أ.م.د.ناصر ضياء شعلان

المحاضرة الاولى 2023

الخواص الدوري الترتيب الإلكتروني للذرات في الجدول الدوري

Periodic Trends in atomic & Electronic Configuration

الخواص الدوري الترتيب الإلكتروني للذرات في الجدول الدوري
Periodic Trends in atomic & Electronic Configuration

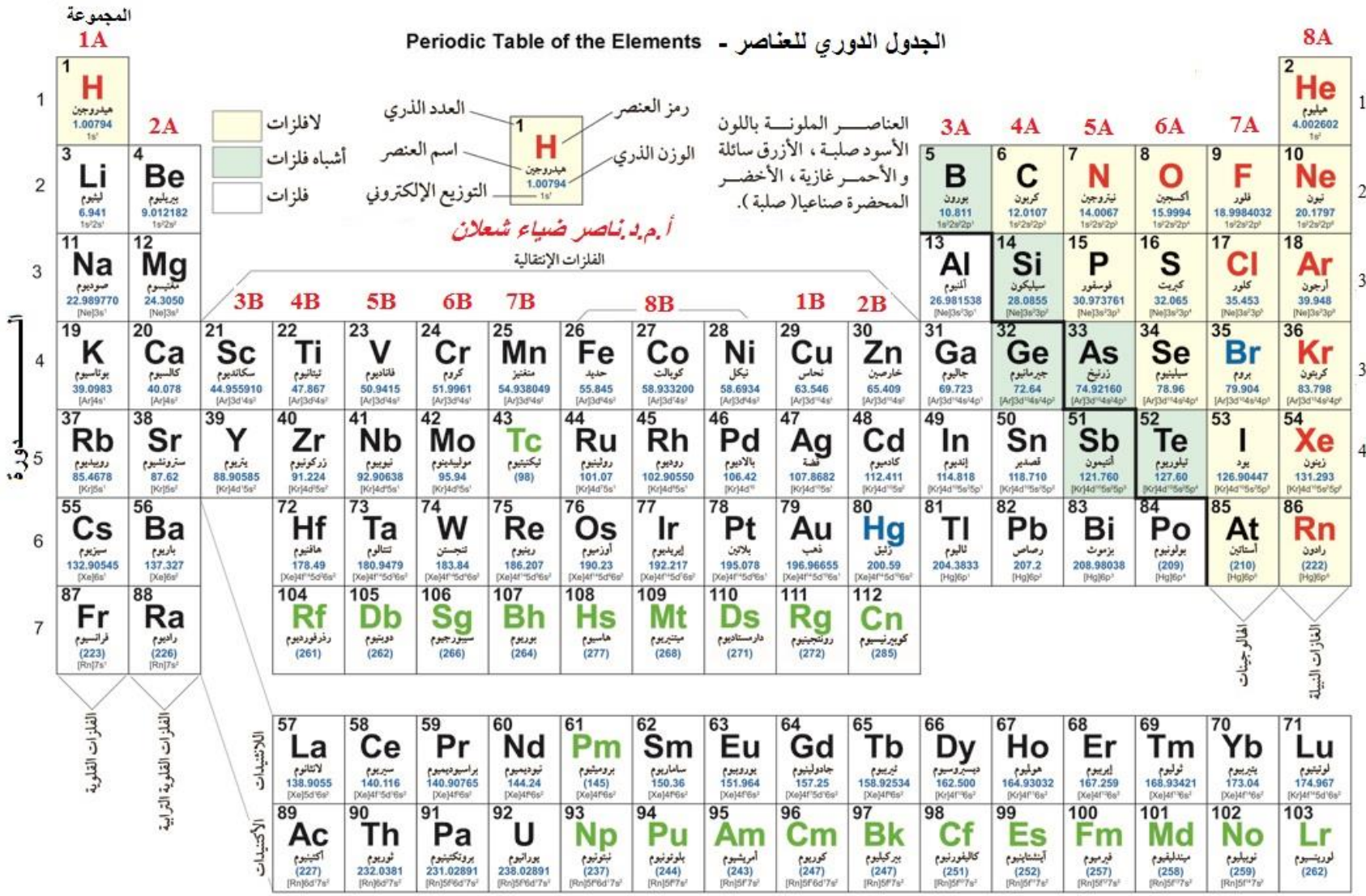
مقدمة عامة

الكيمياء اللاعضوية تهتم بدراسة خصائص اكثر من مائة عنصر بحالاته المختلفة ضمن الجدول الدوري (والتي بلغ عددها لحد الان 118) ومركباتها ومعقداتها فضلا عن تطبيقاتها في مختلف المجالات والتي هي بتماس مباشر مع حياة الانسان وفعالياته اليومية.

لقد جرت محاولات عديدة لغرض تصنيف العناصر وبطرق مختلفة ألا أن أكثرها شيوعاً وإستخداماً هو ما توصل إليه العالم مندليف Mendleev عام 1896 والذي بيّن بموجبه إن الخواص العامة للعناصر لها علاقة بترتيبها الألكتروني وأوزانها الذرية .

رتب مندليف العناصر إلى مجاميع (زمر) groups عمودية والتي تمتلك فيها العناصر نفس العدد من الألكترونات في مدارها الطاقي الخارجي وإلى دورات Periods أفقية تمتلك فيها العناصر نفس عدد الكم الرئيسي (n) .

الجدول الدوري للعناصر الكيميائية



القائمة الدورية الحديثة

- **كل العناصر المكتوبة باللون الاسود هي عناصر/مواد صلبة في درجة حرارة الغرفة.**
- كل العناصر المكتوبة باللون الاحمر هي عناصر/مواد غازية في درجة حرارة الغرفة
- كل العناصر المكتوبة باللون الازرق هي عناصر/مواد سائلة في درجة حرارة الغرفة..
- كل العناصر المكتوبة باللون الاخضرهي عناصر مصنعة.

Periodic Properties التصنيف الدوري للعناصر

يحتوي الجدول الدوري على (7) دورات أفقية و(8) مجاميع عمودية وتبعاً لنوع الغلاف الثانوي الأخير تم تقسيمها إلى الأصناف التالية :

- العناصر الممثلة **Representative Elements** :

هذه العناصر تمتلك أغلفة ثانوية غير مشبعة بالألكترونات من نوع S و P وتمثلها الزمر (IA,IIA) والتي يكون فيها الغلاف S غير ممتلئ بالألكترونات وتتصرف هذه العناصر كفلزات في حين يكون الغلاف الثانوي من نوع P غير ممتلئ بالألكترونات لعناصر الزمر (IIIA-VIIA) والتي يتصرف قسم منها كلافلزات والقسم الآخر كأشباه فلزات.

بعبارة اخرى(تمتلك مستويات طاقة داخلية قد تكون ممتلئة بالالكترونات بسعتها القصوى وتقسم الى مجموعتين، وذلك لان الغلاف الخارجي غير مشبع فاذا كانت اضافة الالكترونات الى الغلاف S فعندئذ تدعى الاولى بمجموعة S-Block Elements (القلوية و القلوية الترابية)او بمجموعة العناصر ما قبل العناصر الانتقالية Pre-transitional elements،اما اذا كانت الاضافة الى الغلاف الثانوي P فتدعى الاخرى بمجموعة عناصر P-Block Elements او عناصر مابعد العناصر الانتقالية Post-transition elements).

- الغازات النبيلة **Noble Gases:**

هـذه العناصـر تمثلهـا المجموعـة الثامنـة (VIII A) وتسـمى عناصـر المجموعة الصفرية أيضاَ حيث تمتاز هذه العناصر بكوّن جميع أغلفتها تكون مملؤة كليا بالألكترونات وموقعها في أقصى الجدول الدوري .

- العناصر الإنتقالية Transition Metals

هـذه العناصـر تمثلهـا المجـاميع (IB-VIIIB) والتـي تمتلـك غلافـا ثانويـا خارجيا من النوع (d) غير ممتلـئ كليا بالألكترونـات حيث وضـعت هذه العناصر في منتصف الجدول الدوري وجميعها فلزات.

- العناصر الأنتقالية الداخلية Inner Transition Metals

تمتلك هذه العناصر غلافا ثانويا من النوع (f)وتتألف من 14 عنصرا والتـي وضـعت أسفل الجدول الـدوري وتسـمى أيضـا بعناصـر اللانثانـات والأكتينات .

أما بالنسبة للدورات الأفقية فتبدأ من فلز قلوي من عناصر الركن (S) وتنتهي بعنصر من عناصر الغازات النبيلة وهي مرتبة كما يأتي :

1- الدورة الأولى (n=1) تحتوي فقط عنصرين هما H_1 و He_2.

2- الدورتين الثانية (n=2) والثالثة (n=3) كل منهما تحتوي 8 عناصر:

2 nd period = Li(3) ⟶ Ne (10)

3 rd period = Na (11) ⟶ Ar (18)

3- الدورات الرابعة (n=4) والخامسة (n=5) كل منهم تحتوي 18 عنصر :

4 th period = K(19) ⟶ Kr (36)

5 th period = Rb(37) ⟶ Xe (36)

4- الدورة السادسة (n=6) تحتوي على 36 عنصر:

6 th period = Cs(55) ⟶ Rn (86)

5- الدورة السابعة (n=7) وهي دورة غير مكتملة تحتوي على 23 عنصر :

Fr (87) ⟶ Ha (105)

قواعد التوزيع الإلكتروني للعناصر

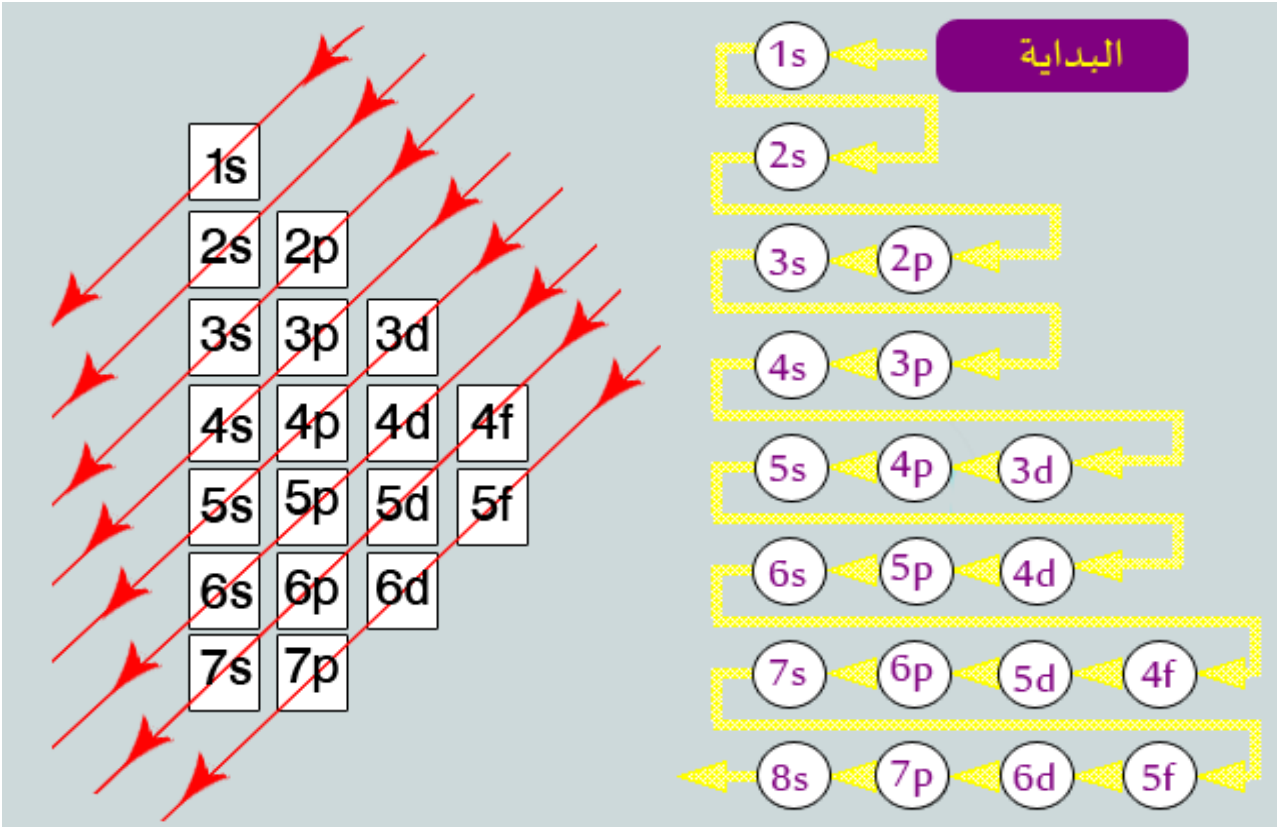
هناك ثلاث قواعد للتوزيع الالكتروني

1- قاعدة أوف باو ، 2-قاعدة الاستبعاد لباولي ، 3- قاعدة هوند.

أولا : قاعدة أوف باو .او مبدأ البناء التصاعدى

تدخل الإلكترونات في مستويات الطاقة الفرعية ذات الطاقة المخفضة أولا ثم تملأ الأعلى منها بعد ذلك.

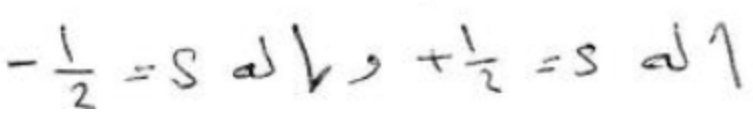
ملاحظة : طاقة المدار تزداد بزيادة عدد الكم.عدد الكم الرئيسي والتي غالبا ما تكتب n وهو يمثل طاقة المدار ومدى بعده عن النواة .



توضيح ترتيب ملء المدارات حسب قاعدة أوف باو

قاعدة الاستبعاد لباولي

- قاعدة الاستبعاد لباولي
- تعرف القاعدة بانة لا يمكن لاكثر من الكترونين اشغال اوربتال واحد واذا ان شغل الكترونين اوربتال واحد فأن برم الالكترونين (او اتجاه حركة الالكترونين حول محورهما) يجب ان تكون متعاكسة وهذا ما يعبر عنه بالازدواج

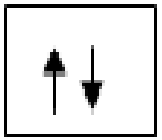


- الازدواج :-هو ان يبرم احد الالكترونين بأتجاه مضاد لدوران عقرب الساعة والاخر يبرم بأتجاه دوران عقرب الساعة يرمز الى الزوج الالكتروني المزدوج بسهمين متعاكسين في الاتجاه .
- طريقة اخرى للتعبير عن قاعدة باولي او قاعدة الاستبعاد لباولي هي كما يلي –بسبب ان الالكترون في ذرة يوصف باربعة اعداد كم متنوعة n, L, ml, ms.

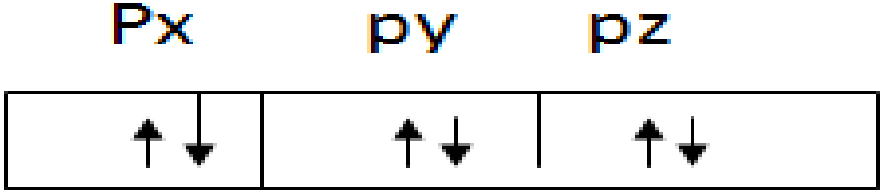
ليس هناك الكترونين في ذرة واحدة لهما نفس اعداد الكم الاربعة

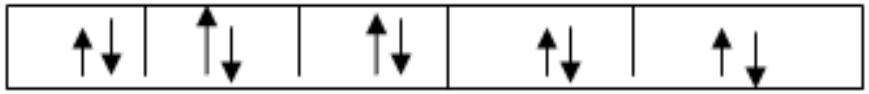
حيث يتم كتابة **الكترونات** اوربتال s بالشكل التالي $1s^2$ او $1s^{\uparrow\downarrow}$

او تمثل بشكل صندوق او مربع صغير بالشكل التالي



- اما الكترونات اوربتال P فيكتب بالشكل التالي
- $np^6=(np^2_x, np^2_y, np^2_z)$ او تكتب بالشكل التالي
- $n_p=(np^{\uparrow}, np^{\uparrow\downarrow}, np^{\uparrow\downarrow})$ او يكتب بشكل صندوق كالاتي



$nd^{10}=$ 

$nf^{14}=$

هناك اوربتال واحد في الغلاف الكمي n=1 حسب مبدأ الاستبعاد لباولي الحد الاعلى من الالكترونات التي يمكن ان تشغل او تسكن ذلك الاوربتال الوحيد هي الكترونين .

قاعدة هوند لاقصى تعددية

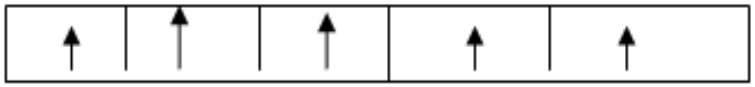
القاعدة تنص على : عندما يكون هناك اكثر من اوربتال وبنفس الطاقة [نفس القيمة العددية لعددي الكم n,L] متوفرة فأن الالكترونات تتوزع بشكل منفرد وبرم متوازي على هذه الاوربتالات . اتفق على ان يتم تمثيل البرم المتوازي للالكترونات المنفردة برمز البرم المعاكس لاتجاه دوران عقارب الساعة اي

- قاعدة هوند تقضي بأن توزع الالكترونات بشكل غير مزدوج في اوربتالات مستقلة متساوية الطاقة قدر الامكان لكي تعطي اعلى قيمة عددية للبرم الكلي والذي يرمزله بالرمز Sx=ms1+ms2+ms3+msx
- حيث x تشير الى عدد الالكترونات المنفردة غير المزدوجة في الذرة ذات البرم المتوازي.

- يمكن فهم الاسباب التي ادت الى صياغة هذه القاعدة من خلال فهم قوة التنافر الالكتروستاتيكي الموجودة بين الالكترونات سالبة الشحنة حيث ان هذا الترتيب يضعف او يقل التنافر بين الالكترونات التي تشغل مناطق مختلفة من الفضاء او اوربتلات منفصلة عن بعضها البعض بينما يزداد التنافر الالكتروستاتيكي بين الالكترونات المزدوجة التي تشغل نفس المساحة او المنطقة من الاوربتال (اي تشغل نفس الاوربتال).

الترتيب الالكتروني حسب قاعدة هوند

nd =



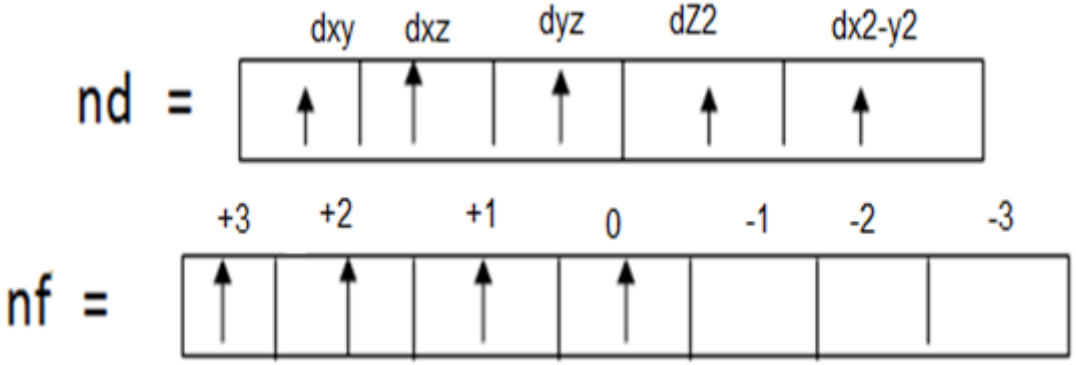
nf =

- يسمى هذا التأثير بتأثير الترابط البرمي والذي هو من مختصات نظرية ميكانيكا الكم.
- يعرف تأثير الترابط البرمي بأنه ميول الكترونين ذواتي برم متوازي على البقاء بعيدين عن بعضهما البعض ومن ثم تنافرهما اقل .
- تضائل التنافر الالكتروستاتيكي بين الالكترونات ينتج الى خفض المحتوى الطاقي للذرة.
- يوصف نظام توزيع الالكترونات على الاوربتالات متساوية الطاقة (اي ان اي من الاوربتالات المتساوية الطاقة يملا اولا بالالكترونات.

- حيث يملى عن طريق الترتيب التالي
- 1- الابجدية للاوربتلات x,y,z
- 2-يملى الاوربتال بشكل الكترونات منفردة الذي له اعلى قيمة موجبة لعدد الكم المغناطيسي ml ثم يبتعد الاقل ثم الاقل

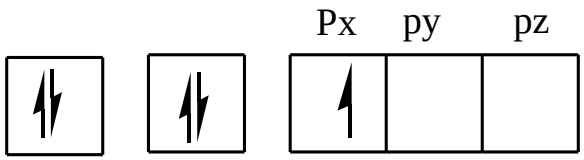
وهذي الطريقتين متطابقتين

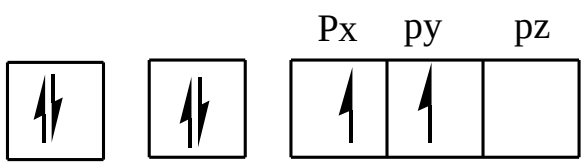
وحسب المثال ادناه

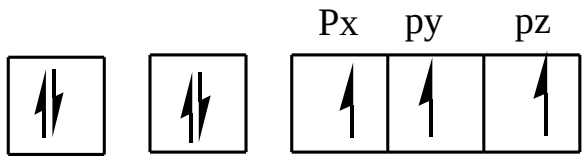


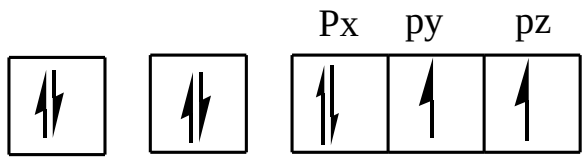
امثلة عن قاعدة هوند وقاعدة باولي

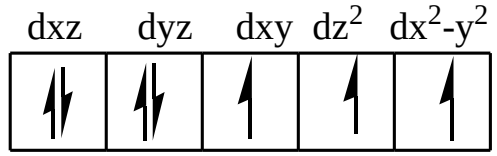
$_{1}H$ = $1S^{1}$

$_{5}B$ = $1S^{2}\ 2S^{2}\ 2P^{1}$ 

$_{6}C$ = $1S^{2}\ 2S^{2}\ 2P^{2}$ 

$_{7}N$ = $1S^{2}\ 2S^{2}\ 2P^{3}$ 

$_{8}O$ = $1S^{2}\ 2S^{2}\ 2P^{4}$ 

$_{27}Co$ = $1S^{2}\ 2S^{2}\ 2P^{6}\ 3S^{2}\ 3P^{6}\ 4S^{2}\ 3d^{7}$ 

حيث ان الالكترونات تتوزع بشكل منفرد ثم يزدوج الالكترون السادس ومن ثم الالكترو السابع في اوربتال d

الحجب

- بصورة عامة جهد تاين الذرة الثاني يكون اعلى من جهد تأين الذرة الاول وجهد تأين الذرة الثالث يكون اعلى من جهد تأين الذرة الثاني حيث يعرف جهد التأين بأنه اقل طاقة لازمة لإزاحة الكترون من الذرة وتحويلها الى ايون موجب في الحالة الغازية.
- ووجد عمليا ان جهد تاين Liهو 5.7 اي اقل بكثير من جهد تاين الهيدروجين للاسباب التالية
- 1- الكترون الليثيوم الاخير يقع في اوربتال 2S او n=2 وهذا يعني انه ابعد عن النواة من الالكترونات التي تقع في اوربتال 1Sاو n=1 وهي الاقرب الى النواة فيكون جذب النواة على الكترونات الغلاف 2S اضعف من جذب النواة على الكترونات الغلاف الثانوي 1S اي ان الطاقة اللازمة لرفع الالكترون الخارجي لليثيوم اقل من الطاقة اللازمة لازالة الالكترون في ذرة الهيدروجين.
- 2-ان نواة ذرة الليثيوم وهي Z=3 محاطة بالكترونين من نوع $1S^2$ يدوران حول النواة مما يؤدي الى حجب شحنة النواة عن الالكترون الثالث الواقع في $2S^1$.

فيقل جذب النواة للالكترون الثالث في اوربتال $2S^1$ وتصبح الطاقة اللازمة لازالة الالكترون قليلية .

- تعتبر الكترونات اوربتالات S هي الاكثر تحسسا لشحنة النواة وبالتالي اكثر قابلية على حجب شحنة النواة عن بقية الالكترونات الاخرى .
- ان حجب الكترونات اوربتال 1S اعلى من حجب الكترونات اوربتال 2S

S>P>d>f ←

يزداد الحجب

- وهذا يعني ان الذي يؤثر على الالكترونات مع زيادة عددها الذري هو ليس الشحنة الكلية للنواة (Z) والذي يمثل العدد الذري وانما مقدار ما يصل من هذه الشحنة الى الالكترون وتسمى بالشحنة المؤثرة Effected nuclear charge وهي الشحنة التي تصل الى الالكترون بعد حجب قسم منها او نسبة منها من قبل الالكترونات الموجودة في الاغلفة الداخلية اي بعد الحجب.اما الحجب فيعرف

- الحجب:-هو اختزال الشحنة النووية الحقيقة (بواسطة الالكترونات او الاوربتالات الداخلية الى الشحنة النووية الفعلية او المؤثرة ($Z._{effc}$)التي يشعر او تتحس بها الالكترونات او الاوربتالات الخارجية تسمى الحجب.
- تعريف اخر :- تؤثر مقدار قوة جذب النواة لأي ألكترون متواجد ضمن الأغلفة الثانوية على مقدار الطاقة اللازمة لأنتزاع ذلك الألكترون , فمثلا الألكترون المتواجد في 1S يحس بالشحنة النووية المؤثرة Z* (التي تمثل قوة جذب النواة لذلك الألكترون) أكثر من الألكترون المتواجد في الغلاف 2S ويمكن حساب الشحنة النووية المؤثرة Z* من خلال الصيغة :
- Z*=Z-S
- Z*= شحنة النواة المؤثرة
- Z= العدد الذري
- S=الحجب
- لغرض فهم مواضيع كثيرة تتعلق بثابت الحجب منها الحجم الذري والسالبية الكهربائية وطاقة التاين قام العالم سلاتير بوضع مجموعة من القواعد الالولية لتقدير مدى الحجب التقريبي للالكترونات بالاتي:

أ- قواعد سليتر لحساب ثابت الحجب لأي ألكترون يقع في الغلاف من النوع nS أو nP:

1- يكتب الترتيب الالكتروني من اليسار الى اليمين حيث توضع الاغلفة الثانوية لنفس عدد الكم الرئيسي بالترتيب واحد بعد الاخر مثلا يكتب الترتيب الألكتروني للعنصر حسب الترتيب الاتي:

.(1S)2 (2S 2P)6 (3S 3P) (3d) (4S 4P) (4d) (4f) ……..,ect

2-الالكترونات التي تنتمي الى اي مجموعة تقع الى يمين الالكترون المراد حساب ثابت الحجب له فانها لاتسهم في قيمة ثابت الحجب اي لايدخل ضمن حساب ثابت الحجب .

3- كل الألكترونات الواقعة ضمن نفس المدار للألكترون المعني (كل الألكترونات ضممن المدار n) تحجب بمقدار (0.35) من الشحنة النووية المؤثرة

4- كل الألكترونات ضمن المدار (n-1) للألكترون تحجب بمقدار (0.85) .

5- كل الألكترونات ضمن المدار (n-2) فما دون تحجب بمقدار (1).

امثلة عن حساب شحنة النواة المؤثرة

- اولا يتم حساب الحجب
- مثال 1: $O_8 = (1S^2)\ (2S^2\ 2P^4)^6$

n-1 n

يتم اهمال الالكترون(الذي يتعرض للحجب) هنا في الغلاف الاخير 6 الكترونات اطرح واحد يبقى 5 الكترونات

اذن الحجب يكون كالاتي *Z=Z-S

S=5 X0.35+2X 0.85

S= 3.45

Z*=8-3.45

Z*=4.55

حيث S تمثل الحجب اما Z* تمثل شحنة النواة المؤثرة

مثال1 : أحسب الشحنة النووية المؤثرة لألكترون التكافؤ الأخير لذرة $_7N$:

$_7N \quad 1S^2$

$2S^2P^3$

$(1S)^2\ (2S\ 2P)^5$

$S=(\ 4*0.35\ ) + (2*\ 0.85)= 3.10$

$Z^* = Z-S = 7-3.10 = 3.9$

مثال2 : أحسب مقدار الشحن النووية المؤثرة للألكترون الرابع في ذرة $_7N$:

$_7N \ = \ 1S^2$

$2S^2P^3$

$(1S)^2\ (2S\ 2P)^5$

وللألكترون الرابع يعني الموجود في (2S)

$S=(1*\ 0.35) + (2*\ 0.85) =$

$Z^*= Z-S= 7-\ 2.05=$

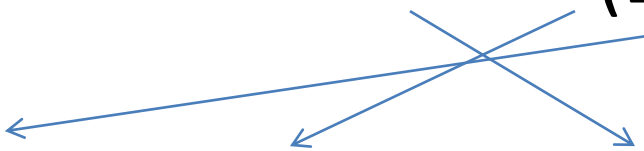
4.95

مثال3 : أحسب مقدار Z* للألكترون الأخير في ذرة الفسفور $_{15}P$:

$$_{15}P= (1S^2) (2S^2\ 2P^6) (3S^2\ 3P^3)$$

$$(1S)^2\ (2S2P)^8$$

$$(3S3P)^5$$



$$S= (4*0.35) + (8*0.85) +(2*1) = 10.20$$

$$Z^*= Z-S = 15 – 10.20 = 4.80$$

ب- قواعد سليتر لحساب ثابت الحجب لأي ألكترون يقع في الغلاف من نوع (n d) أو (nf)

1- - يكتب الترتيب الألكتروني للعنصر حسب الترتيب الاتي:

(1S) (2S 2P) (3S 3P) (3d) (4S 4P) (4d) (4f)

.....,ect.

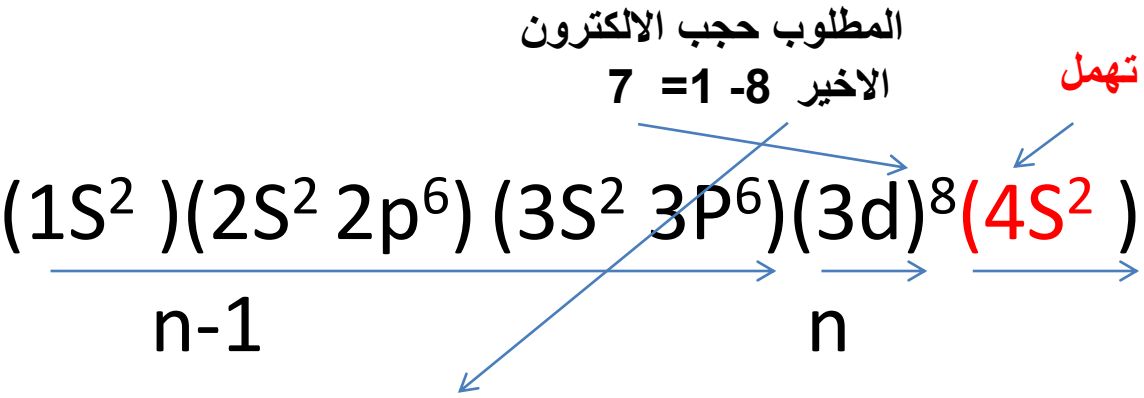
2- أي ألكترون في يمين nd أو nf لايدخل ضمن حساب ثابت الحجب.

3- الألكترونات المتبقية في نفس الغلاف nd أو n f تحجب بمقدار (0.35) آما بقية الألكترونات بأجمعها فتحجب حجبا كاملا أي تحجب بمقدار (1).

مثال4:احسب الشحنة النووية المؤثرة Z^*_{eff} التي يشعر بها الكترون الاخير من الكترونات 3d في ذرة النيكل Ni_{28}

$$Ni_{28}=(1S^2)(2S^22P^6)(3S^2\ 3P^6)(3d)^8(4S^2)$$

هنا عند حساب ثابت الحجب فأن الكترونات $(4S^2)$ لا تدخل في الحساب وذلك لانها تقع (على يمين 3d) الاوربتال المراد حساب ثابت الحجب لالكترونه وشحنة النواة المؤثرة له يعني اي اوربتال بعد الاوربتال المراد حساب الحجب لالكتروناتة لا يدخل في الحساب.



- $S= (7X0.35)+(18X1)=20.4$
- هنا تم حساب n-1=18x1 لان العنصر انتهى بغلاف dاي هو عنصر انتقالي فتعتبر بقية الالكترونات هيه n-1
- اخذنا سبع الكترونات في مجموعة n وذلك لاننا نهمل الالكترون الاخير الذي نريد حساب ثابت الحجب له.
- $Z^*=28-20.4$
- =7.55

- 28 تمثل العدد الذري مطروح منه حجب الالكترون فنستخرج شحنة النواة المؤثرة.
- مثال 3:احسب شحنة النواة المؤثرة للكترون الاخير في ذرة الكبريت S_{16}
- $S_{16}=(1S^2)\ (2S^2\ SP^6)(3S^2\ 3P^4)$

  n-2 n-1 n
- اولا يتم حساب ثابت الحجب
- S=5 x0.35+8x0.85+2x0.30=9.15
- Z*=Z-S
- 16-9.15=6.85

- مثال:احسب شحنة النواة المؤثرة للالكترون الاخيرة في غلاف d لعنصر الكروم (Cr)= 24 .
- $_{24}Cr= (1S^2)(2S^2\ 2p^6)\ (3S^2\ 3P^6)(3d)^5(4S^1)$
- n-1 n

يهمل اوربتال 4s لانه ابعد عن الاوربتال المراد حساب ثابت الحجب لالكترونة

نحسب ثابت الحجب كالاتي

S=4X 0.35+18X1=21.4

n-1 n

Z*=24-21.4=2.6