د لسم ټولګی د کیمیا تعلیمی لارښود (دریمه دوره)

د درس موخې

په دې درس کې زده کوونکې باید وکولی شي لاندې موضوعات تحلیل او ارزونه کړي:

1. د یوه اټوم اصلي او فرعي قشرونه پېژندل.
2. اوربیتال تعریف کړي او د s, p, d, f اوربیتالونو شکلونه وپېژني.
3. د یوه اټوم الکترونونه په فرعي مدارونو کې تقسیم کړي.
4. د هونډ او کلچکوفسکی قانون په اساس الکترونونه په اوربیتالونو او فرعي مدارونو کې تقسیم کړي.
5. د تناوبي جدول تاریخي شالید وپېژني.
6. د آیونایزیشن انرژي تعریف کړي او د جدول په اوږدو کې د هغې بدلونونه وپېژني.
7. د عناصرو الکترون غوښتنه (Electronegativity) تعریف کړي او د جدول په اوږدو کې د هغې بدلونونه وپېژني.

لومړۍ برخه: زده کړې موضوعات

په دې برخه کې موږ لاندې موضوعات زده کوو:

- اصلي او فرعي قشرونه (Main and Subshells)
- اوربیتال (Orbital)
- د عناصرو الکتروني وېش (Electron Configuration of Elements)
- د هونډ او کلچکوفسکی قانون (Hund’s Rule and Aufbau Principle)

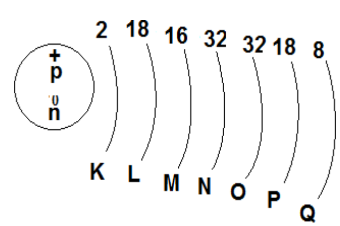
اصلي او فرعي قشرونه

- له هر اصلی کوانتم نمبر سره یوه اصلی انرژیکي سویه سمون لري چې دا سویه د انګرېزۍ ژبې د الفبا په لویو تورو ښودل کېږي لکه:

$n=$	1	2	3	4	5	6	7
	K	L	M	N	O	P	Q

$n = 1 \Rightarrow 2n^2 = 2\cdot1^2 \Rightarrow K = 2e$

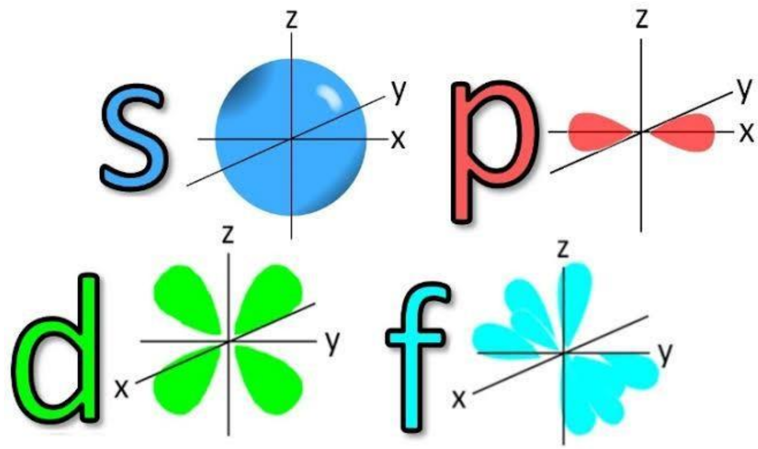
$n = 2 \Rightarrow 2n^2 = 2\cdot2^2 \Rightarrow L = 8e$



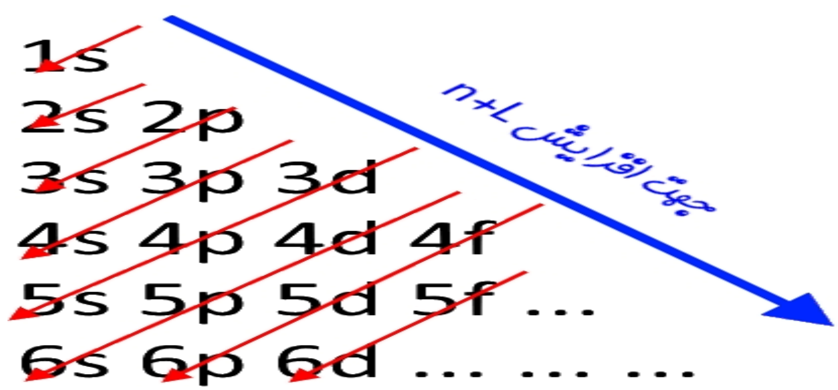
فرعي کوانتوم نمبر	0	1	2	3	4	...
فرعي سویه	s	p	d	f	g	...

اوربیتالونه

Orbital لاتیني کلمه ده او خالی معنا لري، په دې ځای کې هم په همدې مفهوم کارول شوی ده او د اتوم د هستې له چاپېریال له هغې برخې څخه عبارت دی چې په هغو کې د الکترونونو احتمال هم شته چې الکترون د وخت په یوه شېبه کې د هستې د فضایي ساحې له حدودو څخه د باندې ځای ولري چې 5% یې احتوا کوي.



د فرعي مدارونو کې د الکترونونو وېش: د فرعي مدارونو په وېش کې د الکترونونو د وېش لپاره موږ لاندې سلسلې کاروو.



د لاندې عناصرو د الکتروني وېش ولیکئ؟

1) *Be* $1s^2 2s^2$

2) *Na* $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

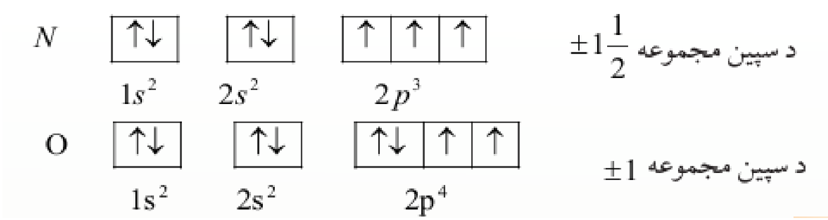
فعالیت: د لاندې عناصرو الکتروني وېش ترسره کړئ.

1- $_{24}Cr$ 2- $_{19}K$.

د هوند قاعده

الکترونونه د عین فرعی سویو اوبیتالونه داسې ډکوي چې د هغو د Spinعددي قیمتونو مجموعه لوړ وي ، په بل عبارت ، الکترونونه د فرعي سویې اوبیتالونه لومړي پیه طاقه بنه او په هم جهته Spin سره ډکوي ، خو که الکترونونه زیات وي ، د هغوی جوړه کېدل په اوبیتالونو کې له مخالف الجهته Spin سره پیل کیږي .

د بیلګې په ډول : په نایتروجن او اکسیجن کې دا مطلب توضیح کیږی :



د کلیچکوفسک قاعده

د الکترونو په واسېه د ځینو عنصرونو د اتومونو الکتروني سویو ډکېدل داسې تره سره کیږي چې که مخکنیو فرعي سویو اوربیتالونه د الکترونونو په واسطه نه دي ډک شوي ، خو الکترونونه د راتلونکو انرژیکي سویو اروبیتالونه نیولې دي ، د بیلګې په ډول : د 4S اوربیتال هغه وخت له الکترونو ډکیږي چې لا تر اوسه پوري 3d اوربیتالونه په الکترونونه دي نیول شوی ، په همدې ترتیب 5s مخکې له 4dاو 4f څخه او هم 6s مخکې له 4f او 5d څخه له الکترونو ډکیږي ، په دی اړه انرژیکي سویو اوربیتالونه کې ځای پر ځای کیږي چې د اصلی کوانتم (n) او د فرعي کوانتم نمبر $(l)(n+l)$ د قیمتونو مجموعه یې کوچنی وي ، که چیری د دوو یا څو سویو $(n+l)$ سره مساوي وي ، نو الکترونونه لومړي د انرژیکی سویو هغه اوربیتالونه ډکوي چې د هغه د nعددی قیمت کوچني وی یعني $l < n-1$ رعایت کیږي

دا سلسله وګوري .

انرژیکی سویه	6p	5d	4f	6s	5p	4d	5s	4p	3d	4s	3p	3s	2p	2s	1s
n+l	7	7	7	6	6	6	5	5	5	4	4	3	3	2	1

د دویمې برخې موضوعات په دې ډول دي:

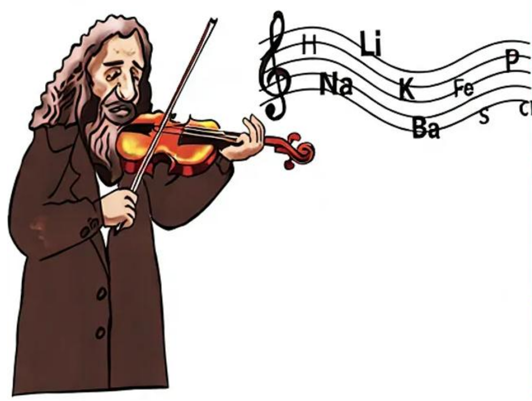
1. د پیریودیک سیستم د جوړښت تاریخچه
2. د عنصرونو الکتروني جوړښت
3. د آیونایزیشن انرژي
4. د الکترون غوښتلو خاصیت

د پیریودیک سیستم د جوړښت تاریخچه

1 - په طبیعت کې 92 عناصر طبیعي دي او پاتې عناصر په لابراتوارونو کې مصنوعي جوړ شوي دي. د کیمیا پوهانو هڅه کړې چې کشف شوي عناصر په یوه جدول کې داسې تنظیم کړي چې د یوه عنصر د ځانګړتیاوو په پوهیدو سره د نورو عمده ځانګړتیاوې هم معلومې شي.نیولیندز چې په 1865 کال کې یو انګلیسي کیمیا پوه و، کشف شوي عناصر د اتومي کتلې په زیاتیدونکې ترتیب سره په افقي قطارونو کې ځای پر ځای کړل. په دې ترتیب کې ولیدل شول چې اتم عنصر د لومړي عنصر لاندې راغلی چې ورته والی لري، او همدا ډول نهم عنصر د دویم عنصر لاندې ځای ونیوه.

2 - نیولیندز خپل کیمیاوی اوکتا (octave) د موزیک له اوکتایدونو سره پرتله کړی او هغه یې د (octave) د قانون ځرګند شوي قانونمندۍ په نوم یاد کړه ، د نیولیندز پرتله کول بې دلیله او ناکامه ومونډل شوه او د نومړي عالم تیوری له نئره ولویده :

جدول د نیولیندز اوکتا



1	2	3	4	5	6	7
H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

مندلیف

په (۱۸۶۹) م کال مندلیف (D.M.Mendelev) روسي عالم د ورته مفکوري وړاندیز وکړ، نوموړي هم دخپل وخت کشف شوی عنصرونه د هغوی د نسبتي اتومي کتلې د پر له پسې زیاتوالي پر بنسټ په افقي قطارونو کې ترتیب او په عمودي ستونونو کې یو ځای کړل ، نومړي دا دول ترتیب شوی جوړښت د عنصرونو پیریودیک سیستم په نوم یاد کړه .

د دوره يي جدول په ترتيب کي د منډليف نويوالي

1. منډليف اوږدي سلسلي او يا لوی پيريودنه په خپل جدول کې د عنصرونو اپاره وټاکل ، چې د ليږدونکو Transational عنصرورنو په نوم يادېږي ، د هغو د ټاکلو لامل دا و چې Fe,Mn,Ti په زيات ډول د غير فلزونو Si, P, S د عنصرونو لاندې تنظيم کيدای نشی.
2. منډليف په خپل ترتيب شوي جدول کې تشې حجرې د نړۍ د نلکشفو عنصرونو اپاره پرابنبي وې ، نو دلته يي پام و چې ارسنيک As په طبيعي بڼه V ګروپ ته تړل شو نوموړي عالم دوههه حجرې د جست Zn او ارسنيک تر منځ تشې پرېښودلې وی.
3. کله چې ړد عنصرونو ځای په لومړي پيريوډيک سيستم ګي د هوي د اتومي کتلې پربنسټ په ګروبونو کې د يو ګروپ عنصرونو د کتلې له خواصو سره سمون نه درلود ، دلته به منډليف دېډول عنصرونو د لپاره نوي نسبتي اتومي کتلې وړانديز وګړ د عنصرونو ته نوي اتومي کتله وړاندې شوی ده چې د منډليف په جدول کې ددې عنصرونو اړوند ځای په ځای کيدل يې تاييدوي.
4. منډليف د عنصرونو د کشف وړانديز کړي وه چې له کشف څخه وروسته د منډليف د جدول په ځنې تشو ځايونو کې د هغوي کېمياوي خواصو ته په پام سره ځای پر ځای شول ، له ده سره سم د منډليف په پيريوديک جدول باندې باور خورا زيات او ترتيب ته يې صحيح بڼه ورکړل شوه .

د عناصر تناوبي جدول (Periodic Table of Elements)

1. **منډليف جدول:** منډليف عناصر د اتومي کتلې د زياتوالي پر اساس ترتيب کړل او مشاهده يې کړه چې کله يو پيرود پای ته ورسيږي او بل پيرود پيل شي، د عناصرو فزيکي او کيمياوي خواص په منظم ډول تکرارېږي .
2. **هنري موزليدر جدول:** په 1916م کال کې هنري موزليدر جدول د اتومي شمېر (د پروتونونو شمېر) پر اساس ترتيب کړ. په دې ترتيب سره د عناصرو فزيکي او کيمياوي هم تناوبي تکرار شول، او د منډليف جدول ځيني نيمګړتياوې اصلاح شوې .

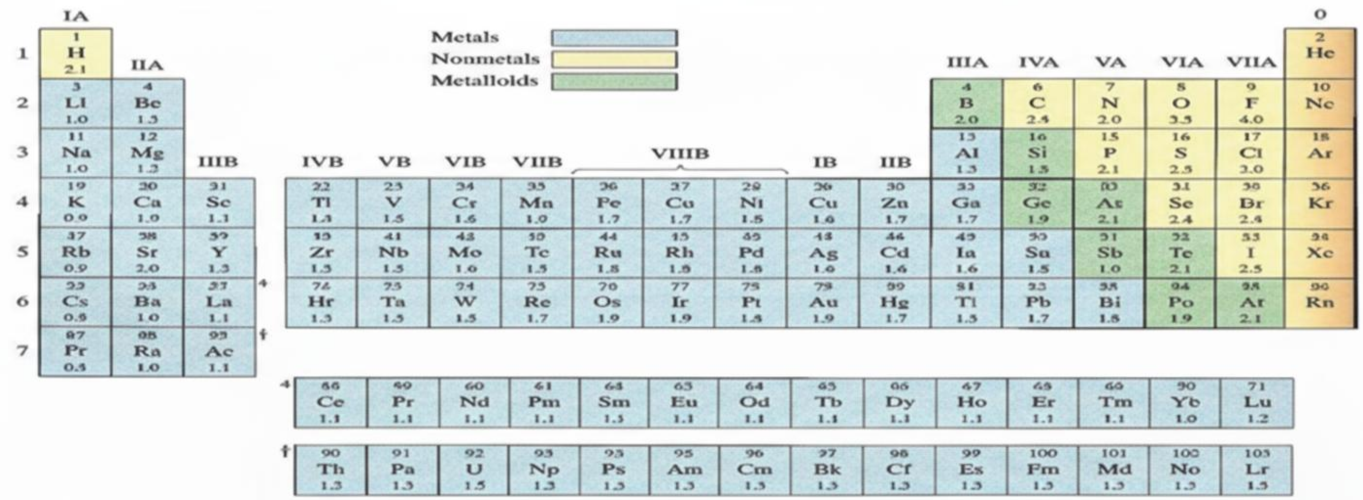
د جدول جوړښت : جدول د 18عمودي ستنو او 7 افقي قطارونو څخه جوړ شوی دی ,هر ستون ته ګروپ يا ډله وايي .هر قطار ته پيرود يا دوره وايي.

اصلي او فرعي ګروپونه : هغه ګروپونه چې د جدول په ښي او چپ خوا کې موقعيت لري او د A حروفو په واسطه ښودل شوي، اصلي ګروپونه نومېږي.د اصلي ګروپونو د عناصرو الکترونونه د ټولو عناصرو لپاره مساوي وي .منځنی 8 يا د 10 ګروپونه چې په منځ کې موقعيت لري، فرعي ګروپونه B يا انتقالي عناصر نومېږي.

د عناصرو شمېر په پيرودونو کې : د پيرود طاق عنلاصر شمير $\frac{(n+1)^2}{2}$ سره او جفت پيريودونه **د** $\frac{(n+2)^2}{2}$ رابطه ټاکي **.**

د يوه عنصر د اتوم الکتروني ترتيب **په اساس** کولی شو د هغه عنصر ګروپ او پيرود شمېره معلومه کړو.

$\frac{(n+1)^2}{2}$ **=** د طاق عنصر په پيريود کې، $\frac{(n+2)^2}{2}$ **=** د جفت عنصر په پيريود کې .



د عناصرو د الکترونی جوړښت تاکل

- که د یوه عنصر وروستی الکترون په S یا P فرعي مدار کې ختم شي، نو دا ښيي چې عنصر د اصلي ګروپونو پورې اړه لري.
- د عنصر پیرود نمبر د وروستي کوانټمي شمېرې (n) له مخې معلومېږي.
- که عنصر د S بلاک پورې اړه ولري، د وروستي S مدار الکترونونه د هغه د ګروپ شمېره څرګندوي.
- که عنصر د P بلاک پورې اړه ولري، د وروستي S او P مدارونو د الکترونونو جمع د هغه د ګروپ شمېره څرګندوي.

مثال :

$${}_{11}Na \rightarrow 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^{1\rightarrow group\,number}$$

$$\downarrow$$

the period number

$${}_{12}Mg \rightarrow 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^{2\rightarrow group\,number}$$

$$\downarrow$$

the period number

د آیونایزیشن انرژي(Ionization Energy)

- **تعریف:**آیونایزیشن انرژي هغه اندازه انرژي ته ویل کیږي چې د یوه اتوم څخه د یوه الکترون د جلا کولو لپاره تر نامحدوده فضا پورې اړتیا وي.
- **فورمول:**د آیونایزیشن انرژي مقدار مساوي دی:

د جلا شوي الکترون انرژي–د آزاد الکترون انرژي ، د جلا شوي الکترون انرژي ، د آزاد الکترون انرژي، د جلا شوي الکترون انرژي–د آزاد الکترون انرژي

- **بدلون په ګروپونو کې:** په تناوبي جدول کې د یو ګروپ له پورته څخه ښکته د آیونایزیشن انرژي کمیږي، او له ښکته څخه پورته زیاتیږي.
- **بدلون په پیرودونو کې:** په یو پیرود کې د چپ څخه ښي لوري ته د آیونایزیشن انرژي زیاتیږي.

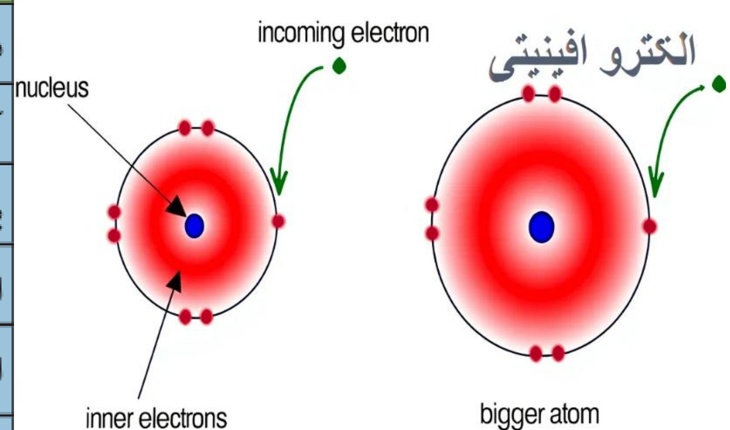
د عنصرو د الکترون غوښتلو خاصیت او تناوب یې

د عناصرو د اتومونو یو بل خاصیت چې د هغوی له الکتروني جوړښت سره تړاو لري، د الکترون نیولو میلان دی. کله چې له یوه اتوم څخه یو الکترون جلا کیږي، باید ورته انرژي ورکړل شي څو د هستې له جاذبې قوې څخه جلا شي. خو که چیرې یو الکترون اتوم ته اضافه شي، نو اتوم په منفي آیون بدلیږي. دغه زیات شوی الکترون د هستې له قوي لخوا جذبیږي او د تاکلې کچې انرژي خوشې کوي. همدې خوشې شوې انرژۍ ته د الکترونخواهی انرژي ویل کیږي ، نږدې د ټولو عناصرو لپاره د الکترون غوښتنې عملیه یو ډول تعامل دی، له همدې امله د آزادېدونکې تودوخې نښه منفي وي، د عناصرو **الکترون** غوښته په تناوبي جدول کې په متناوب ډول بدلیږي:

- **په یو ګروپ کې:** د پاسه نه ښکته د الکترون غوښتنه کمیږي.
- **په یو پیرود کې:** د چپ نه ښي لوري ته د الکترون غوښتنه زیاتیږي، د الکترون غوښتنې بدلون د آیونایزیشن انرژۍ سره مستقیمه اړیکه لري.

د ځینو عنصرونو د الکترون غوښتلو انرژي مقدار

عنصر	انرژي Electron affinity	محصولات
فلورین	-344 KJ/mol	$F + 1e^- \longrightarrow F^-$
کلورین	-349 KJ/mol	$Cl + 1e^- \longrightarrow Cl^-$
برومین	-325 KJ/mol	$Br + 1e^- \longrightarrow Br^-$
اکسیجن	-142 KJ/mol	$O + 1e^- \longrightarrow O^-$
ایون O^{1-}	+844 KJ/mol	$O^{1-} + 1e^- \longrightarrow O^{2-}$
هایدروجن	-72 KJ/mol	$H + 1e^- \longrightarrow H^-$
سودیم	-50 KJ/mol	$Na + 1e^- \longrightarrow Na^-$



کورنۍ دنده

۱ .د $_{10}Ne$ عنصر د الکتروني جوړښت رسم کړئ.

۲ .د $_{14}Si$ عنصر د قشر خارجي (ولانسي قشر) جوړښت رسم کړئ.

۳ .د تناوبي جدول په طاق (Odd) او جفت (Even) پیرودونو کې د عناصرو شمېر ومومئ.

۴ .د لاندې فرعي مدارونو څخه کوم یو لومړی د الکترونونو لخوا ډکېږي؟

- 2s
- 3s
- 2p