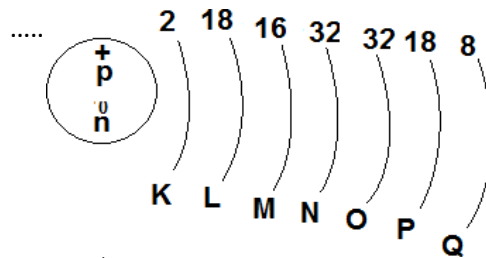
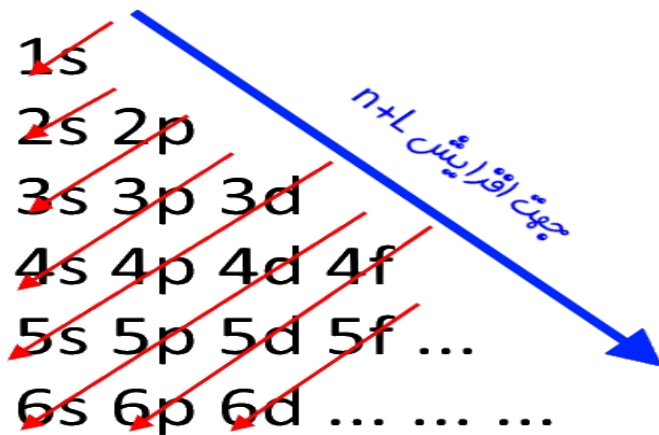


$$n \cdot 2 \cdot 2n^2 \cdot 2 \cdot 2^2 \cdot L \cdot 8e$$



نکته: با هر کوانتم فرعی سوبه انرژیکی فرعی های فرعی به حروف قرار ذیل افاده میکند

نمبر کوانتم فرعی	1	2	3	4
سوبه انرژیکی فرعی	P	d	f	g



اوربیتال ها :

راهنمایی آموزشی برای مضمون کیمیا - تسریعی ب دور دوم

اهداف آموزشی:

دانش آموزان در ختم این دوره باید موضوعات ذیل را تحلیل و ارزیابی کرده بتوانند.

1. شناخت اقشار اصلی و فرعی در یک اتوم.
2. اوربیتال را تعریف نموده و شکل اوربیتال s p d f را بداند
3. الکترون های یک اتوم را در مدار های فرعی تقسیمات کرده بتواند.
4. به اساس قاعده هوند و کلچکوفسکی الکترون ها را در اوربیتال ها و مدار های فرعی تقسیمات کرده بتواند.
5. شاگردان تاریخچه جدول را بداند
6. انرژی آیونایزیشن را تعریف کرده بتواند و تغییرات آنرا در جدول بداند
7. خاصیت الکترون خواهی عناصر را تعریف نموده و تغییرات آنرا در جدول بداند.

❖ بخش اول: در این بخش موضوعات ذیل را میخوانیم:

- ✓ اقشار اصلی و فرعی
- ✓ اوربیتال
- ✓ تقسیمات الکترونی عناصر
- ✓ قاعده هوند و کلچکوفسکی

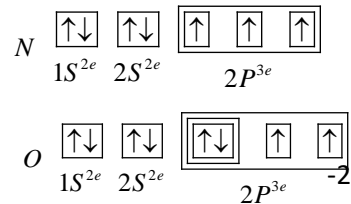
اقشار اصلی و فرعی :

با هر نمبر کوانتم اصلی سوبه انرژیکی اصلی معین مطابقت داشته که این سوبه های اصلی حروف بزرگ نشان داده میشود قرار ذیل است .

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

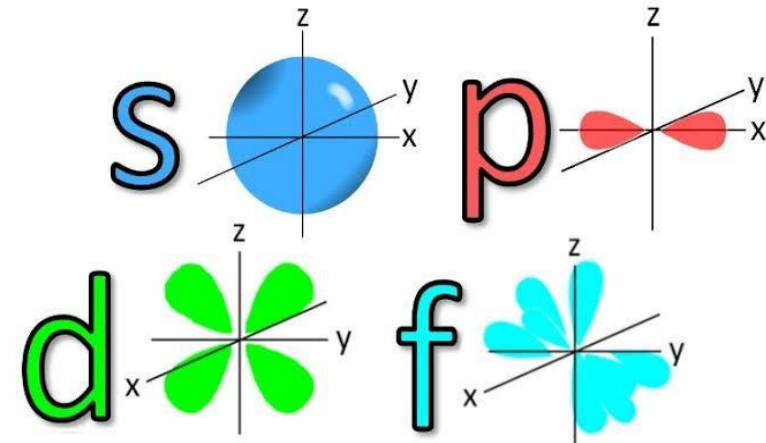
$$n \cdot 1 \cdot 2n^2 \cdot 2 \cdot 1^2 \cdot K \cdot 2e$$

طاقه با *Spin* هم جهت پر نموده ، در صورتیکه الکترون های اضافی موجود باشد ، جوره شدن آنها با *Spin* مخالف جهت آغاز میگردد . بطور مثال :



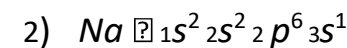
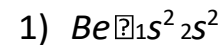
قاعده کلچکوسفکی: الکترون ها ابتدا اوربیتال را اشغال می نمایند که در سطح پایین انرژی قرار داشته باشد یعنی الکترون ها ابتدا اوربیتال را اشغال می نمایند که کمترین انرژی را داشته باشد. که مجموعه قیمت های عددی نمبر کوانتم اصلی n و فرعی $(n+1)$ آن ها کوچک باشد . در صورتیکه $(n+1)$ دو سویه باهم مساوی باشد . در این صورت الکترون ها اولاً اوربیتال های آن سویه انرژی را اشغال مینمایند که قیمت عددی n آن کوچک باشد یعنی $(l \leq n-1)$ رعایت میکرد

به معنی آشیانه و لانه بوده و عبارت از فضای اطراف هسته اتم است که در آن احتمال موجودیت الکترون 95% میباشد. حد اعظمی دریک اوربیتال دو الکترون بوده که مختلف جهت در حالت حرکت می باشد و عدم موجودیت الکترون در یک اوربیتال 5% است .



توضیح الکترون ها در مدارهای فرعی : برای توزیع الکترون ها در مدار فرعی از رابطه ذیل استفاده می نمایم

قسمت الکترونی عناصر ذیل را بنویسید؟



فعالیت: عناصر ذیل را تقسیمات الکترونی نمایید.

1- ${}_{24}Cr$

2- ${}_{19}K$

قاعده هوند: الکترون ها اوربیتال های عین سویه های انرژی فرعی را طوری اشغال می نمایند که مجموعه قیمت های عددی سپین آنها اعظمی باشد و یا به عبارت دیگر هر اوربیتال اولاً بصورت

بخش دوم:

در این بخش موضوعات ذیل را میخوانیم:

- 1- تاریخچه جدول
- 2- تعیین ساختمان عناصر
- 3- انرژی آیونیزیشن
- 4- خاصیت الکترون خواهی
- 5- تاریخچه ساختمان سیستم پرئودیک

در طبیعت 92 عنصر طبیعی بوده و متباقی عناصر بطور مصنوعی در لابراتوارها ساخته شده است، علمای کیمیا سعی به عمل آورده اند تا عناصر کشف شده زمان خویش را طوری در یک جدول واحد تنظیم نمایند که با دانستن خواص یکی از آنها خواص عمده دیگر آنها را نیز دانسته باشند.

نیولندز در سال 1865 کیمیدان انگلیسی- به نام نیولندز عناصر کشف شده زمان خویش را به اساس ازدیاد متناوب کتله اتمی نسبتی شان در قطارهای افقی ترتیب کرد و در این صورت دیده شد که عنصر هشتم در تحت عنصر اول که مشابه آن است قرار گرفت و به همین ترتیب عنصر شماره نهم تحت عنصر شماره دوم قرار گرفت.

نیولندز اوکتای کیمیا خود را با اوکتاید های موزیک مقایسه نمود و آن را به نام قانونمندی توضیح شده قانون (Octave) یاد نمود. مقایسه نیولندز غیر مدلل و ناموفق ثابت گردید.

جدول (1-2) اوکتای نیولندز

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: در سال 1869م عالم روسی مفکوره مشابه به را پیشنهاد کرد موصوف نیز عناصر کشف شده زمان خویش را به اساس ازدیاد متناوب کتله اتمی نسبتی شان در قطارهای افقی ترتیب و در ستونهای عمودی متحد ساخت، موصوف این نوع ساختمان ترتیب شده خود را به نام سیستم پرئودیک عناصر یاد کرد. این سیستم ترتیب شده مندلیف نسبت به سیستم ترتیب شده نیولندز تکمیل شده بوده.

ابتکار مندلیف در ترتیب جدول دوره بی:

1. مندلیف سلسله های طویل و یا پرئود های بزرگ را در جدول خویش برای عناصری برگزیده که فعلا به نام عناصر انتقالی (Transation) یاد میشود.

علت آن این بود Fe, Mn, Ti به طور اضافی تحت عناصر غیر فلزات Si, P, S تنظیم شده نمی تواند.

2. مندلیف در جدول ترتیب شده خود حجره های خالی را برای عناصر کشف نا شده طبیعت باقی گذاشت، در این صورت متوجه شده که As به شکل طبیعی به گروه V تعلق گرفت. عالم مذکور دو حجره رای بین جست و ارسنیک باقی گذاشته بود.

3. در صورتی که موقعیت عناصر سیستم پرئودیک به اساس کتله اتمی شان در گروه ها به خواص عناصر کتله هم هم گروه شان مطابقت نمی کرد، در این صورت مندلیف برای همچو عناصر کتله اتمی نسبتی جدید را پیشنهاد میکرد.

4. K بیشتر از Ar ، Co بیشتر از Ni و I بیشتر Te قرار گرفته بود.

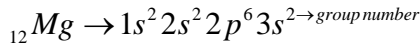
جدول دورانی عناصر: مندلیف عناصر را به اساس افزایش کتله اتمی مرتب کرد و مشاهده نمود که

عبور از یک پرئود به پرئود دیگر خواص فزینگی و کیمیاوی عناصر بطور تناوبی تکرار می شود.

هنری موزلیدر سال 1916 جدول را به اساس افزایش نمبر اتمی (تعداد پروتونها) ترتیب داد و خواص فزینگی و کیمیاوی آنها نیز به تناوبی تکرار می شد و بدین ترتیب اشتباه جدول مندلیف نیز رفع گردید این جدول متشکل از 18 ستون عمودی در 7 ردیف افقی میباشد و هر ستون عمودی گروه یا دسته و هر ردیف افقی دوره یا تناوب نامیده می شود.

گروه های که توسط حرف (A) نشان داده شده و در سمت راست و چپ جدول قرار دارد گروه های اصلی نامیده می شود تعداد الکترون های قشر-ولانسی- اتم های عناصر گروه های اصلی باهم مساوی میباشد.

هشت گروه یا به حساب ده گروه وسطی جدول گروه های فرعی یا گروه های (B) می نامند که بنام گروه های انتقالی نیز شناخته می شود.



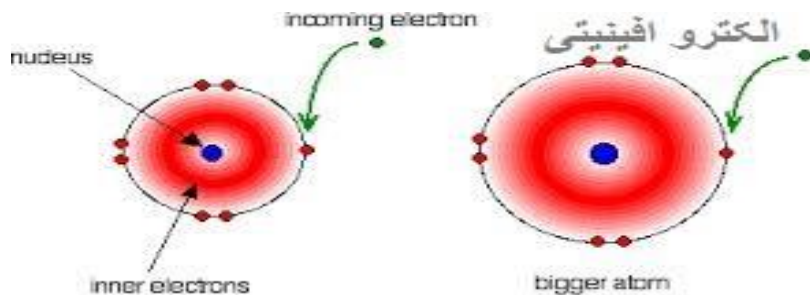
the period number

انرژی آیونیزیشن: عبارت از مقدار انرژی است که برای دور نمودن یک الکترون از یک اتم گرام به فضای لایه تناهی ضرورت می باشد. مقدار انرژی آیونیزیشن مساوی به تفاوت انرژی الکترون جدا شده و انرژی الکترون آزاد است. در محدوده گروپ ها انرژی آیونیزیشن از بالا به طرف پایین کم شده برعکس از پایین به طرف بالا زیاد می شود در پریود ها از چپ به راست زیاد می گردد.

خاصیت الکترون خواهی : (Electro Affinity)

یکی از خواص دیگر اتم های عناصر که به ساختمان الکترونی وابسته است عبارت از میل الکترون گیری آنها می باشد که برای جدا نمودن یک الکترون از یک اتم باید به آن انرژی اضافه داده شود تا از قوه جاذبه هسته جدا گردد، در صورتی که یک الکترون به اتم اضافه شود به آیون منفی (Anions) تبدیل گردد، الکترون علاوه شده توسط قوه هسته جذب گردیده و انرژی آن به مقدار معین آزاد می گردد همین انرژی را به نام انرژی الکترون خواهی یاد می کند.

تقریباً برای تمام عناصر عملیه الکترون خواهی یک نوع تعامل Exothermic بوده بنا علامه گرمای آزاد شده منفی میباشد. الکترون خواهی عناصر در پریود ها و گروپ ها به شکل متناوب تغیر می نماید طوریکه: در محدود یک گروپ (Electro Affinity) عناصر از بالا به پائین کم شده و در محدوده پریود ها انرژی و میل الکترون گیرنده گی از چپ به طرف راست زیاد میگردد و با انرژی آیونیزیشن رابطه مستقیم دارد.



تعداد عناصر در پریود طاق توسط $\frac{(n+1)^2}{2}$ و از پریود های جفت توسط رابطه

$\frac{(n+2)^2}{2}$ تعیین می گردد با آرایش الکترونی اتم یک عنصر می توان شماره گروپ و پریود آن عنصر را تعیین کرد.

$$\text{تعداد عناصر در پریود طاق} = \frac{(n+1)^2}{2}$$

$$\text{تعداد عناصر در پریود جفت} = \frac{(n+2)^2}{2}$$

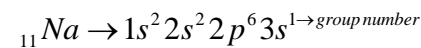
جدول (2-3) آخرین و جدیدترین جدول دوره ثی عناصر:

عناصر فلزی انتقالی گروپ های فرعی جدول پریودیک را تشکیل میدهند.

تعیین ساختمان الکترونی عناصر:

اگر الکترون در مدار فرعی S و p ختم شود نشان می دهد که عناصر از جمله گروپ های اصلی بوده و برای تعیین گروپ و پریود آن آخرین ضریب S نشان دهنده نمبر پریود و در صورتیکه عنصر از بلاک S باشد الکترون های مدار S نشان دهنده گروپ مربوطه آن میباشد ولی در صورتیکه عنصر از بلاک p باشد به منظور تعیین نمبر گروپ الکترون های آخرین S و آخرین p را جمع می نماییم.

مثلاً:



the period number

کارخانگی:

- 1- ساختمان الکترونی عنصر $(_{10}Ne)$ را رسم نمایید.
- 2- ساختمان قشر خارجی (ولانسی) عنصر Si_{14} رسم نمایید.
- 3- تعداد عناصر را در پرپود های طاق و جفت دریابید.
- 4- اول کدام مدار فرعی توسط الکترون ها اشغال می گردد؟

2s 3s 2p

اهداف آموزشی:

دانش آموزان در ختم این دوره باید موضوعات ذیل را تحلیل و ارزیابی کرده بتوانند.

- 1) تعریف خاصیت الکترون خواهی و تغییر تناوب آن
- 2) مفهوم الکترونیگاتیویتی و بوزیتیویتی و تغییر تناوب آن در جدول دورانی عناصر
- 3) تعریف شعاع اتمی و شعاع آیونی و تغییر تناوب آن
- 4) آشنایی با خواص عناصر انتقالی
- 5) تاثیر اوربیتال های d در خواص عناصر انتقالی
- 6) دانستن نمبر اکسیدیشن عناصر انتقالی
- 7) آشنایی شاگردان با رابطه کیمیاوی و سمبول های لیویس
- 8) قانون اکتیت و ترسیم ساختمان لیویس
- 9) روش امتحان و خطا
- 10) روش سیستماتیک

❖ بخش اول: در این بخش موضوعات ذیل را میخوانیم:

- ✓ خاصیت الکترون خواهی
- ✓ الکترونیگاتیویتی و الکتروپوزیتیویتی

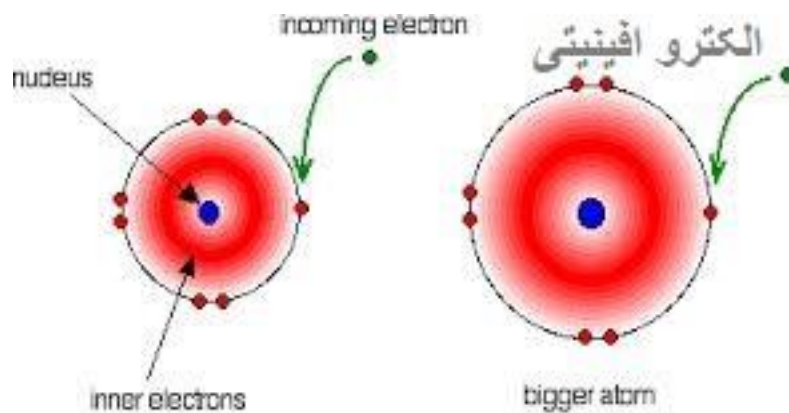
- ✓ شعاع اتمی و شعاع آیونی
- ✓ خواص عناصر انتقالی
- ✓ تاثیر اوربیتال های d در خواص عناصر انتقالی
- ✓ نمبر اکسیدیشن عناصر انتقالی

خاصیت الکترون خواهی: (*Electro Affinity*)

یکی از خواص دیگر اتم های عناصر که به ساختمان الکترونی وابسته است عبارت از میل الکترون گیری آ جدا نمودن یک الکترون از یک اتم باید به آن انرژی اضافه داده شود تا از قوه جاذبه هسته جدا گردد، در صورتی که یک الکترون به اتم اضافه شود به آیون منفی (*Anions*) تبدیل گردد، الکترون علاوه شده توسط قوه هسته جذب گردیده و انرژی آن به مقدار معین آزاد می گردد همین انرژی را به نام انرژی الکترون خواهی یاد می کند

تقریباً برای تمام عناصر عملیه الکترون خواهی یک نوع تعامل *Exothermic* بوده بنا علامه گرمای آزاد شده منفی میباشد. الکترون خواهی عناصر در پرپود ها و گروپ ها به شکل متناوب تغییر می نماید طوریکه: در محدود یک گروپ (*Electro Affinity*)

عناصر از بالا به پائین کم شده و در محدوده پرپود ها انرژی و میل الکترون گیرنده گی از چپ به طرف راست زیاد میگردد و با انرژی



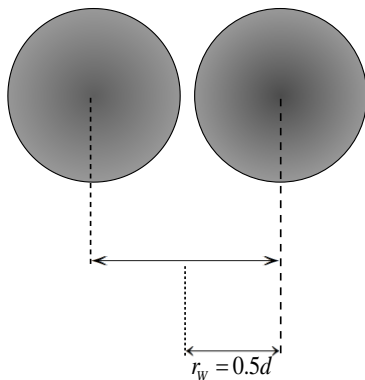
آیونیزیشن رابطه مستقیم دارد.



1A																	VIIIA	
H																	He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Atomic radius decreases →																		

شعاع واندروالس:

شعاع واندر والس نصف فاصله بين دوهسته دو اتوم مجاور است .



مثال: فاصله های هسته های اتوم های آیودین در مالیکول آن مساوی به $2.66^\circ A$ است ، شعاع کولانس یا شعاع اتومی آنرا دریافت نمایید .

$$R_{Co} = \frac{1}{2}d = \frac{2.66^\circ A}{2} = 1.33^\circ A$$

خاصیت الکترونیگاتیویتی و الکتروپوزیتیویتی: عناصر که میل الکترون گیرنده گی دارد الکترونها را خوب جذب می نماید و بنام الکترونیگاتیف *Electro Negative* یاد می شود و میل الکترو گیرنده گی آنها را به نام الکترونیگاتیویتی یاد می نماید و بر عکس عناصری که میل از دست دادن الکترون ها را دارا باشد به نام عناصر الکترون دهنده *Electro Possitive* یاد میگردد.

یادداشت: در محدوده یک پریود الکتروپوزیتیویتی عناصر از چپ به راست کم شده، بر عکس از راست به طرف چپ زیاد می گردد به همین ترتیب در محدود یک گروپ الکتروپوزیتیویتی عناصر از بالا به طرف پایین زیاد شده بر عکس از پایین به طرف بالا کم می شود در محدوده یک پریود *EN* عناصر از چپ به راست متنوباً زیاد شده بر عکس از طرف راست به چپ کم می شود.

به همین ترتیب در محدود یک گروپ الکترونیگاتیویتی عناصر از بالا به طرف پایین متنوباً کم شده و بر عکس از پایین به طرف بالا متنوباً زیاد می شود از این جا معلوم می شود که *EN* عناصر با شعاع اتومی رابطه معکوس را دارا است، بنابر این فلورین (*F*) الکترونیگاتیف ترین عنصر طبیعت بوده *Fr, Cs* الکتروپوزیتیف ترین عناصر طبیعت میباشند.

شعاع اتومی: شعاع اتومی عناصر عبارت از فاصله بین هسته اتوم و آخرین الکترون قشر- خارجی اتوم بوده و یکی از پارامترهای هندسی اتوم می باشد . بور برای اولین بار شعاع اتوم هایدروجن را با فرض نمودن حرکت الکترون در قشر- دایره وی شکل با معادله ریاضیکی محاسبه کرد که کمیت 52.9 پیکومتر است.

نکته: و در محدوده پریودها شعاع اتومی عناصر از بالا به طرف پایین بزرگ شده و بر عکس از پایین به طرف بالا متنوباً کوچک می شود.

در محدوده گروپ ها شعاع اتومی عناصر از طرف چپ به راست کوچک شده و بر عکس از راست به طرف چپ به شکل متنوب بزرگ می شود و شعاع اتومی توسط شعاع کولانسی و شعاع واندروالس محاسبه میگردد.



است ، به طور مثال مس رنگ سرخ مایل به قهوه ای ، طلا زرد و سیماب در شرایط STP به حالت مایع یافت میشود .

نمبر اکسیدایشین عناصر انتقالی:

یکی از مشخصات مهم عناصر انتقالی همانا تمایل آنها به تشکیل مرکبات کامپلکس مختلف می باشد این عناصر دارای نمبر اکسیدایشین مختلف و متحول است که جدول ذیل نمبر اکسیدایشین بعضی از عناصر انتقالی را ارایه می دهد.

نمبر اکسیدایشین مس به حالت عادی +1 بوده به طور مثال : $CuCl$ مثبت یک و $CuCl_2$ در این مرکب مثبت دو میباشد و همچنان در بعضی- مرکبات +3 نیز میباشد .

پریود که درجه اکسیدایشین عناصر d آن بزرگ باشد ، قابلیت اکسیدی کننده آیون آن بزرگ است . به طور مثال Mn با نمبر اکسیدایشین +7 اکسیدی بسیار قوی است .

تاثیر اوربیتال های d بالای خواص عناصر انتقالی: ثبات اوربیتال های d کمتر از اوربیتال های s می باشد

نکته: فاصله اوربیتال های d ، 20 مرتبه کمتر از اوربیتال های p می باشد.

بخش دوم:

در این بخش موضوعات ذیل را میخوانیم:

- ✓ روابط کیمیایی
- ✓ سمبول های لیویس
- ✓ قانون اکتیت
- ✓ ساختمان لیویس

شعاع کوولانسی:

عبارت نصف فاصله ای هسته های دو اتم را شعاع کوولانسی می نامند ، معمولاً شعاع کوولانسی در اتم های غیر فلزی بوده و اتم ها با همدیگر تقاطع می نمایند

مثال : فاصله بین دو اتم مجاور در شبکه فلزی $2.48^\circ A$ است ، بنابر این شعاع ائومی آهن مساوی است

$$d = 2.48^\circ A \left\{ \begin{array}{l} R_A = R_w = \frac{1}{2} d \Rightarrow R_A = R_w = \frac{1}{2} \cdot 2.48^\circ A \Rightarrow R_A = R_w = 1.24^\circ A \\ R_A = R_w = ? \end{array} \right.$$

شعاع آیونی :

عناصر میل دارند تا اکتیت خود را تکمیل و مدار خارجی خود را به هشت الکترون بالغ گردانند و ساختمان با ثبات گازات نجیبه را اختیاری می نمایند ؛ ازین سبب فلزات الکترون های قشر- خارجی خود را از دست داده و غیر فلزات الکترون ها اخذ می نمایند و به آیون ها مبدل میگردد .

عملیه آیونیزیشن تغییرات مهمی را در شعاع ائومی عناصر وارد می نماید ؛ طوریکه شعاع کتیون های عناصر کوچک از شعاع ائومی آنها بوده و شعاع انیون های عناصر بزرگتر از شعاع ائومی آنها میباشد ؛ اما تغییرات آن در سیستم پریود مانند تغییرات متناوب شعاع ائومی در محدوده پریود ها و گروپ ها است .

خواص عناصر انتقالی ($d - Elements$):

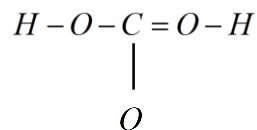
عناصر انتقالی اکثراً فلزات سخت بوده و مورد استعمال زیاد در کار های ساختمانی دارند . آهن به شکل فلزی ، مس ، و نادیوم ، نکل و منگانهز در تهیه الیاژ ها رول اساسی را دارا اند . فلزات مذکور تمدن امروزی بشر- را باعث گردیده است . در بین عناصر انتقالی فلزات دیگری موجود است که در صنایع مدرن امروزی رول اساسی را بازی می نماید .

مثلاً: از فلز تیتان (Ti) در صنعت طیاره سازی و از نادیوم (v) به حیث کتلست در تعاملات استفاده می شود ، و هم در بین این نوع عناصر فلزات قیمتی که پشتیبانه پول اکثر ممالک جهان اند ، موجود بوده و عبارت از پلاتین ، طلا و نقره میباشد . از فلزات مذکور به علت زیبای سطح و مقاومت در مقابل فرسایش از آنها به حیث فلزات زینتی استفاده به عمل می آید . تمام این عناصر فلزی بوده و هادی برق اند . نقره در شرایط عادی هادی درجه اول برق بوده ، این فلزات جلا دار بوده قابلیت چکش خوردن را دارا و به اوراق نازک مبدل شده و سیم ها از آن ساخته میشود . رنگ آنها سفید بوده و درجه غلبان آنها از فلزات گروپ اول و دوم اصلی بلند است ، اما استثنای نیر در رنگ آنها موجود

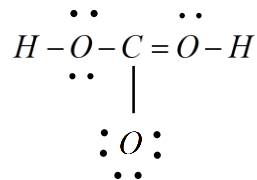
در مرحله آخر باید الکترونهاى آزاد را در مرکب دریاپیم که میتوانیم از حاصل تفریق الکترونهاى حاصل شده در مرحله اول و سوم دریاپیم:

$$24e^- - 12e^- = 12e^-$$

با در نظر گرفتن موارد فوق و این که تعداد الکترونها در تیزاب های اکسیجن دار توسط اکسیجن به اتم مرکزی وصل میگردد میتوانیم که ساختمان مرکب مذکور را به شکل ذیل دریاپیم.



حال تعداد الکترونهاى که به حالت آزاد ($12e^-$) بالای مرکب مذکور وجود دارد را رسم مینماییم، این عملیه را با در نظر گرفتن تعداد الکترونهاى قشر ولانسی عناصر در مرکب تکمیل مینماییم. (در تشکیل رابطه ها هر عنصر یک الکترون اشتراک میگذارند)



ولانس عناصر در مرکب را میتوانیم از حاصل تفریق تعداد الکترونهاى ولانسی عنصر و تعداد الکترونهاى ولانسی آزاد عنصر دریافت نماییم.

تعداد الکترونهاى ولانسی آزاد - (تعداد الکترونهاى ولانسی) = نمبر گروپ = ولانس عنصر

$$4 - 0 = 4 = \text{ولانس کاربن}$$

$$6 - 4 = 2 = \text{ولانس اکسیجن}$$

$$1 - 0 = 1 = \text{ولانس هایدروجن}$$

در ساختار لیویس باید اتمهای مرکبات با در نظر گرفتن تعداد الکترونهاى ولانسی و تعداد روابطی که تشکیل میدهد به حالت مشبوع یا اکتیت خود برسند. در بعضی از مرکبات قاعده لیویس تطبیق نمیگردد که میتوانیم مثال آنها را در مرکب

$N(V)$ زیاد گردیده و به تعداد چارج های مثبت از آن کم میگردد. اکثر اتم های عناصر که تعداد آنها در مالیکول کم است، در مرکز قرار داده میشود و اتم های عناصر دیگر به اطراف آن قرار میگیرد. رابطه اولی بین دو اتم در مالیکول ها نوع رابط سکما بوده و رابطه دومى به نام رابطه پای یاد میگردد.

مرحله دوم: توزیع الکترونهاى باقى مانده بر اساس قاعده اکتیت:

الکترونهاى ولانسی باقى مانده بالای اتم ها طوری تقسیم میگردد که اکتیت هر اتم به اساس آن تکمیل گردد. ابتدا اکتیت اتم های عناصر را در یافت میدارند که دارای روابط کمتر بوده و از جمله عناصر الکترونیگاتیف باشد.

مرحله سوم: تشکیل رابطه پای و محاسبه نمبر اکسیدیشن:

اگر اکتیت اتم های عناصر در مالیکول مرکب تکمیل نشده باشد، جوره الکترونی های آزاد اتم همجوار طوری جابجا ساخته میشود که بین شان مشترک واقع شده و رابطه پای تشکیل گردد.

مثال: ساختمان مالیکولی مرکب H_2CO_3 را ترسیم نماییم.

حل: در مرحله اول تعداد الکترونهاى ولانسی در این مرکب را دریافت مینماییم.

$$H_2CO_3 \Rightarrow N_{V_{H_2CO_3}} = 2 \cdot 1e^- (H) + 4e^- (C) + 3 \cdot 6e^- (O) = 24e^-$$

در مرحله دوم تعداد الکترونهاى را دریافت مینماییم که اتمهای عناصر در حالت مشبوع دارا میباشدند.

$$H_2CO_3 \Rightarrow N_{V_{H_2CO_3}} = 2 \cdot 2e^- (H) + 8e^- (C) + 3 \cdot 8e^- (O) = 36e^-$$

در این مرحله از الکترونهاى مرحله دوم، الکترونهاى که در مرحله اول بدست آوردیم را تفریق مینماییم یعنی:

$$36e^- - 24e^- = 12e^-$$

این تعداد الکترون هاى است که در تشکیل رابطه در مرکب سهم میگیرند و میتوانند که $\frac{12}{2} = 6$ رابطه بسازند.

NO_2 در نظر بگیریم، این مرکب توسط ساختار لیویس به حالت اکتیت خود نمیرسد.

کارخانگی

1. ساختار لیویس (HNO_3) را رسم نمایید؟
2. ساختار لیویس (CO_3^{-2}) را رسم نمایید؟
3. ساختار لیویس (SO_3) را رسم نمایید؟
4. ساختار لیویس (ClO_3^-) را رسم نمایید؟