الذرة إستقرارا أعظميا

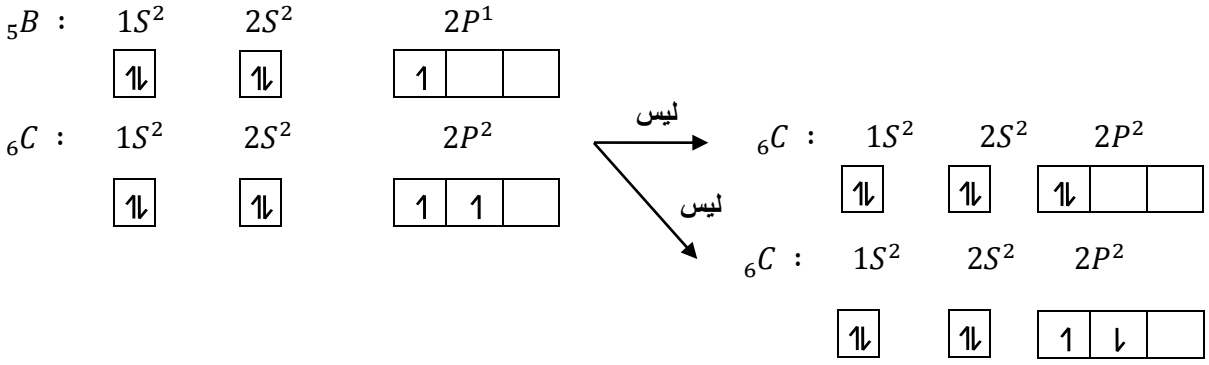
مثل : $_{19}K : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^1$ و ليس $_{19}K : 1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 3d^1$

2.2. مبدأ الإستبعاد باولي Pauli: لا يمكن لإلكترونين لذرة واحدة أن يكونا على الحالة الكمية نفسها، على الأقل يختلفان في (S) مثل : الهيليوم H_e $_1\Psi_{100\frac{1}{2}}$ $_2\Psi_{100-\frac{1}{2}}$ $_2H_e : 1S^2$

إذن :الإلكترونان يأخذان عل الأكثر 3 أعداد كمية متساوية. العدد الرابع يكون إجباريا مختلف.

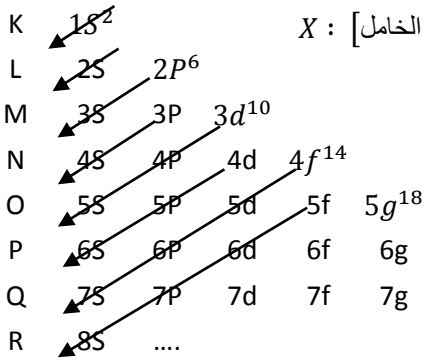
3.2. قاعدة هوند Hund :

- نبدأ ملأ طبقة تحتية بعد أن تملأ الطبقة التحتية ذات الطاقة الأسفل تماما.
- لا يمكن لمحط ذري (حجيرة كمية) أن يحوي إلكترونين إلا إذا إحتوت المحطات التي لها نفس الطاقة إلكترونا واحدا من قبل. أمثلة :



كل الـ e^- لديهم نفس $S = \frac{1}{2}$ أي الإتجاه الأعلى

4.2. قاعدة كلاتشكوفسكي : وهي القاعدة التي يبنى عليها توزيع الإلكترونات على الطبقات الفرعية وفقا للطاقة المتزايدة $(n+l)$ و إذا تساوت $(n+l)$ في طبقتين فإن ترتيبهما يكون حسب n المتزايدة :



$X : [\text{الغاز الخامل}] : nS^2 \underbrace{(n-2)f^{14}}\underbrace{(n-1)d^{10}}nP^6$

الغازات الخاملة

$$\begin{cases} X : [_2He]\,2S \\ X : [_{10}Ne]\,3S \\ X : [_{18}Ar]\,4S \\ X : [_{36}Kr]\,5S \\ X : [_{54}Xe]\,6S \\ X : [_{86}Rn]\,7S \\ X : [_{118}Og]\,8S \end{cases}$$

3. التوزيع الإلكتروني : يسمى ترتيب الطبقات الفرعية حسب قاعدة كلاتشكوفسكي بالتوزيع الإلكتروني.

4. التشكيل الإلكتروني : يسمى ترتيب الطبقات الفرعية حسب قيمة n المتزايدة بالتشكيل الإلكتروني و يستنتج من التوزيع الإلكتروني.

ملاحظة : حتى العنصر $Z = 20$ ، التوزيع الإلكتروني $\equiv$ التشكيل الإلكتروني

العنصر	التوزيع الإلكتروني	التشكيل الإلكتروني
$_{11}Na$	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^1$	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^1$
$_{21}Sc$	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 4S^2 3d^1$	$1S^2 2S^2 2P^6 3S^2 3P^6 3d^1 4S^2$

5. التوزيع الإلكتروني بإستعمال الغاز الخامل :

الغاز الخامل هو الغاز الذي لا يشارك في التفاعل الكيميائي حيث تكون طبقته الغازية مشبعة بالإلكترونات. يوجد لحد الآن : الهيليوم $_{2}He$ ، النيون $_{10}Ne$، الأرغون $_{18}Ar$ ، الكربتون $_{36}Kr$ ، الكزينون $_{54}Xe$ ، الرادون $_{86}Rn$ ، أوقانيسون $_{118}Og$

أمثلة :

العنصر	التوزيع	التشكيل	القلب e^-	التكافؤ e^-
$_{35}\boldsymbol{Br}$	$_{18}[Ar]4S^2 3d^{10} 4P^5$	$_{18}[Ar]3d^{10} 4S^2 4P^5$	28	7
$_{83}\boldsymbol{Bi}$	$_{54}[Xe]6S^2 4f^{14} 5d^{10} 6P^3$	$_{54}[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6S^2 6P^3$	78	5

6. إلكترونات القلب : هي عبارة عن إلكترونات الغاز الخامل الذي يحتويه العنصر بالإضافة إلى إلكترونات الطبقتين nd و nf إذا كانت مشبعة (مملوءة بالـ e^-)

7. إلكترونات التكافؤ : هي الإلكترونات المحمولة على الطبقات التحتية التكافؤية وتشكل البنية الإلكترونية الخارجية و هي التي تساهم في تشكيل الروابط الكميائية.

8. الدورة (السطر) : توافق الدورة ملأ الطبقات التحتية nP $(n-1)d$ $(n-2)f$ ns و تمثلها أعلى قيمة لـ n في التوزيع

أمثلة :

الدورة الرابعة $_{30}Zn$: $_{18}[Ar]\ \mathbf{4}S^2 3d^{10}$

الدورة الخامسة $_{48}Cd$: $_{36}[Kr]\ \mathbf{5}S^2 4d^{10}$

9. المجموعة (العمود) : يمثلها عدد إلكترونات التكافؤ وتكون تحت المجموعة A إذا كان التوزيع الإلكتروني للعنصر يحوي إلكترونات التكافؤ S أو P (ينتهي بـ S أو P)، أما إذا كان التوزيع الإلكتروني للعنصر ينتهي بـ d أو f فإنها تكون تحت المجموعة B.

أمثلة :

$_{13}Al$: $_{10}[Ne]3S^{\mathbf{2}}3P^{\mathbf{1}}$ المجموعة III_A

$_{72}Hf$: $_{54}[Xe]6S^{\mathbf{2}}4f^{14}5d^{\mathbf{2}}$ المجموعة IV_B

II. التصنيف الدوري للعناصر

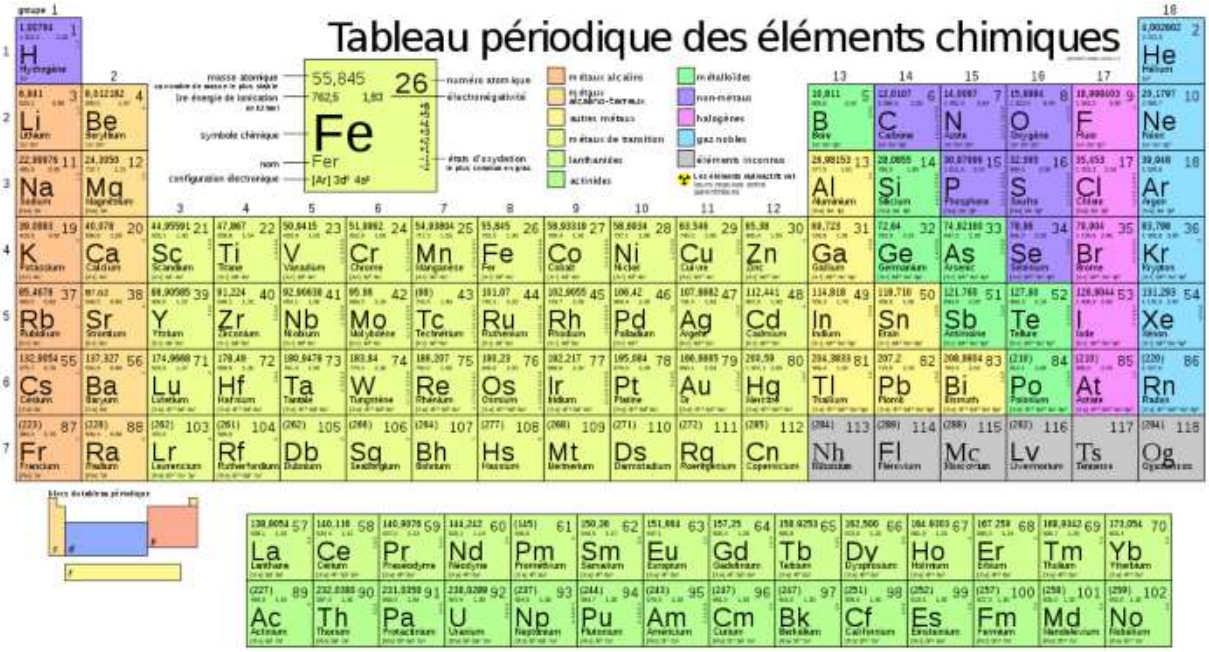
يحتوي الجدول الدوري الحديث على سبعة أسطر تسمى الأدوار (Periodes) و على 18 عمود تسمى أعمدة (colonnes) أو مجموعات كميائية.

يتم تصنيف العناصر في هذا الجدول حسب تزايد العدد الري Z للعناصر من اليسار إلى اليمين في السطر الواحد ومن الأعلى إلى الأسفل في العمود الواحد.

عند الإنتقال من حجرة إلى أخرى موالية في الجدول الدوري فإن العدد الذري Z يزداد بواحدة في السطر الواحد.

يتم توزيع العناصر في الأدوار حسب بنيتها الإلكترونية الخارجية.

ينقسم الجدول الدوري إلى 4 أقسام هي العناصر s، sp، d وf. العناصر (s و sp) تكون المجموعة A (s المجموعة I_A و sp المجموعات من III_A الى $VIII_A$) و العناصر d تكون المجموعة B (المجموعات من I_B الى $VIII_B$) أما العناصر f فهي خارج الجدول تشكل اللانطانيدات والأكتانيدات .



1. دراسة الأدوار :

الدورة الأولى $(n = 1)$: توافق $1S^2$ $\Leftarrow 2\,e^-$ عنصران ${}_1H: 1S^1,\ {}_2He: 1S^2$

الدورة الثانية $(n = 2)$: توافق $2S^2 2P^6$ $\Leftarrow 8\,e^-$ 8 عناصر ${}_3Li \rightarrow {}_{10}Ne$

الدورة الثالثة $(n = 3)$: توافق $3S^2 3P^6$ $\Leftarrow 8\,e^-$ 8 عناصر ${}_{11}Na \rightarrow {}_{18}Ar$

الدورة الرابعة $(n = 4)$: توافق $4S^2 3d^{10} 4P^6$ $\Leftarrow 16\,e^-$ 16 عنصر ${}_{19}K \rightarrow {}_{36}Kr$

الدورة الخامسة $(n = 5)$: توافق $5S^2 4d^{10} 5P^6$ $\Leftarrow 16\,e^-$ 16 عنصر ${}_{37}Rb \rightarrow {}_{54}Xe$

الدورة السادسة $(n = 6)$: توافق $6S^2 4f^{14} 5d^{10} 6P^6$ $\Leftarrow 32\,e^-$ 32 عنصر ${}_{55}Cs \rightarrow {}_{86}Rn$

الدورة السابعة $(n = 7)$: توافق $7S^2 5f^{14} 6d^{10} 7P^6$ $\Leftarrow 32\,e^-$ 32 عنصر ${}_{87}Fr \rightarrow {}_{118}O_g$

2. دراسة الأعمدة :

ان العناصر المصنفة في نفس العمود في الجدول الدوري الحديث لها خواص كيميائية واحده تسمى هذه العناصر بالمجموعات الكيميائية

Groupes :	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	0
Sous-groupes :	I_AI_B	II_AII_B	III_AIII_B	IV_AIV_B	V_AV_B	VI_AVI_B	VII_AVII_B		
Colonnes :	1 11	2 12	13 3	14 4	15 5	16 6	17 7	8-9-10	18

1.2. المجموعة A : تحتوي الفصيلة A على العناصر s و sp. تشمل هذه العناصر : المعادن ،أشباه المعادن و اللامعادن. إنها تكوّن الأفواج A و عددها 8 .

* العناصر s تكوّن فوجين :

- **الفوج I_A :**

يمثل هذا الفوج العمود الأول من الجدول الدوري ويحتوي على المعادن القلوية القاعدية. التشكيل الالكتروني الخارجي لهذه العناصر هو: ns^1 $(n-1)p^6$ ما عدا العنصرين $_3Li$ $(1s^2\ 2s^1)$, $_1H$ (1s1)

- **الفوج IIA :**

يمثل هذا الفوج العمود الثاني من الجدول الدوري ويحتوي على المعادن القلوية الترابية المؤلفة من العناصر ($_4Be$ …. $_{88}Ra$). التشكيل الإلكتروني الخارجي لهذه العناصر هو $ns^2(n-1)p^6$ ما عدا $_4Be$ $(1s^22s^2)$.

* العناصرsp تكوّن 6 أفواج : وهي

- **الفوج IIIA :**

يمثل هذا الفوج العمود الثالث عشر من الجدول الدوري و يعرف بفوج البور والألمنيوم و لديه التشكيل الالكتروني الخارجي $(ns^2\ np^1)$.

- **الفوج IVA :**

يمثل هذا الفوج العمود الرابع عشر من الجدول الدوري ويعرف بفوج الكربون والسليسيوم والتشكيل الالكتروني الخارجي لهذه العناصر هو $(ns^2\ np^2)$.

- **الفوج VA:**

يمثل هذا الفوج العمود الخامس عشر من الجدول الدوري ويعرف بفوج الآزوت والفسفور والتشكيل الالكتروني الخارجي لهذه العناصرهو $(ns^2\ np^3)$.

- **الفوج VI A:**

يمثل هذا الفوج العمود السادس عشر من الجدول الدوري ويعرف بفوج الأكسجين والكبريت والتشكيل الالكتروني الخارجي لهذه العناصر هو$(ns^2\ np^4)$.

- **الفوجVIIA :**

يمثل هذا الفوج العمود السابع عشر من الجدول الدوري ويعرف بفوج الهالوجينات. والتشكيل الالكتروني الخارجي لهذه العناصر هو $(ns^2\ np^5)$.

- **الفوج VIII :**

يمثل هذا الفوج العمود الثامن عشر من الجدول الدوري ويعرف بفوج الهيليوم و النيون و هو فوج الغازات الخاملة (النبيلة) و هي عناصر مشبعة و تشكيلها الخارجي هو $(ns^2\ np^6)$ ما عدا $_2He$ $(1s^2)$

2.2. المجموعة B : تسمى هذه العناصر بالعناصر الانتقالية وكلهم معادن . المجموعة B تشمل العناصر d. إنها تضم عشرة أعمدة تابعة لثمانية أفواج وهي :

- **الفوج I_B :** يمثل هذا الفوج العمود الحادي عشر من الجدول الدوري ويعرف بفوج النحاس Cu و تشكيله الإلكتروني الخارجي هو$ns^1\ (n-1)d^{10}$.
- **الفوج II_B :** يمثل هذا الفوج العمود الثاني عشر من الجدول الدوري ويعرف بفوج الزنك Zn و تشكيله الإلكتروني الخارجي هو$ns^2\ (n-1)d^{10}$.

- **الفوج III B**: يمثل هذا الفوج العمود الثالث من الجدول الدوري ويعرف بفوج السكانيوم Sc وتشكيله الإلكتروني الخارجي هو $ns^2\,(n\text{-}1)d^1$.
- **الفوج IV B**: يمثل هذا الفوج العمود الرابع من الجدول الدوري ويعرف بفوج التيتانيوم Ti وتشكيله الإلكتروني الخارجي هو $ns^2\,(n\text{-}1)d^2$.
- **الفوج V B**: يمثل هذا الفوج العمود الخامس من الجدول الدوري ويعرف بفوج الفناديوم V و تشكيله الإلكتروني الخارجي هو $ns^2\,(n\text{-}1)d^3$.
- **الفوج VI B**: يمثل هذا الفوج العمود السادس من الجدول الدوري ويعرف بفوج الكروم Cr و تشكيله الإلكتروني الخارجي هو $ns^2\,(n\text{-}1)d^4$.
- **الفوج VII B**: يمثل هذا الفوج العمود سابع من الجدول الدوري ويعرف بفوج المنغنزيوم Mn و تشكيله الإلكتروني الخارجي هو $ns^2\,(n\text{-}1)d^5$.
- **فوج VIII B**:هو فوج الثلاثيات (Fe, Co, Ni) و تمثل هذه العناصر الأعمدة الثامنة التاسعة والعاشرة وتم ادراجها في نفس الفوج لتقارب خواصها الفزيائية والكيميائية ويحتوي على المعادن الانتقالية وتشكيلها الإلكتروني الخارجي هو:
$ns^2\,(n\text{-}1)d^6$, $ns^2\,(n\text{-}1)d^7$, $ns^2\,(n\text{-}1)d^8$

3. العناصر الشاذة : وهي العناصر التي يكون توزيعها الإلكتروني شاذ عن قاعدة كلاشكوفسكي **Klechkovsky**.

يوجد 22 عنصر شاذ في الجدول الدوري منها عندما تكون الطبقة d نصف مملوءة أو مملوءة (مشبعة) فيكون العنصر أكثر إستقرارا.

$${}_{24}Cr: {}_{18}[Ar]4S^2\overset{\frown}{3d^4} \rightarrow Cr: {}_{18}[Ar]4S^1 3d^5$$

$${}_{29}Cu: {}_{18}[Ar]4S^2\overset{\frown}{3d^9} \rightarrow Cu: {}_{18}[Ar]4S^1 3d^{10}$$

$$\mathbf{{}_{41}Nb}: {}_{36}[Kr]5S^2\overset{\frown}{4d^3} \rightarrow Nb: {}_{36}[Kr]5S^1 4d^4$$

$${}_{42}Mo: {}_{36}[Kr]5S^2\overset{\frown}{4d^4} \rightarrow Mo: {}_{36}[Kr]5S^1 4d^5$$

$$\mathbf{{}_{44}Ru}: {}_{36}[Kr]5S^2\overset{\frown}{4d^6} \rightarrow Ru: {}_{36}[Kr]5S^1 4d^7$$

$$\mathbf{{}_{45}Rh}: {}_{36}[Kr]5S^2\overset{\frown}{4d^7} \rightarrow Rh: {}_{36}[Kr]5S^1 4d^8$$

$$\mathbf{{}_{46}Pd}: {}_{36}[Kr]5S^2\overset{\frown}{4d^8} \rightarrow Pd: {}_{36}[Kr]4d^{10}$$

$${}_{47}Ag: {}_{36}[Kr]5S^2\overset{\frown}{4d^9} \rightarrow Ag: {}_{36}[Kr]5S^1 4d^{10}$$

$$\mathbf{{}_{78}Pt}: {}_{54}[Xe]6S^2\overset{\frown}{4f^{14}5d^8} \rightarrow Pt: {}_{54}[Xe]6S^1 4f^{14}5d^9$$

$${}_{79}Au: {}_{54}[Xe]6S^2\overset{\frown}{4f^{14}5d^9} \rightarrow Au: {}_{54}[Xe]6S^1 4f^{14}5d^{10}$$

$$\mathbf{{}_{110}Ds}: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^{14}6d^8 \rightarrow {}_{110}Ds: {}_{86}[Rn]7S^1 5f^{14}6d^9$$

$${}_{111}Rg: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^{14}6d^9 \rightarrow {}_{110}Ds: {}_{86}[Rn]7S^1 5f^{14}6d^{10}$$

4. العناصر الإنتقالية : هي عناصر لها طبقة فرعية $(n-1)\,d$ غير مشبعة و تأخذ التوزيع الإلكتروني الخارجي $nS^2\,(n-1)d^{1-8}$ وهي عبارة عن معادن عديدة التكافؤ. مثل : عنصر إنتقالي ${}_{26}Fe: {}_{18}[Ar]4S^2 3d^6$ →

5. مجموعة اللانطانيدات :

هي عناصر ذات التوزيع الإلكتروني الخارجي $4f^{1-14}$ ، لها نفس خواص عنصر ${}_{57}L_a$ الذي يوجد في الدورة السادسة، العمود الثالث و اللانطانيدات هي عناصر تصنف جميعها في حجرة واحدة هي حجرة L_a و تبدأ ${}_{58}C_e \rightarrow {}_{71}L_u$

العنصر 1 : $${}_{57}La: {}_{54}[Xe]6S^2 4f^1 \rightarrow L_a: {}_{54}[Xe]6S^2 4f^0 5d^1$$

العنصر 2 : $${}_{58}Ce: {}_{54}[Xe]6S^2 4f^2 \rightarrow C_e: {}_{54}[Xe]6S^2 4f^1 5d^1$$

العنصر 8 : $${}_{64}Gd: {}_{54}[Xe]6S^2 4f^8 \rightarrow G_d: {}_{54}[Xe]6S^2 4f^7 5d^1$$

6. مجموعة الأكتينيدات :

هي عناصر ذات التوزيع الإلكتروني الخارجي $5f^{1-14}$ ، لها نفس خواص عنصر $_{89}A_c$ الذي يوجد في الدورة السابعة، العمود الثالث . و الأكتينيدات هي عناصر تصنف جميعها في حجرة واحدة هي حجرة A_c و تبدأ $_{90}T_h \rightarrow {}_{103}L_r$.

العنصر 1 $_{89}Ac: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^1 \rightarrow {}_{89}A_c: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^0 6d^1$

العنصر 2 $_{90}Th: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^2 \rightarrow {}_{90}Th: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^0 6d^2$

العنصر 3 $_{91}Pa: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^3 \rightarrow {}_{91}Pa: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^2 6d^1$

العنصر 4 $_{92}U: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^4 \rightarrow {}_{92}U: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^3 6d^1$

العنصر 5 $_{93}Np: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^5 \rightarrow {}_{93}Np: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^4 6d^1$

العنصر 8 $_{96}Cm: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^8 \rightarrow {}_{96}Cm: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^7 6d^1$

العنصر 15 $_{103}Lr: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^{14} 6d^1 \rightarrow {}_{103}Lr: {}_{86}[Rn]7S^2 5f^{14} 7p^1$

7. الخواص الدورية في الجدول الدوري للعناصر:

1.7. طاقة التأين E_i : هي الطاقة اللازمة لنزع إلكترون واحد أو n إلكترون من الذرة المتعادلة في حالتها الغازية

طاقة التأين الأولى : $X_{(g)} \rightarrow X^+_{(g)} + é + E_{i1}$

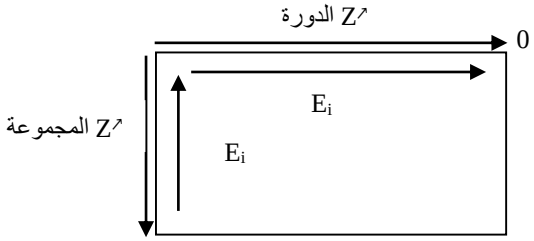
طاقة التأين الثانية : $X_{(g)} \rightarrow X^{++}_{(g)} + é + E_{i2}$

$X^{+(n-1)}_{(g)} \rightarrow X^{+n}_{(g)} + é + E_{in}$

حيث : $E_{i1} < E_{i2} < E_{in}$ وذلك لأنه عند نزع الإلكترون الأول فإننا نقترب من النواة وبالتالي قوة الربط للإلكترونات مع النواة تزداد ومنه طاقة التاين 2 ،3 إلى n تزداد

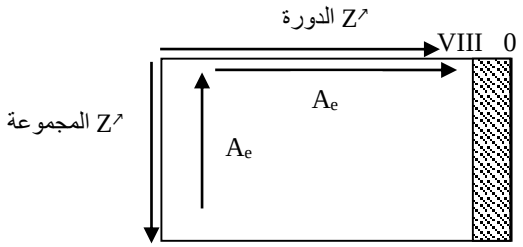
في الدورة الواحدة تزداد طاقة التأين الأولى بزيادة z من اليسار إلى اليمين بحيث يكون الغاز الخامل طاقة تأين أولى أكبر في المجموعة الواحدة تزداد طاقة التأين الأولى من الأسفل نحو الأعلى أي بنقصان z .

وبصفة عامة تتغير طاقة التأين الأولى في الجدول الدوري كما يلي :



2.7. الألفة الإلكترونية A_e : هي الطاقة التي تحررها الذرة المتعادلة في حالتها الغازية عندما تكتسب إلكترونا.

تتغير الألفة الإلكترونية في الجدول الدوري مثل تغير طاقة التأين الأولى باستثناء العمود (18) 0

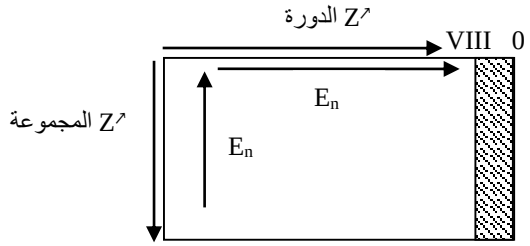


3.7. الكهروسالبية E_n : تعرّف كهروسالبية عنصر بميل هذا العنصر لجذب الزوج الإلكتروني في الرابطة المشتركة.

لنعتبر الجزيء AB ثنائي الذرة القابل للتأين كما يلي : $AB \rightarrow A^+ + B^-$

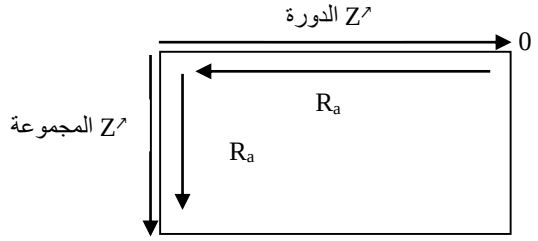
نقول أن B أكثر كهروسالبية من A أو A أكثر كهروجابية من B

تتغير الكهروسالبية في الجدول الدوري مثل تغير الألفة الإلكترونية.



4.7. نصف القطر الذري R_a : يعبر نصف القطر الذري عن حجم الذرة ويتناسب عكسيا مع قوة التجاذب بين النواة والإلكترونات الخارجية.

في الدورة الواحدة يزداد نصف القطر الذري بنقصان z من اليمين إلى اليسار
في المجموعة الواحدة يزداد نصف القطر الذري بزيادة z من الأعلى إلى الأسفل.
يتغير نصف القطر الذري في الجدول الدوري ككل عكس طاقة التأين الأولى أي :



5.7. نصف القطر الأيوني R_a : هو نصف قطر الشاردة. وهذه الأخيرة هي الذرة التي فقدت أواكتسبت إلكترونات.
مثال: ذرة الصوديوم Na اذا فقدت الكترونا تصبح شاردة موجبة Na^+ .
ذرة الكلور Cl اذا اكتسبت الكترونا تصبح شاردة سالبة Cl^-.
بصفة عامة : نصف القطر الذري للذرة A أكبر من نصف القطر الأيوني للشاردة الموجبة A^+ : $R_a(A) > R_a(A^+)$
نصف القطر الذري للذرة A أقل من نصف القطر الأيوني للشاردة السالبة A^- : $R_a(A) < R_a(A^-)$

- نصف القطر الأيوني الموجب و السالب يكبر في المجموعة من الأعلى إلى الأسفل وليس لهم دورية في الدور.

- في حالة الأيونات ذات البنية الإلكترونية المتساوية يقل نصف القطر الأيوني بازدياد العدد الذري .

مثال: $R_a\ (_{12}Mg^{+2}) < R_a\ (_{11}Na^+) < R_a\ (_9F^-) < R_a\ (_8O^{-2})$