الفصل الخامس:

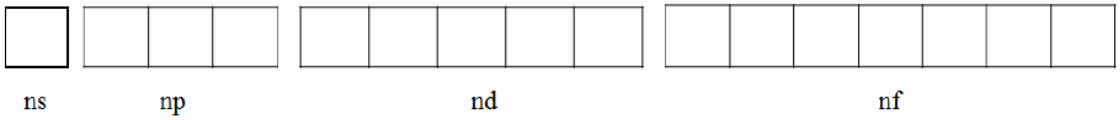
الجدول الدوري للعناصر

Periodic Table of Elements

I. البنية الالكترونية للذرات متعددة الالكترونات electronic Structure of Multi-electron Atoms

I.1 . تمثيل المحطات الذرية بالحجرات الكوانتية representation of atomic orbitals with quantum boxes :

تمثل المحطات الذرية بواسطة مربعات تدعى الحجرات الكوانتية، تجمع المحطات الذرية لنفس تحت الطبقة كما يلي:



كل حجيرة تحتوي على الكترونين على الأكثر يمثلان بنصف سهمين متوازيين ومتعاكسين في الاتجاه

الالكترونين لهما نفس الاعداد الكمية (n, *l*, m) ويختلفان في العدد الكمي السبيني(s) $s = \mp\frac{1}{2}$، موجب نحو الأعلى وسالب نحو الأسفل.

I.2.توزيع الالكترونات على المحطات الذرية Electron distribution in shells

يخضع توزيع الالكترونات على الطبقات الى ثلاثة عوامل:

I.1.2 . عامل الاستقرار stabilizer

في الحالة الأساسية تشغل الالكترونات أخفض مستويات الطاقة و الذي يعطي للذرة استقرارا.

مثال:

$_2$He: $1s^2$

$_3$Li: $1s^2\ 2s^1\ 2p^0$

$_6$C: $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$

I.2.2. مبدأ الاستبعاد ل باولي Pauli Exclusion Principle

ينص هذا المبدا على انه في أي ذرة لا يوجد الكترونان لهما نفس الاعداد الكمية الأربعة (n, l, m, s)

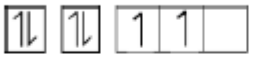
وهذا يعني انه يجوز(يمكن)ان يشترك الكترونين في ثلاثة اعداد كمية ولكنهما لابد ان يختلفان في العدد الكمي الرابع.

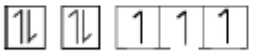
مثال: $_2He: 1s^2$ $\Psi_{1,0,0,+\frac{1}{2}}$, $\Psi_{1,0,0,-\frac{1}{2}}$

I.3.2. قاعدة هوند Hund's Rules

في نفس الطبقة اذا وجد عدد غير كاف من الالكترونات لملا كل الحجيرات الكمية فان هذه الالكترونات توزع على شكل الكترون واحد في كل حجيرة(اعزب)ثم تتزاوج.

مثال:

$_6C: 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ 

$_7N: 1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ 

$_8O: 1s^2\ 2s^2\ 2p^4$

يسمى الالكترون الذي يشغل الحجيرة الكمية لمفرده الكترون اعزب.

يسمى الزوج الالكتروني(الالكترونين)الذين يشغلان الحجيرة الكمية الواحدة الكترونين متزاوجين.

I.4.2. طاقة المحطات الذرية ENERGIES OF ATOMIC ORBITALS

تتعلق طاقة المحط الذري بقيم كل من (n, l)

من اجل قيمة ثابتة ل (l) فان الطاقة تزداد بزيادة (n)

مثال:

$$\begin{cases} l = 0 \longrightarrow E_{(1s)} < E_{(2s)} < E_{(3s)} \\ l = 1 \longrightarrow E_{(2p)} < E_{(3p)} < E_{(4p)} \end{cases}$$

- من اجل قيمة ثابتة لـ (n) فان الطاقة تزداد بزيادة (l).

مثال:

$$\begin{cases} n=3 \longrightarrow \underset{l=0}{E_{(3s)}} < \underset{l=1}{E_{(3p)}} < \underset{l=2}{E_{(3d)}} \\ n=4 \longrightarrow \underset{l=0}{E_{(4s)}} < \underset{l=1}{E_{(4p)}} < \underset{l=2}{E_{(4d)}} < \underset{l=3}{E_{(4f)}} \end{cases}$$

I .3. قاعدة كلايتشوفسكي Klechkowski's rule

وهي القاعدة التي يبنى عليها توزيع الالكترونات على الطبقات الفرعية وذلك تبعا للطاقة المتزايدة لقيم (n+1)

مثال: 3d يأتي بعد 4s لأن:

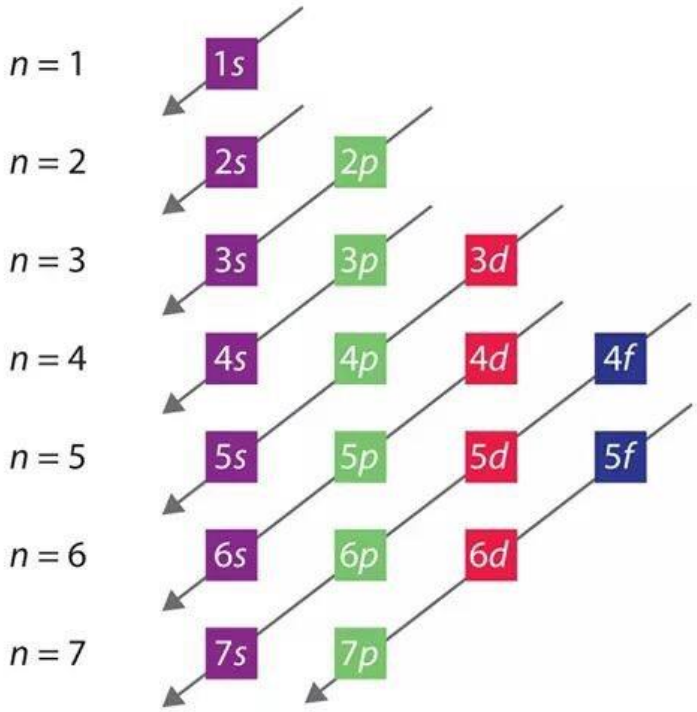
$$\left.\begin{array}{l} \underbrace{(n+l)}_{(4s)} = (4+0) = 4 \\ \underbrace{(n+l)}_{(3d)} = (3+2) = 5 \end{array}\right\} \Rightarrow \underbrace{(n+l)}_{(3d)} > \underbrace{(n+l)}_{(4s)}$$

اما في حالة تساوي القيمة (n+1)في طبقتين فان الترتيب يخضع لقاعدة تزايد (n)

مثال: 3s يأتي بعد 2p لأن:

$$\left.\begin{array}{l} \underbrace{(n+l)}_{(3s)} = (3+0) = 3 \\ \underbrace{(n+l)}_{(2p)} = (2+1) = 3 \end{array}\right\} \Rightarrow \underbrace{(n=3)}_{(3s)} > \underbrace{(n=2)}_{(2p)}$$

اذن ترتب الطبقات الفرعية حسب قاعدة كلايتشوفسكي وفق المخطط التالي:



I. 3. 1.التوزيع الالكتروني Electronic Distribution

يسمى ترتيب الطبقات الفرعية حسب قاعدة كلايتشوفسكي بالتوزيع الالكتروني ويكون كما يلي:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^6\ 7s^2\ 5f^{14}\ 6d^{10}\ 7p^6$$

مثال: $_{63}X:\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^6\ 6s^2\ 4f^7$

I. 3. 2. التشكيل الالكتروني Electronic configuration

المتزايدة بالتشكيل الالكتروني وهو يستنتج من التوزيع (n) يسمى ترتيب الطبقات الفرعية تبعا لقيم الالكتروني.

مثال: $_{63}X:\ \underbrace{1s^2}_{n=1}\ \underbrace{2s^2\ 2p^6}_{n=2}\ \underbrace{3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}}_{n=3}\ \underbrace{4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^7}_{n=4}\ \underbrace{5s^2\ 5p^6}_{n=5}\ \underbrace{6s^2}_{n=6}$

I. 3.3. التوزيع الالكتروني باستعمال الغاز الخامل Electron Configuration With Noble Gas Notation

الغازات الخاملة هي ذرات طبقتها الخارجية مشبعة بالالكترونات ليس لها ميول لفقد او اكتساب الكترونات، وينتهي توزيعها الالكتروني ب(np^6) باستثناء الهيليوم ($_2He : 1s^2$)وتصنف(تنتمي) جميعها الى العمود الأخير من الجدول الدوري وهي $_2He$, $_{10}Ne$, $_{18}Ar$, $_{36}Kr$, $_{54}Xe$, $_{86}Rn$

يستعمل الغاز الخامل في التوزيع وفي التشكيل الالكتروني للاختصار في الكتابة ويكون كما يلي:

- **في التوزيع الالكتروني:** $_{Z}X: [Gaz]\ ns^2\,(n-2)f^{14}\,(n-1)d^{10}\ np^6$.
- **في التشكيل الالكتروني:** $_{Z}X: [Gaz]\ (n-2)f^{14}\,(n-1)d^{10}ns^2\ np^6$

امثلة :كتابة التوزيع والتشكيل الالكتروني للعناصر التالية:$_{26}Fe,\ _{12}Mg,\ _{16}S^{-2}$

العنصر	التوزيع الالكتروني	التشكيل الالكتروني
$_{26}Fe$	$_{26}Fe:[_{18}Ar]\ 4s^2\,3d^6$	$_{26}Fe:\ [_{18}Ar]\ 3d^6\,4s^2$
$_{12}Mg$	$_{12}Mg:[_{10}Ne]\ 3s^2$	$_{12}Mg:[_{10}Ne]\ 3s^2$
$_{16}S^{2-}$	$_{16}S^{2-}:[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^6$	$_{16}S^{2-}:[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^6$
$_{86}Rn$	$_{86}Rn:[_{54}Xe]\ 6s^2\,4f^{14}\,5d^{10}\,6p^6$	$_{86}Rn:[_{54}Xe]\ 4f^{14}\,5d^{10}\,6s^2\,6p^6$

I. 3. 4. الكترونات القلب Core electron

هي الكترونات الغاز الخامل بالإضافة(زائد)الكترونات الطبقات الثانوية (n-1)d, (n-2)f

عندما تكون مشبعة(مملوءة)

I. 3. 5. الكترونات التكافؤ Valence Electrons

هي الالكترونات المحمولة على الطبقات التحتية التكافؤية وتشكل البنية الالكترونية الخارجية وهي التي تساهم في تشكيل الروابط الكيميائية .او هي الالكترونات التي تلي الكترونات القلب.

امثلة:

- $_{35}Br:[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^{10} 4p^5$

عدد الكترونات القلب هي 28 الكترون وعدد الكترونات التكافؤ هي 7 الكترونات.

- $_{84}Po:[_{54}Xe]\ 6s^2\,4f^{14}\,5d^{10}\,6p^4$

عدد الكترونات القلب هي 18 الكترون وعدد الكترونات التكافؤ هي 1 الكترونات.

I . 6.3. العناصر الشاذةElectron Configuration Anomalies

وهي عناصر من الجدول الدوري لايخضع توزيعها الالكتروني لقاعدة كلاينشوفسكي، ومنها العناصر ذات (n-2)f ,(n-1)d المشبعة والنصف مشبعة بالالكترونات تكون اكثر استقرار.

امثلة:

$$_{24}Cr: [_{18}Ar]4s^2 3d^4 \longrightarrow [_{18}Ar]4s^1 3d^5$$

$$_{29}Cu: [_{18}Ar]4s^2 3d^9 \longrightarrow [_{18}Ar]4s^1 3d^{10}$$

$$_{47}Ag: [_{36}Kr]5s^2 4d^9 \longrightarrow [_{36}Kr]5s^1 4d^{10}$$

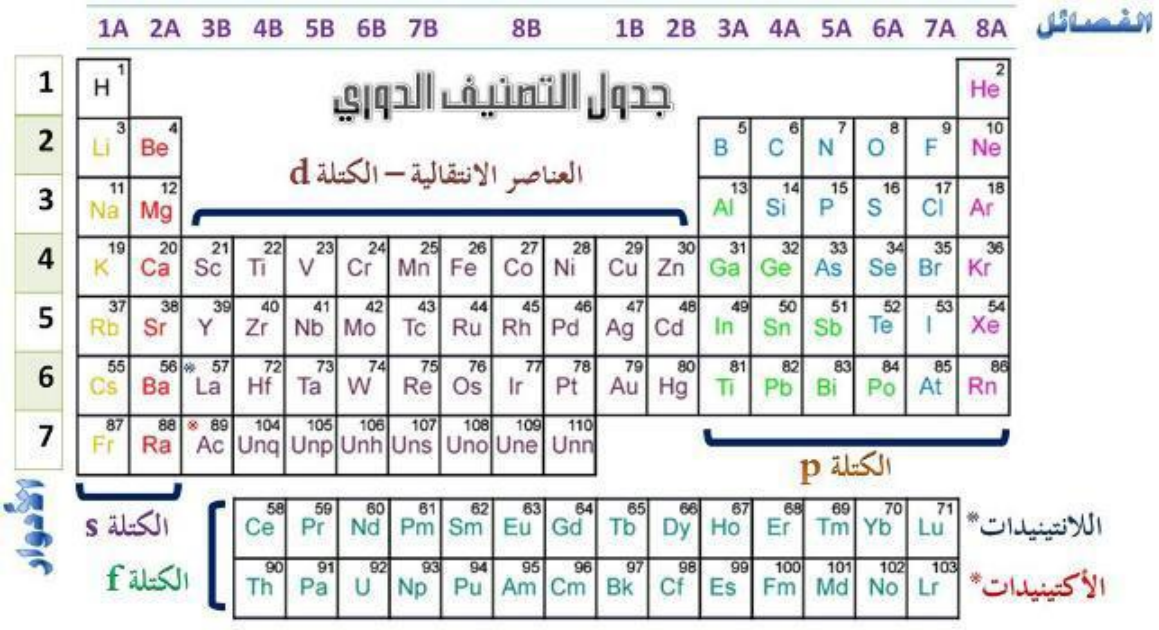
$$_{79}Au: [_{54}Xe]\ 6s^2 4f^{14} 5d^9 \longrightarrow [_{54}Xe]\ 6s^1 4f^{14} 5d^{10}$$

II. الجدول الدوري للعناصرPeriodic Table of Elements

مع تزايد العناصر الكيميائية المكتشفة والمصنعة أصبح ترتيبها حسب معايير محددة ضرورة ملحة، ويعد ماندلييف أهم من أنجز ترتيبا دوريا سنة 1869 م. وبعد تطور الابحاث واكتشاف أنواع جديدة استقر الأمر على الترتيب الحالي والذي يضم 118 عنصرا. إن أهم خصائص الترتيب الدوري للعناصر الكيميائية، هو تصنيف العناصر على شكل مجموعات كيميائية، حيث تتصف عناصر المجموعة الواحدة بخواص كيميائية متشابهة جدا.

1.II . التصنيف الدوري لمندلييفMendeleïev's periodic classification

يعتبر العالم مندلييف أول من رتب العناصر في جدول ترتيبا يبرز خواصها الدورية فقد وجد أنه لدى ترتيب العناصر في سلاسل أفقية وفق الزيادة في الأوزان الذرية فإن خواص هذه العناصر وتكافؤها يتغير بصورة تدريجية ودورية، فوضع العناصر المتشابهة الخواص فوق بعضها البعض في مجموعات شاقولية معتبرا أن خواص العناصر دالة دورية لأوزانها الذرية.



II.2. التصنيف الدوري الحديث للعناصر Classification of Elements in Modern Periodic Table

يحتوي الجدول الدوري الحديث على سبعة اسطر تسمى الدورات، وعلى ثمانية عشرة عمود تسمى الاعمدة او المجموعات.

يتم تصنيف العناصر في الجدول الدوري حسب تزايد العدد الذري (Z)للعناصر من اليسار الى اليمين في السطر الواحد، ومن الأعلى الى الأسفل في العمود الواحد.

عند الانتقال من حجرة في الجدول الدوري الى أخرى موالية في نفس السطر فان العدد الذري (Z) يزداد بواحد.

II. 3. دراسة الدورات(الاسطر) Periods in the Periodic Table

يحدد السطر(الدورة)الذي ينتمي اليه العنصر من اعلى قيمة للعدد الطبيعي في التوزي (n) في التوزيع الالكتروني.

K: السطر الأول (الدورة الأولى) n = 1: تحت الطبقة $1s^2$ ويوافق عنصرين هما: ($_1H$, $_2He$).

L: السطر الثاني (الدورة الثانية) n = 2: تحت الطبقات $2s^2$, $2p^6$ ← ($8e^-$) ⇐ توافق 8 عناصر هي: $_3Li$, $_4Be$, $_5B$, $_6C$, $_7N$, $_8O$, $_9F$, $_{10}Ne$.

M: السطر الثالث (الدورة الثالثة) n = 3: تحت الطبقات $3s^2$, $3p^6$ ← ($8e^-$) ⇐ توافق 8 عناصر وهي: $_{11}Na$, $_{12}Mg$, $_{13}Al$, $_{14}Si$, $_{15}P$, $_{16}S$, $_{17}Cl$, $_{18}Ar$.

N: السطر الرابع (الدورة الرابعة) n = 4: تحت الطبقات $4s^2$, $3d^{10}$, $4p^6$ ← ($18e^-$) ⇐ توافق 18 عنصر وهي: $_{19}K$, $_{20}Ca$, $_{21}Sc$, $_{22}Ti$, $_{23}V$, $_{24}Cr$, $_{25}Mn$, $_{26}Fe$ ⟶ $_{36}Kr$.

O: السطر الخامس (الدورة الخامسة) n = 5: تحت الطبقات $5s^2$, $4d^{10}$, $5p^6$ ← ($18e^-$) ⇐ توافق 18 عنصر وهي: $_{37}Rb$, $_{38}Sr$, $_{39}Y$, $_{40}Zr$, $_{41}Nb$, $_{42}Mo$, $_{43}Tc$, $_{44}Ru$ ⟶ $_{54}Xe$.

P: السطر السادس (الدورة السادسة) n = 6: تحت الطبقات $6s^2$, $4f^{14}$, $5d^{10}$, $6p^6$ ← ($32e^-$) ⇐ توافق 32 عنصر وهي: $_{55}Cs$, $_{56}Ba$, $_{57}La$ ⟶ $_{71}Lu$, $_{72}Hf$, $_{73}Ta$ ⟶ $_{86}Rn$.

Q: السطر السابع (الدورة السابعة) n = 7: تحت الطبقات $7s^2$, $5f^{14}$, $6d^{10}$, $7p^6$ ← ($32e^-$) ⇐ توافق 32 عنصر وهي: $_{87}Fr$, $_{88}Ra$, $_{89}Ac$ ⟶ $_{103}Lr$, $_{104}Rf$, $_{105}Db$ ⟶ $_{118}Og$.

II. 4. دراسة الاعمدة columns in the periodic table

ان العناصر المصنفة في نفس العمود من الجدول الدوري لها خواص كيميائية واحدة، هذه العناصر تسمى مجموعات كيميائية اوفئات كيميائية.

يتالف الجدول الدوري من 18 عمود مقسم الى 8 مجموعات معبر عنها بالأرقام الرومانية من (I - VIII)

تتكون المجموعات(الفئات)من مجموعتين ثانويتين هي (A, B)

المجموعات الاساسية	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
المجموعات الثانوية	1_A	1_B	2_A	2_B	3_A	3_B	4_A	4_B	5_A	5_B	6_A	6_B	7_A	7_B	8_A	8_B		
رقم العمود	1	11	2	12	13	3	14	4	15	5	16	6	17	7	18	8	9	10

ملاحظات:

- اذا كان اخر الكترون في التوزيع الالكتروني يوجد في احد الطبقتين الثانويتين(np, ns) فان العنصر يكون من المجموعة (A)اما اذا وجد في d (n-1) f (n-2)فان العنصر يكون من المجموعة(B).
- عدد الكترونات التكافؤ التي يحتويها العنصر يمثل رقم المجموعة(الفئة.)

II.4.دراسة الأقسام Groups in the Periodic Table

قسم جدول مندلييف الى أربعة أقسام حيث يصنف العنصر في القسم حسب توزيع اخر الكترون:

- **القسم (s):** الإلكترونات الخارجية تشغل محط من النوع **(S)** ويتكون من عمودين .العمود الأول المحط (S)يحمل إلكترون واحد والثاني يحمل إلكترونين.
- **القسم P** الإلكترونات الخارجية تشغل محط (p) ويتكون من ستة أعمدة حسب عدد الإلكترونات الموجودة في المحط (p) ويبدأ ظهور القسم (p) في الدور الثاني.
- **القسم d** الإلكترونات الخارجية تشغل محط (d) ويتكون من عشر أعمدة ويبدأ ظهور القسم (d) في الدور الرابع.
- **القسم f** الإلكترونات الخارجية تشغل محط (f) ويتكون من أربعة عشر عمود ويبدأ القسم (f) في الظهور ابتداءا من الدور السادس .ويظهر اسفل الجدول الدوري.

مثال:

تحديد السطر والمجموعة والقسم الذي ينتمي اليهم العناصر:

العنصر	التوزيع الالكتروني	e القلب	e التكافؤ	الدورة	المجموعة	القسم
$_{6}C$	$[_{2}He]\ 2s^2 2p^2$	2	4	n = 2	IV_A	P
$_{24}Cr$	$[_{18}Ar]\ 4s^1 3d^5$	18	6	n = 4	VI_B	d
$_{14}Si$	$[_{10}Ne]\ 3s^2 3p^2$	10	4	n = 3	IV_A	P
$_{20}Ca$	$[_{18}Ar]\ 4s^2$	18	2	n = 4	II_A	S
$_{57}La$	$[_{54}Xe]\ 6s^2 4f^1$	54	3	n = 6	III_B	f

II. 5. العائلة الكيميائية The Chemical Families

II.5.1. قاعدة ساندرسن Sanderson rule

يعتبر العنصر معدن اذا كان عدد الكترونات الطبقة الالكترونية ذات اكبر قيمة ل (n)اصغر او يساوي من رقم السطر الذي ينتمي اليه هذا العنصر.

مثال:

اليود ($_{53}I$) ليس معدن لان: عدد الالكترونات $7 > (n=5)$ رقم السطر. $_{53}I:[_{36}Kr]\ 5s^2 4d^{10} 5p^5$

الحديد ($_{26}Fe$) معدن لان: عدد الالكترونات $2 > (n=4)$ رقم السطر. $_{26}Fe:[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^6$

المجموعات

- المجموعة I_A: تسمى عناصر هذه المجموعة بالمعادن الأساسية (القاعدية) وتسمى كذلك المعادن القلوية.
- المجموعة II_A: تسمى عناصر هذه المجموعة بالمعادن الترابية او القلوية الترابية.
- المجموعات III_A, IV_A, V_A, VI_A: بعضها من عائلة المعادن وبعض من اللامعادن.
- المجموعة VII_A: تسمى عناصر هذه المجموعة الهالوجينات.
- المجموعة $VIII_A$: تسمى عناصر هذه المجموعة الغازات الخاملة.
- المجموعتان I_B, II_B: تسمى عناصر هاتين المجموعتين المعادن الخفيفة.
- المجموعة III_B: من عائلة اللانتانيدات والاكتينيدات.
- المجموعات $IV_B, V_B, VI_B, VII_B, VIII_B$: تسمى عناصر هاته المجموعات المعادن الانتقالية.

II. 5. 2.العناصر الانتقاليةTransition Elements

هي معادن عديدة التكافؤ يكون توزيعها الالكتروني من الشكل $ns^2 (nn-1) d^{1\to 8}$

مثال: الحديد ($_{26}Fe$) معدن انتقالي $\longrightarrow$ $_{26}Fe:[_{18}Ar]\ 4s^2 3d^6$

الموليبدان ($_{42}Mo$) معدن انتقالي $\longrightarrow$ $_{42}Mo:[_{36}Kr]\ 5s^2 3d^4$

II. 3.5 .عائلة اللانتانيداتLanthanide

هي عناصر من الدورة (السطر) السادسة والمجموعة (III_B) ينتهي توزيعها الالكتروني بـ $4f^{1\longrightarrow 14}$

لها نفس خواص عنصر Lanthane ($_{57}La$) وتصنف جميعها في الجدول الدوري في حجرة واحدة وهي حجرة ($_{57}La$) وتظهر في السطر الأول اسفل الجدول الدوري وهي:

$_{57}La, _{58}Ce, _{59}Pr, _{60}Nd, _{61}Pm, _{62}Sm, _{63}Eu, _{64}Gd, _{65}Tb, _{66}Dy, _{67}Ho, _{68}Er, _{69}Tm, _{70}Yb, _{71}Lu$

II.4.5.عائلة الاكتينيداتActinide

هي عناصر من الدورة (السطر) السابع والمجموعة (III_B) ينتهي توزيعها الالكتروني بـ $5f^{1\longrightarrow 14}$

لها نفس خواص عنصر Actinium ($_{89}Ac$) وتصنف جميعها في الجدول الدوري في حجرة واحدة وهي حجرة ($_{89}Ac$) وتظهر في السطر الثاني اسفل الجدول الدوري وهي:

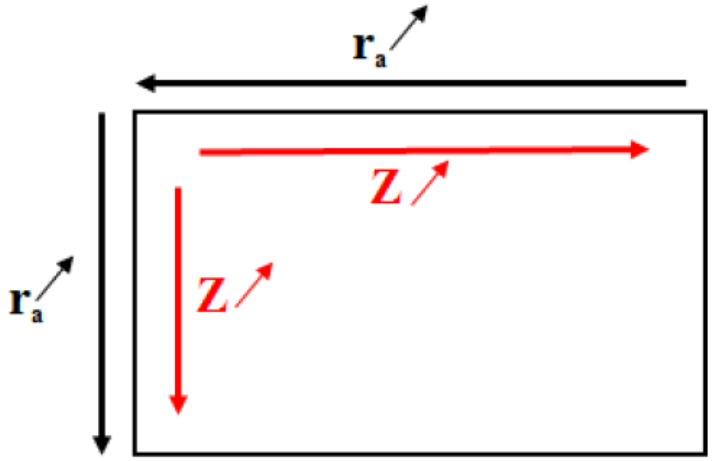
$_{89}Ac, _{90}Th, _{91}Pa, _{92}U, _{93}Np, _{94}Pu, _{95}Am, _{96}Cm, _{97}Bk, _{98}Cf, _{99}Es, _{100}Fm, _{101}Md, _{102}No, _{103}Lr$

III. الخواص الدورية للعناصرThe Periodic Properties of the Elements

III.1. نصف القطر الذريAtomic Radius

هو نصف المسافة بين نواتين لعنصر باعتبار أن ذرة ذلك دائرية تمام ا ويستخدم لوصف حجم الذرة . وتقاس بوحدة أنجستروم .كما يطلق نصف القطر التساهمي على نصف القطر الذري(عند تكون رابطة تساهمية)، نصف القطر الفلزي في حالة العناصر الفلزية .وتقنيا فإن نصف القطر الذري هو نصف مسافة الاتزان بين ذرتين متجاورتين،(واللتان ترتبطان معا برابطة تساهمية) أو يتواجدا بقرب بعضهما البعض في شكل شبكة بلورية لأي عنصر.

- **تغير نصف القطرالذري في العمود :**عند الإنتقال من الأعلى إلى الأسفل في الجدول الدوري (في نفس العمود)فإن عدد الطبقات يزداد مما يؤدي إلى التزايد في حجم الذرة أي أن نصف قطر الذرات يزداد، اذا نصف القطر يزداد من الأعلى الى الأسفل.
- **تغير نصف القطرالذري في الدورة :**في نفس الدور يكون للعناصر نفس عدد الطبقات في حين يزداد العدد الشحني(عدد البروتونات)من اليسار نحو اليمين .ثبوت عدد الطبقات وازدياد العدد الشحني يؤدي إلى الزيادة في قوة جذب الإلكترون في الطبقة الخارجية من طرف النواة مما يؤدي إلى اقتراب هذا الإلكترون أكثر من النواة أي أن نصف قطر الذرة يتناقص، اذا نصف القطر يتناقص بزيادة العدد الشحني.



III. 2.نصف القطر الايونيIonic radius

نصف القطر الأيوني هو نصف القطر للشاردة، وهذه الاخيرة هي الذرة التي فقدت أو اكتسبت الكترونات.

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 (X) أكبر من نصف القطر الأيوني للشاردة الموجبة (X^+) وأقل من نصف القطرالأيوني للشاردة السالبة (X^-).

$$r_{a(X^+)} < r_{a(X)} < r_{a(X^-)}$$

- في حالة الأيونات ذات البنية الإلكترونية المتساوية ينقص نصف القطر الأيوني بازدياد العدد الذري (Z).

مثال: $r_{(_{20}Ca^{2+})} < r_{(_{19}K^{+})} < r_{(_{17}Cl^{-})}$

3.III. طاقة التاين ionization energy (E_i)

هي الطاقة اللازمة لنزع الكترون واحد او (n) الكترون من نفس الذرة في حالتها الغازية.

طاقة التاين الأولى: $X_{(g)} \longrightarrow X^+_{(g)} + e^- \Rightarrow E_{i(1)}$

طاقة التاين الثانية: $X^+_{(g)} \longrightarrow X^{2+}_{(g)} + e^- \Rightarrow E_{i(2)}$

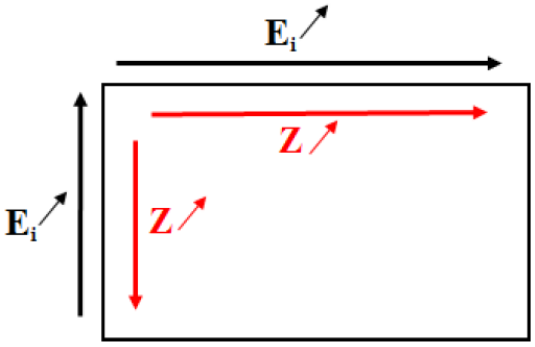
طاقة التاين من الرتبة n: $X^{(n-1)+}_{(g)} \longrightarrow X^{n+}_{(g)} + e^- \Rightarrow E_{i(n)}$

كلما نزعنا الكترون اقتربنا اكثر من النواة فيزداد الارتباط (تزداد طاقة التاين):

$$E_{i(5)} < E_{i(4)} < E_{i(3)} < .... < E_{i(n)}$$

تغير طاقة التاين في الجدول الدوري variation of ionization energy in periodic table

تتغير طاقة التاين في الجدول الدوري عكس تغير نصف القطر الذري (r_a) حيث كلما نقص نصف القطر زاد الارتباط ومنه تزداد طاقة التاين.

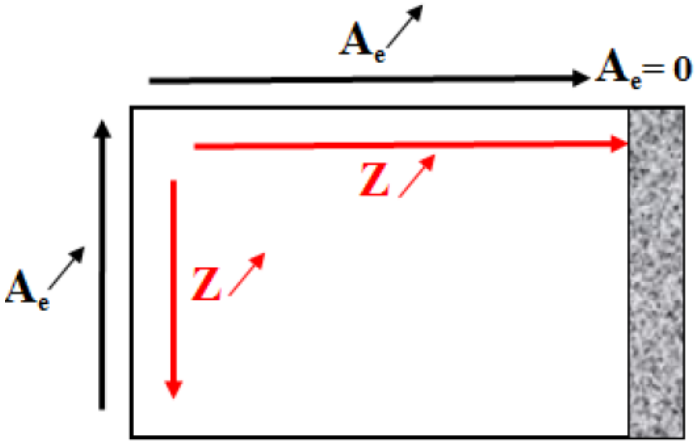


4.III. الالفة الالكترونية A_e Electron Affinity

هي الطاقة التي تحررها ذرة في حالتها الغازية عند اكتسابها إلكترون واحد.

مثال: $X_{(g)} + e^- \longrightarrow X^-_{(g)} + A_e$

تغير الالفة الالكترونية في الجدول الدوري :تتغير الالفة الالكترونية في الجدول الدوري مثل تغير طاقة التاين الأولى باستثناء المجموعة $VIII_A$(عمود الغازات الخاملة)فهي تمتاز بألفة الكترونية معدومة.



5.III.الكهروسالبية E_n Electronegativity

تعرف الكهروسالبية بانها قدرة الذرة على جذب الإلكترونات التي تربطها بذرة أخرى في الجزيء.

و يمكن حسابها من خلال:

✓ سلم (علاقة) Mulliken و هي نصف حاصل جمع قيم الألفة الإلكترونية و طاقات التأين :

$$E_{n(X)} = \frac{E_{i(X)} + A_{e(X)}}{2}$$

✓ سلم (علاقة) Pauling: من اجل الجزيء X-Y

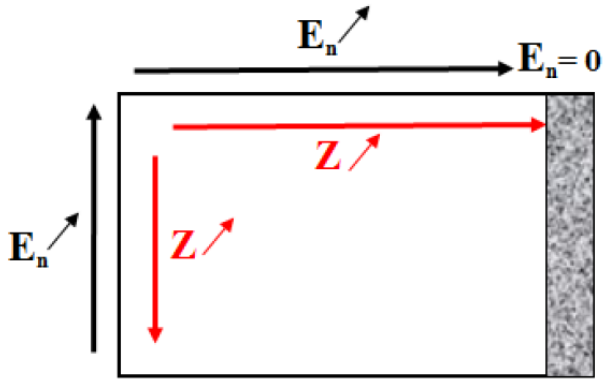
$$E_{n(X)} - E_{n(Y)} = 0{,}102\sqrt{\Delta H}$$

حيث: $E_{n(X)} > E_{n(Y)}$

$$\Delta H = E_{(X\text{-}Y)} - \frac{\left(E_{(X\text{-}X)} + E_{(Y\text{-}Y)}\right)}{2}$$

$E_{(X\text{-}Y)}, E_{(X\text{-}X)}, E_{(Y\text{-}Y)}$: طاقات الروابط (X-Y, X-X, Y-Y) على الترتيب.

تغير الكهروسالبية في الجدول الدوري : تتغير الكهروسالبية في الجدول الدوري مثل تغير الالفة الالكترونية.



6.III. الكهروجابية Ep Electropositivity

تعرف الكهروجابية بانها قدرة الذرة على فقد الإلكترونات التي تربطها بذرة أخرى في الجزيء، وهي تتغير في الجدول الدوري عكس تغير الكهروسالبية.