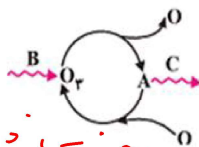




61



- (۱) ۰ - تابش فرو سرخ - تابش فرابنفش
(۲) ۰ - تابش فرابنفش - تابش فرو سرخ
(۳) ۰_۲ - تابش فرو سرخ - تابش فرابنفش
(۴) ۰_۲ - تابش فرابنفش - تابش فرو سرخ

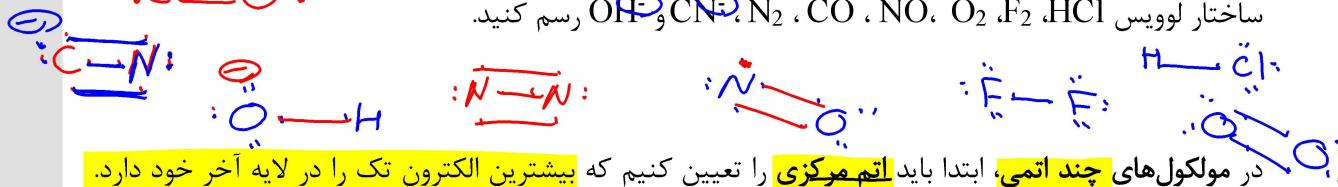
در سال ۱۹۰۰ میلادی، دانشمندی به نام رادرفورد آزمایشی را انجام داد که در آن، ذرات آلفا را به یک ورقه نازک از فلز تابانید. او متوجه شد که اکثر ذرات از ورق عبور می‌کنند، اما تعداد کمی از آن‌ها منحرف می‌شوند یا حتی برمی‌گردانند. این آزمایش نشان داد که اتم‌ها از یک هسته کوچک و متراکم تشکیل شده‌اند که در آن پروتون‌ها و نوترون‌ها قرار دارند. فضای بزرگ اطراف هسته، که به فضای خالی معروف است، عمدتاً از الکترون‌ها تشکیل شده است. این کشفیات پایه‌ای برای مدل اتمی مدرن قرار گرفت.

درسنامه ۴ "ساختار لوویس" صفحات ۵۴ و ۵۵ کتاب *سیه لزویش های ماستر مواد پتکری*

ساختمان لوویس نشان‌دهنده تعداد، نوع و نحوه‌ی اتصال اتم‌های شرکت‌کننده در یک گونه است و در حقیقت همان نمایش الکترون نقطه‌ای است که اتم‌ها را با نمادشان و پیوند میان آنها را با خط‌های کوتاه بین نماد عناصر نشان می‌دهند. در گونه‌های دو اتمی همواره دو اتم در امتداد یک خط قرار می‌گیرند. فقط کافی است که الکترون‌های لایه آخر آنها را طبق قاعده اوکت رسم کنیم و الکترون‌های تک را با خط‌های کوتاه به هم متصل کنیم.



ساختار لوویس OH^- و CN^- ، N_2 ، CO ، NO ، O_2 ، F_2 ، HCl رسم کنید.



در مولکول‌های چند اتمی، ابتدا باید **اتم مرکزی** را تعیین کنیم که بیشترین الکترون تک را در لایه آخر خود دارد. برای یافتن سریع اتم مرکزی هم نکاتی را باید در نظر گرفت:

۱- در اغلب موارد اتمی است که در فرمول شیمیایی تعدادش کمتر باشد مثل CH_4 , H_2O ولی یک مورد هم داریم مثل مولکول N_2O (نیتروکس) $\cdot \ddot{\text{N}}::\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{N}}::$ $\cdot \ddot{\text{O}}::$

۲- اگر تعداد اتمها برابر بود هر کدام که شماره گروه کمتری دارد مثل: COBr_2 و NOCl و....

۳- در صورتی که هم تعداد و هم شماره گروه اتم‌ها برابر بود هر کدام که در گروهش پایین‌تر باشد اتم مرکزی است. مثل SOCl_2

پس از یافتن اتم مرکزی مطابق مراحل زیر عمل می‌کنیم:

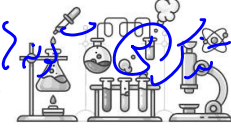
- ۱- اتم مرکزی را وسط قرار دهید و الکترون‌های لایه ظرفیت را طبق قاعده اوکت اطراف آن پخش کنید.
- ۲- سایر اتم‌های دیگر را به دلخواه اطراف الکترون‌های تک اتم مرکزی پخش کرده و الکترون‌های لایه ظرفیت آنها را نیز طبق قاعده اوکت اطراف آنها پخش کنید
- ۳- اتم‌های اطراف را به ترتیب اولویت (تعداد کمتر الکترون‌های تک لایه ظرفیت) پیوندهایی را از طرف اتم مرکزی برقرار کنید.

۴- اگر برای اتم مرکزی الکترون تکی باقی نمانده باشد و اتم‌هایی هم اطراف آن موجود باشد که به آن متصل نشده‌اند باید با اتم مرکزی پیوند داتیو برقرار کنند.

۵- در یونها ابتدا تکلیف بار منفی و مثبت را تعیین کنید و همیشه بار منفی را به نافلز قوی‌تری (نافلز با شماره گروه بیشتر) نسبت دهید (اغلب اکسیژن است) و بار مثبت را به نافلز ضعیف‌تر (نافلز با شماره گروه کمتر) نسبت دهید (اغلب هیدروژن است).

سندک (۱) آرایش مرکزی یک جفت اترتون ناپوشان وجود داشته باشد شکل جدول فمیده و از ادیا است قطعی

آرایش مرکزی یک جفت اترتون ناپوشان وجود داشته باشد شکل جدول فمیده و از ادیا است قطعی



جدول زیر الکترون های لایه ظرفیت عناصر گروه های ۲ تا ۱۸ را نشان می دهد: آرایش الکترون تعداد لایه ظرفیت

۲	۱۳	۱۴	۱۵	۱۶	۱۷	۱۸
Be	B	C	N	O	F	Ne
	Al	Si	P	S	Cl	Ar
					Br	Kr
					I	Xe

آرایش مرکزی
نمونه
با تستین پیوندی والاسنی به آرایش مرکزی
چون در رده ها قرار

ظاهر آرایش مرکزی
نمونه

H_2S-H_2O 	NH_3-PCl_3 	$CH_2Cl_2-CH_3I$ 	HCN
COS CO_2-CS_2 	$COBr_2-COCl_2$ 	$NOCl$ 	SO_2Cl_2
SO_2 	O_3 	SO_3 	NO_2Cl
PCl_5 	NCl_5 	SF_4 	SF_6
ClF_3 	IF_7 	XeF_4 	XeO_4
BeH_2 	BF_3 	$AlCl_3$ 	$B(OH)_3$

توجه داشته باشید که آرایش مرکزی
نمونه آرایش مرکزی
چون در رده ها قرار



BeF_4^{2-}	BH_4^-	AlCl_4^-	N_2O (دی‌نیتروژن مونوکسید)
NO_2	N_2O_4	N_2O_5	C_2H_6
C_2H_4	C_2H_2	N_2H_4	H_2O_2 (آب اکسیژن)
H_3O^+	NH_4^+	NO_2^+	NO_3^-
PO_4^{3-}	CO_3^{2-}	SO_4^{2-}	ClO_4^-
I_3^- , ICl_2^-	P_4	P_4O_6	P_4O_{10}

ساختار لوویس
بردارکسار
نیتروژن

دو اتم
مرکزی دارند

هیدرازین

آب اکسیژن

۴

نکات مربوط به ساختار لوویس
بار قراردادی