

«ساختار اتم»

- تا اواخر سده ۱۹ آب را عنصر اصلی سازنده جهان دانستند.

- رابرت بوهر - نام کتاب «شیمی دانه شده»

- که اختراع و دانست شیمی علم تجربی است. به دانشمندان توصیه کرد پژوهش‌ها عملی را در دستور کار خود بگیرند.

- دموکریت - نخستین مصلح کننده واره‌های اتم به به متناهی تجزیه ناپذیر.

- دالتون - نظریه اتمی کلاسیک.

که این دو تئوری به بند دوم تئوری دالتون را که همگی اتم‌ها یک عنصر مساوی تولید می‌کنند و دارند می‌کنند.

که با تئوری او فقط می‌توان قانون جرم و تغییر حالات فیزیکی را تفسیر کرد و هر موردی که با آن بنیادی بر این تئوری قابل توضیح نیست.

- الکترون - به مقدمات کشف با آزمایش برقیات توسط فارادی - کاتیف نامعلوم اسم گذاری به استونی

که نخستین ذره‌ی زیر اتمی شناخته شده - با آزمایش کاتدی ثابت شد که همگی مواد دارای e^- اند.

- آزمایش پروتو کاتدی - توسط تامسون - این پروتو به خط راست حرکت می‌کند.

که بر اساس نسبت $\frac{q}{m}$ الکترون، توسط تامسون

که جریان از بی‌حالی برانرژی - در یک لوله‌ی شیشه‌ای با فشار کم و تانژ آ - از الکترون منفی (کاتد) به مثبت (آنود) که در هر خورد با فلز منفی نور سبز می‌دهد. در میان مختلطی و الکتریکی به سمت + منفی می‌شود که دارای به منفی.

- پروتوزایی: بزرگ روی خاصیت فوسفورسانس مواد کاربرد و تصادفی پدید پروتوزایی را کشف نمود - لوری به نام گذاری را در خورد تجزیه است.

که در اتم‌های پروتوزا - $Z \geq 11$ و $Z \geq 14$.

که تبدیل هسته‌ای نا پایدار اتم بر اثر وانش‌ها که شش هسته‌ای به هسته‌ها یا بیار.

α - از طاقه عبور نمی‌کند

β - از آلومینیم عبور نمی‌کند

γ - از ورقه‌ی سربی عبور نمی‌کند

- تابش‌های پروتوزا - هیس $\alpha = {}^4_2\text{He}^{++}$ ، β - الکترون ، γ - نور

که انرژی $\alpha > \beta > \gamma$ هجر α را بر اتم H است.

که میزان انحراف $\gamma > \beta > \alpha$

- مدل تامسون: یک گشمتی یا خند و اندای - الکترون‌ها که جرم اتم‌ها از آن ناشی می‌شود درون یک ابر لوله‌ی مثبت با جرم پراکنده اند.

که اتم خنثی و بدون هسته

- فلوتورسانس - از جمله خواص فیزیکی برخی مواد شیمیایی - نور با طول موج معین را جذب و با طول موج بلندتری نشر می‌کند.

که با قطع شدن منبع نور قطع می‌گردد. ZnS در تولید لامپ تلویزیون از

- فوسفورسانس - مانند فلوتورسانس با این تفاوت که با قطع شدن منبع نور تابش کمی ادامه دارد که در ساعت‌ها و شب‌ها

- رادرفورد: تجزیه‌ی الکترونی رادیوالتیو - رد کردن مدل تامسون - کشف هسته و تعیین نسبت قطر اتم به قطر هسته $\frac{10^{-8}}{10^{-14}}$ که بسیار بزرگ است (بزرگ‌تر از 10^6)
 - کشف پروتون در ۱۸۶۸ با کاتودین تر از انود است بی‌دری و عمدتاً کشف نوترون
 - اغلب ذرات α بدون انحراف به اغلب حجم اتم فضای خالی است
 - تعداد زیادی بازوید اندک منحرف شدند به میدان الکتریکی قوی در اتم
 - تعداد بسیار کمی ($\frac{1}{20000}$) بازوید بی‌س از ۹۰٪ منحرف شدند به هسته‌ی کوچک با جرم زیاد در اتم
 - اشفاره از حلقه‌ی یونیده شده از روی سولفید به عنوان ماده‌ی فلورسنت
 - چادویک کشف نوترون

- عدد اتمی: $Z =$ تعداد پروتون = تعداد
 - عدد اتمی و رادرفورد عدد اتمی را بدست آوردند
 - جرم اتمی فلز \propto فرکانس $\alpha \uparrow$ با نسبت هسته‌ای
 - بار و جرم اتمی برابر پروتون تقسیم کرد
 - ایزوتوپ α = آن ذره‌ی بی‌توانی پروتوی کاتود
 - کشف توسط روتنن
 - ایزوتوپ: اتم‌ها یک عنصر که A متفاوت و Z یکسان دارند - تفاوت در تعداد N (نوترون)
 - خواص شیمیایی یکسان و فیزیکی متفاوت دارند
 - P, Al, F - ایزوتوپ Cl - ایزوتوپ O, H - ایزوتوپ S - ایزوتوپ
 - دسته‌بندی طیف لایحه‌ی جرمی - اندازه‌گیری جرم اتم‌ها با دقت زیاد

- اگر یک قطعه‌ی P_{25} (آب سنگین) را در آب بیجا ریزیم در آب فرو می‌رود زیرا چگالی آن است
 - جرم اتمی میانگین = $\frac{m_1 \times \text{عدد فراوانی} + m_2 \times \text{عدد فراوانی}}{100}$
 - واحد جرم اتمی:
 - $1P = 1N = 1amu = \frac{1}{12}$ جرم اتم کربن ۱۲ است. $1P = 1N = 1amu = \frac{1}{12}$
 - ابتدا H و سپس O به عنوان استاندارد جرم اتمی انتخاب شد
 - $4He$ جرم اتمی $2/16Ca$ برابر O جرم اتمی $1/12C$ است

- اشعه‌های یونیزان: با دقت بسیار $K\alpha, K\beta$ که در مختال و لولرد
 - که براده‌ی آهن - جرم اتمی Mg, Al - نور فیدیه‌ی گفته
 - رادرت یونیزان به چراغ یونیزان
 - که دسته‌بندی طیف بین - در همین بررسی هسته‌ی ما به Rb (ریخ) و Sr (کلی) را کشف کرد
 - که اثبات کرد هر فلز طیف نوری خاص دارد - تعیین نوع فلز
 - طیف نوری خطی هیدروژن: در لوله‌ی تخلیه‌ی الکتریکی گاز H_2 با فشار کم و ولتاژ بالا برقرار کرده $H_2 \rightarrow H$ - نور با صدای روشن از مشرک
 - نخستین بار آنلسترم ۴ خط طیف هیدروژن را یافت ولی بعد آن را تحلیل کرد
 - $(n_4 \rightarrow n_2)$ قرمز / $(n_4 \rightarrow n_3)$ سبز / $(n_5 \rightarrow n_2)$ آبی / $(n_5 \rightarrow n_3)$ بنفش

نور: رد عمل اتمی را در مورد

- ۱- حرکت دایره ای e دور هسته (مدار) - انرژی آن با فاصله از هسته رابطه مستقیم دارد.
- ۲- انرژی e کوانتیده است (مقدار معینی انرژی می گیرد) ۳- مدار را با n نشان داد - تعداد e ها در هر مدار (لایه) n^2 است.
- ۴- e با گرفتن انرژی معین به تراز بالاتر رفته و نابایدارتر - همان مقدار انرژی را از دست داده به تراز پایین و حالت پایدارتری گردد - شش نور

مدل کوانتومی:

شرو دینگر بر مبنای رفتار دوطان و با تانگید بر رفتار موجی مدل کوانتومی را ارائه داد - $m_e \psi = L \psi$ را برای معرفی اوربیتال معرفی کرد.

احتمال حضور e در آن زیاد است - حاله فضای اطراف هسته

n - عدد کوانتومی اصلی - لایه - n - انرژی لایه \uparrow - بر اعوان هسته محدود می شود - هر لایه به اندازه n شماره لایه زیر لایه دارد.

l - لایه - عدد کوانتومی اوربیتیالی - شکل و تعداد اوربیتالی - هر لایه n تعداد اوربیتالی دارد. اعدادی که می گیرند از 0 تا $n-1$ است.

تعداد $m_l = 2l + 1$ تعداد اوربیتالی

m_s - اسپین - جهت گیری e - جهت گیری اوربیتالی - اعدادی که می گیرند از l تا $-l$ است.

اصل پنداری - هیچ اوربیتالی در یک اتم نمی تواند بیش از دو e در خود جای دهد. هیچ دو e ای نداریم که شماره عدد کوانتومی آن یکسان باشد.

در اتم H انرژی زیر لایه ها فقط به n وابسته است ولی در بقیه اتم ها در درجه اول به n و در درجه دوم به l بستگی دارد. خواص شیمیایی به عنصر به تعداد e ها که ظرفیتی بستگی دارد.

اصل هوند - در هنگام پر شدن اوربیتالی ها که هم انرژی و هم اوربیتالی ها هم لایه یک e می گیرند بعد عمل جفت شدن e ها آغاز می شود.

اصل آفبا - شیوهی دست یافتن از این انرژی از یک اتم به اتم دیگر

- پرتوی B همانند پرتوی کاتدی جریانی از الکترون‌های پراثری است - دارای بار منفی

- پرتوی گ همانند پرتوی X از جنس نور است

- آهن‌سخت‌سخت برای سنجش یون‌های نافلزی کاربرد دارد

- در مدل اتنی بجر بسختی از اوربیتال به میان نیامده است

- در اتم‌های با بیش از یک بار مثبت ایجاد در اتم‌ها بین الکترونی افزون بر n عدد کوانتی اوربیتالی نیز بر مقدار انرژی زیرکالبر اثرگذار است

- در خنایب میدان مغناطیسی E می‌تواند هر دو نوع عدد کوانتی مغناطیسی اسپین (یعنی $+\frac{1}{2}$ و $-\frac{1}{2}$) را داشته باشد

- پرتو کاتدی در جنس کاند و گاز درون آن بستگی ندارد

- در الکترون در یک اوربیتال اسپین مخالف دارند تا میدان مغناطیسی (از الکترونی) آن‌ها را خنایب کرده و به دانگی الکترونی غلبه کند

- کوانتی در نظر گرفتن مبادی انرژی، هنگام جا به جایی میان ترازها انرژی توانست با موفقیت طیف نوری خطی هیدروژن را توضیح کند

- در هیدروژن هر چه بسطوح انرژی به هم نزدیک‌تر باشد اختلاف انرژی آن‌ها بیشتر است

- در طیف نوری خطی هیدروژن، بخشی از صیف که مربوط به انتقال E از ترازهای بالاتر به تراز دوم است، شامل طول موج‌ها نور مرئی است

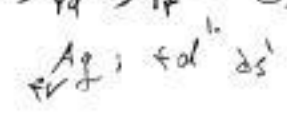
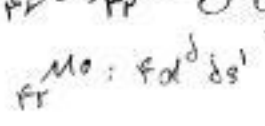
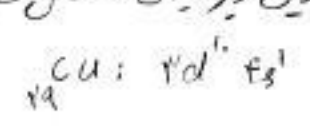
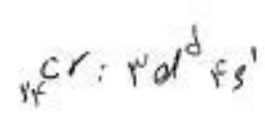
- با تغییر فرم و عدد در قطب منفی، ماهیت پرتوی کاتدی تغییر نمی‌کند

- پروتیم (1_1H) تنها اتم فاقد نوترون است

- هر فوتون یک بسندی انرژی است و مقدار این انرژی به طول موج بستگی دارد

- هنگامی می‌توان از یک جسم تصویری برداشت که ابعاد آن جسم از نصف کمترین طول موج قابل رؤیت کوچکتر نباشد بنابراین با نور مرئی هر اتم احبای قابل رؤیت اند که ابعاد آن‌ها از $200nm$ بیشتر باشد

- مراقب آرایش Cr و Cu و عناصر زیرین آن Ag و Mo باشید که آخرین زیرکالی اشغال شده، بدین دارد



جدول تناوبی

مذکرف عناصر را بر حسب افزایش جرم اتمی مرتب کرد. در برخی موارد استثنا به خواص عناصر را بر افزایش تدریجی جرم اتمی مقدم دانست
 عناصری با جرم ۴۴، ۶۸، ۷۲ را خلی لذت - خواص ۱۰ عنصر را پیش بینی کرد که در ۸ مورد درست بود
 Te را قبل از I و Co را نیز قبل از Ni قرار داده بود. دلیل علمی تقصی که از آنها در اندازه گیری جرم اتمی من ذالت
 قانون = الر عناصر را بر حسب افزایش جرم اتمی مرتب کنیم، خواص فیزیکی و شیمیایی به طور تناوبی تکراری شود.
 قانون جدول آمرونی = بر حسب Z مرتب شود.

ا. کالها: $Ea \rightarrow Ga$ - $Eb \rightarrow Sc \rightarrow Ti$ و Ca بین Sc و Ti - $Es \rightarrow Ge$ - Ed ^{بسیار خالص} ^{بسیار خالص}

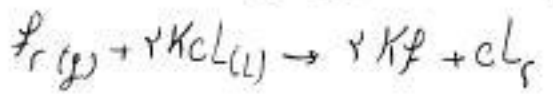
- فلزات فلزی: فلزات ۸۰ عنصر - هلی تا Hg - براق، رسانای برق و گرما، سطح بزرگ (عناصر d, s و f در آنجا)
 نافلزات = رسانای خوب گرما و برق نیستند. سلنید - دارای سطح براق - بیش ترشان گاز اند - به جز H بقید در دسترس P اند.
 شبه فلزات = شامل ۶ عنصر Te, Sb, As, Ge, Si, B در حین سلنید و نیم رسانا است - در دسترس P اند.

- فلزات قلیایی: شامل Li, Na, K, Rb, Cs, Fr - به ns^1 ختم می شوند - آرایش یون $(n-1)s^2$
 آن ها را در زیر لغت نام های می کنند تا با الکترون و پروتون و نوترون دهند.
 با آب سرد به شدت واکنش داده و محلول قلیایی تولید می کنند (تا به آبی)
 $2M + 2H_2O \rightarrow 2MOH + H_2$
 قلیا: اگر حاصل از سوختن چوب را با آب مخلوط کنیم، محلول لیزی پیدا می آید که چربی ها را در خود حل می کند و قلیا نام دارد.
 از بالا به پایین = کاهش سختی - ذوب - جوش - انرژی یونش - الکترونگاتیوی
 که افزایش = شوع اتمی - شوع یونی - واکنش پذیری - فعالیت شیمیایی - خصیلت فلزی
 چگالی Na, K, Rb از آب کمتر است و روی آب شناور می مانند. چگالی Mg بیشتر از آب است.
 رادیواکتیو است

- فلزات قلیایی خاکی: شامل Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra - به ns^2 ختم می شوند - آرایش یون $(n-1)s^2$
 هلی و واکنش پذیرند ولی کمتر از فلزات قلیایی - فراوان ترین آن ها Ca است که در سنگ، خاک و سنگ مرمر یافت می شود.
 صفایه فلزات قلیایی و قلیایی خاکی
 خصیلت فلزی: الکترونگاتیوی - فعالیت شیمیایی - شوع یونی - شوع اتمی $IA > IIA$
 الکترونگاتیوی: انرژی یونش - چگالی - جوش - ذوب $IA < IIA$

- عناصر واسطه: معروف به d - در گروه های ۳ تا ۱۰ اند. هلی فلز - بسیاری به هم و برخی به s ختم می شوند.
 از فلزات گروه های IA, IIA سخت تر - چگالی تر - ذوب تر اند به جز Hg . اغلب محلول نمک های زلال دارند. اغلب اعداد اتمی d شوع دارند.
 - عناصر واسطه داخلی: ۲۸ عنصر متعلق به دسترس f - هلی در گروه ۳ یا $III B$ اند.
 که f نایب ها: ۱۴ عنصر - از شماره ۷۱ تا ۸۸ در دوری ۶ - f نایب با عنصر La - زیر La به f در حال پر شدن - براق و واکنش پذیر بالا - در d نایب
 که f نایب ها: ۱۴ عنصر - از شماره ۹۱ تا ۹۸ در دوری ۷ - f نایب با Ac در حال پر شدن و شباهت به Ac - هلی بر تو از رادیواکتیو - ساختار هسته محکم از آرایش e .
 که مشهورترین آن ها U است که از فروریایش آن به تولید برق در نیروگاه ها - زیر دریایی ها - نواهای هواپیما بر

- عناصر دسته P ← عناصر گروه‌ها ۱۸-۱۳ - شامل فلزها - نافلزها - شبه فلزها
 - فلزها: فلزها - نافلزها - شبه فلزها
 - نافلزها: فلزها - نافلزها - شبه فلزها
 - فلزها: فلزها - نافلزها - شبه فلزها
 - نافلزها: فلزها - نافلزها - شبه فلزها
 - فلزها: فلزها - نافلزها - شبه فلزها
 - نافلزها: فلزها - نافلزها - شبه فلزها



- گازها نجیب: معروف به گازهای اتر در قدیم - به جز He که به کمی ختم شده بقید به P ختم می‌شوند
 - از He, Ne, Ar هیچ ترکیب شیمیایی شناخته نشود
 - فلزها: فلزها - نافلزها - شبه فلزها
 - نافلزها: فلزها - نافلزها - شبه فلزها

- هیدروژن: خانواده تک‌عنصری - از نظر شیمیایی به عناصر دیگر شباهت ندارد - ۳ ایزوتوپ دارد - به حالت آزاد یافت نمی‌شود
 - آب فراوانترین ترکیب آن است - انواع مختلف هیدروژن وجود دارد
 - H به معمولی - پروتیوم
 - D به سنگین - دو ایزوتوپ
 - T به رادیواکتیو - تریتم

- شعاع اتمی: نصف فاصله‌ی تعدادی میان هسته‌ها در اتم هور هسته در مولکول ۲ اتمی را گویند
 - طولی و اندروالی - به فاصله‌ی میان هسته‌ی دو اتم هور هسته که هم‌سای باشند
 - افزایش شعاع اتمی در گروه از بالا به پایین - به تعداد لایه‌ها افزوده می‌شود - از جاذبه‌ی هسته‌ی مرکزی
 - کاهش در دوره‌ها از چپ به راست - تعداد لایه‌های e ای ثابت مانده و با مؤثر هسته زیاد شده
 - در دوره‌ها کمترین شعاع - فلزات قلیایی
 - تغییرات شعاع اتمی در عناصر واسطه بسیار اندک است

- بار مؤثر هسته - مقدار بار مثبتی است که دیده در فاصله‌ی معینی از هسته احساس می‌کند - به e ها که به طرفیت هسته از لایه‌های بیرونی است
 - تغییرات شعاع اتمی در عناصر واسطه بسیار اندک است

اثر پوششی - لایه‌های بیرونی مقدار زیادی از بار هسته را جذب کرده و از تأثیر تمامی آن بر e های بیرونی می‌کاهد
 - شعاع یونی:



در بین لایه‌ها هم الکترون هورید - بار مثبت آن شعاع را با رانندگی آن شعاع را
 - انرژی یونش - مقدار انرژی لازم برای جدا کردن یک مول e از یک مول اتم گازی و تسلیل یک مدل یون مثبت گازی - انرژی نخستین یونش
 یونش - وقتی e با جذب انرژی به $n=0$ منتقل شود
 $M(g) \rightarrow M^+(g) + e$

- اگر نخستین جهش ناگهانی در عناصر در اتم بین n و $n+1$ باشد عنصر به گروه n تعلق دارد
 - از بالا به پایین با افزایش شعاع بار مؤثر هسته Z انرژی یونش کاهش و از چپ به راست با افزایش تعداد جهش ناگهانی $+1 =$ دوره
 بار مؤثر هسته و کاهش شعاع و انرژی نخستین یونش به طرز منظم افزایش می‌یابد

بین لایه‌ها هم e - هورید $Z \rightarrow E_{\text{act}}$
 $\text{IIA} > \text{IIIA}$, $\text{VA} > \text{VIA}$ → انرژی نخستین یونش

- الکترونیک تیوی : تمایل نسبی یک اتم برای جذب الکترون‌ها پیوندی به سمت خودش است - مقیاس نسبی است و واحد ندارد
که معرفی توسط یاولند

F	O	N	Cl	Br	C	I
۴	۲/۵	۳/۱	۳	۲/۸	۲/۵	

که همانند انرژی یونش با بار مؤثر همدست رابطه مستقیم و با شعاع رابطه عکس دارد

الکترونیک تیوی $\leftarrow F$ ، الکترونیک تیوی $\leftarrow C$
- برای گازهای نجیب الکترونیک تیوی را بررسی کنیم چون ترکیبات شیمیایی زیادی تشکیل نمی‌دهند
از چپ به راست \leftarrow الکترونیک تیوی \uparrow
از بالا به پایین \leftarrow الکترونیک تیوی \downarrow

- مهمترین نکته در جدول تناوبی تشابه آرایش الکترونی یکدیگر ظرفیت عناصر در یک گروه است

- کوچکترین تناوب ۱ - طولانی‌ترین تناوب ۶ (۱۶ عنصر)
- تناوب ۲ یک تناوب ناقص است و اگر عنصر جدیدی به رویش ها اضافه شود در این تناوب جای نمی‌گیرد
- یون‌دهانی دارای بار بیش از ۳+ یا ۲- ناپایدار است و در طبیعت تشکیل نمی‌شود
- هنگامی که گوئید آرایش الکترونی یک یون مثبت به ده‌ها ختم شده است یعنی آن یون قبلاً الکترون خود را از لایه‌ی s با هم بزرگتر از خودش از دست داده است
- گازهای نجیب مولکول‌ها در اتمی تشکیل نمی‌دهند، به همین دلیل در مورد گازهای نجیب از شعاع اتمی و اندازه‌های استفاده می‌کنیم
- با توجه به اینکه فلزها تشکیل مولکول‌ها نمی‌دهند شعاع اتمی نصف فاصله بین هسته‌های دو اتم همسایه در بلور عنصر فلز تعریف می‌شود
- انرژی‌های یونش متوالی به عنصر به دلیل نزدیک شدن e به هسته نه‌ای خواصیم جدا پس کنیم، افزایش می‌یابد

- از نشان دریا بلورها روشنائی تبلیغاتی و لیزرها کاری استفاده می‌شود
- در گروه ۱۴ تعداد عنصرهای شش فلز با تعداد عناصر فلزی برابر است - در گروه ۱۵ تعداد عناصر نافلزی با تعداد عناصر شش فلزی برابر است

ترکیبات کوئی

بیوند کوئی: جاذب میان یون ها با بار نام نام - بین فلز و نافلز - در تمام اتم ها این بیوند وجود دارد

NaCl - کهنه شکل - سدیم برایش NE و کلر برایش Ar می پس سخت و فلزده. دما ذوب و جوش بالا. (اصی از ترکیب یون همادوستی است).
 در حالت جامد نا رسانا - در حالت محلول و مذاب رسانا است. بیش از ۶۶ درجه سانتیگراد در آب حل می شود.
 $2Na(l) + Cl_2(g) \rightarrow 2NaCl(s) + Q$
 عدد اکسایش در یون ها: Na⁺ و Cl⁻ تفاوت است. بیوند یونی راستا و جهت ویژه ای ندارد. در همه راستاها اعمال می شود.

بیوند یونی در:

طبیعی فلزات فلز با فلز یا فلز با نافلزات: NaCl, MgF₂, CaO / تمام ترکیب NH₄Cl - NH₄⁺
 Al با آلومین و فلزات و نافلزات: Al₂O₃, Al₂Cl₆ / فلز و نافلز با برخی نافلزات: Al₂O₃, SnF₄, PbCl₂

انرژی شبکه: انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون ها گازی در یک مول.

طبق جدول: K > Ca > Na > Mg > Al > Si > P > S > Cl > Br > I > F > O > N > C > B > Be > Li > H > He
 و در بارها یلیان یون با توجه به شعاع: Na⁺ > NaCl > NaBr / MgO > CaO

فرمول نویسی: باید بار یون ها برابر است. Sc - Al x^{3+} Cd - Zn - Ba - Sr - Ca - Mg x^{2+} Ag - Cs - Pb - K - Na - Li - H x^{+}

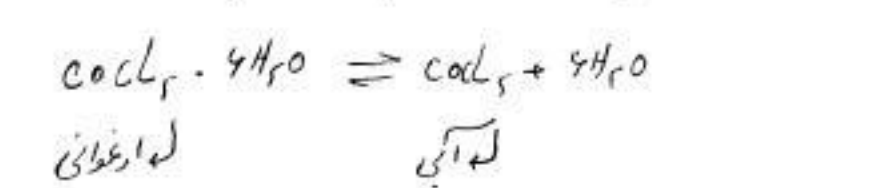
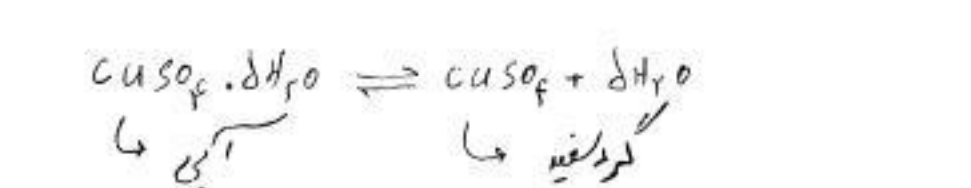
برای کاتیون فقط نام یون را می نویسیم. برای آنیون پسوند "اید" اضافه می کنیم. مثلاً: Sr²⁺, N³⁻, H⁺, H⁻ (یون های کم تر متداول).
 همگی آن یون ها به جز Ag, Zn, Cd به کار می آیند.

Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu
۲	۳	۲	۲	۲	۲	۲	۱
۴	۵	۳	۳	۳	۳	۲	۱

یون ها کاتیونی با بیش از یک نوع عدد اسیان

یون های Cr³⁺, Mn²⁺, Co²⁺ کمتر متداول اند.
 * نام قدیمی: Sn²⁺ استانو، Sn⁴⁺ استانید / Cu⁺ کوپرد، Cu²⁺ کوپردیک / Fe²⁺ فیرد، Fe³⁺ فیردیک / Cr³⁺ کروهو، Cr⁶⁺ کروهید

آیون های چند اتمی: جدول کتاب درسی (جدول یون های چند اتمی را حفظ کنید)
 نمدهای در اداری آب تبلور: نمدهای آب تبلور است که در آن مولکول های آب با یون ها مثبت فلزی در ارتباط قرار گرفته اند.



$n = \frac{M(a-b)}{18b}$
 * n = تعداد مول آب / تعداد مول نمک / جرم مولی نمک
 a - نمک بدون آب / b - نمک خشک

- از دانش جدید فزاینده و کار نظر، جامد سفید رنگی برجای می ماند. دانش به شدت گامی را با دانش نور و لرزای زیاد همراه اند
که نهد خود را

- کوچکترین هفت سبب مشترک با یون ها در Al_2O_3 برابر 6 است. در ترکیب یونی مجموع بار کاتیون و آنیون برابر است ولی تعداد کاتیون و آنیون می تواند فرق کند
- انجام شدن تری و دانش ها آن هایی اند که به آنرا این دانش نامی پایدار می رسند.

- سطح انرژی بدینگونه به طوری متعلق قابل اندازه گیری نیست ولی تغییرات آن را می توان
- بر لیم و لور (B, Be) که پیچیده تسلیح پیوند یونی نمی دهند.

- تسلیح بلور Al_2O_3 که بعدی و مضطرب آنرا (در فلزها) یا یون هال در ترکیب یونی یا مولکول هال در ترکیب مولکولی یا در بلور
- عدد کوانتوم بیانیسیون به یون های نازکم نام موجود در پیرامون کربون در ترکیب یونی.

- هینزیم اکسید (Al_2O_3) به دلیل دانش تسلیح بلوری پایدار و جمله ای بار زیاد می یون ها و زیاد بودن خطت یونی پیوند از تمامی ترکیب ها و سطح عمده در
کتاب درسی (حتی از Al_2O_3) نظری خوب و جوش بالاتری ندارد.

- تعیین بار یون از یون ها بویژه فلزها واسطه به یک بار کردن قاعده 18 تایی اصله از پذیر نیست زیرا این یون ها بعد از دانش بر این کار خوب به پایداری می کار

- یون های چند اتمی (مثل Al_2O_3) در دانش که به صورت یون واحد مستقل عمل می کنند. با یون نه به اتم بلند به کل مجموع متعلق است
- منظور از تعداد عناصر در یک فرمول به تعداد اتم های آن

- ظرفیت یونی به تعداد اتم های که یک فلز معین ترکیب از دست می دهد یا تا فلز می گیرد.
- در بیسک تور به در زمانیکه برای سرد کردن مواد داغ شده.

« پیوند کووالانسی »

- پیوندی که از اشتراک قه‌ها جواتم بوجود می‌آید به کووالانسی گفته می‌شود. نیروی جاذبه بین هسته‌ها و الکترون‌ها آتم‌دلیتر بیش از دافعه‌ی بین هسته‌ها و دافعه‌ی بین قه‌هاست.
- پس از تشکیل پیوند، نیروی جاذبه = نیروی دافعه
- پیوند کووالانسی ممکن است از یونی قویتر باشد. پیوند کووالانسی انعطاف پذیر است.

- انرژی تبانیسل در هیدروژن: دو اتم H جدا از هم = دافعه و جاذبه‌ی نیست. در اتم هم‌اوس برهم = برای یون‌های جاذبه غالب بر دافعه
- در اتم در فاصله‌ی بین هسته‌های 75 pm = برای یون‌های جاذبه و دافعه برابر است. در فاصله‌ی بسیار نزدیک برهم = برای یون‌های دافعه غالب بر جاذبه است
- به پایدار که انرژی تشکیل پیوند $-436 \frac{kJ}{mol}$

اختلاف الکترون‌ها $\Delta n =$

- پیوند قطبی و غیر قطبی: قطبی = بین دو اتم نا هور هستند با $\Delta n > 1.7$ مثل $H-Cl, C=O$
- نا قطبی = بین دو اتم هور هستند یا نا هور هستند با $\Delta n < 1.7$ مثل $N-Cl, O=O$
- یونی ترین پیوند = CaF_2 $\Delta n = 3.12$
- پیوند $Si-O$ با $\Delta n = 1.74$ در انسان‌های یونی است و پیوند $C-H$ با $\Delta n = 0.4$ غیر قطبی به حساب می‌آید.

- مولکول قطبی و غیر قطبی: قطبی = مراکز بارها مثبت و منفی برهم منطبق نیستند = فاقد مرکز تقارن مثل H_2O, SO_2
- ولی اگر مرکز تقارن داشته باشند = نا قطبی مثل CH_4

- مولکول‌هایی به فرمول زوج A غیر قطبی اند مثل O_2, F_2, S_8, P_4
- مولکول‌هایی که در آن‌ها اتم مرکزی با max عدد الکترون = با اتم دلیتر پیوندی دهد، غیر قطبی اند PCl_5, SF_6
- اگر اتم مرکزی اتم‌های متفاوتی وصل شود مولکول فاقد تقارن و قطبی است.
- مولکول‌هایی که یک اتم مرکزی دارند و اتم مرکزی دارای زوج الکترون نا پیوندی باشد = قطبی $O=C=O$

در رسم ساختار لوویس:

- اتم‌های هیدروژن و هالوژن در پیرامون اتم مرکزی اند و دلیتر پیوندی تشکیل می‌دهند.
- اتمی که الکترون‌ها آتم‌تر است، معمولاً اتم مرکزی است.
- وقتی در مولکول از یون‌ها بیشتر از یک اتم باشد، غالباً در اطراف اتم مرکزی است.
- الکترون‌هایی که در اطراف اتم مرکزی اند، با پیوند دگانه یا داتیو متصل می‌شوند و اگر آتم‌ها دگانه باشند باسیم، معمولاً به تعداد بار منفی 0 و با پیوند دگانه دجاری بار منفی در اطراف اتم مرکزی خواصیم دانست.
- اتم‌های C, N, O می‌توانند برای رسیدن به آرایش هسته‌ی آتم‌ها بیش از یک جهت s به اشتراک بگذارند.

آتان، اتن، اتین:

- آتان (C_2H_6) = سطح نزدیکترین ماه لیواح (زحل) از آتان مایع.
- اتن (C_2H_4) = خوردن لیواح و گل، کورده.
- اتین (C_2H_2) = در چراغ کاربیدی و جو سطری.

- وزونانس در اوزون: O_3 : sp^2 تئوری یاد کرد شکل O_3 . لولکلی خمیده دارای ۲ شکل وزونانس. دارای ۱۸ e^- در لایه ظرفیت. در اثر تخلیه الکتریکی در O_3 به دست می آید. مولکول واقعی تغییر در وزونانس است. O_3 که در آن طول پیوند یونان یکسان چند واسطه ای نه و دو نانه است. هیدرید وزونانس به مراتب پایدارتر از هیدرید از استلال وزونانس است و سطح انرژی پایدارتری دارد.

- شکل هندسی مولکولها: $VSEPR$ یعنی نظریه نیروی دفعی که تا حد امکان تعادل دارند از لایه لایه دور شوند. قلمرو الکترونی ناچیزی در اطراف اتم مرکزی است که e^- ها صرف نظر از تعداد در آنجا حضور دارند و $=$ یا \equiv یا پیوندی یک قلمرو به حساب می آید.
 بار - تعداد اتمها جانبی (بجز S) + گروه اتم مرکزی = تعداد قلمرو اتم مرکزی

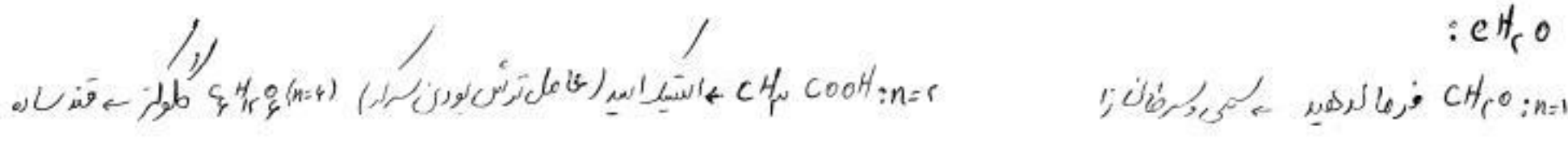
مثال $\rightarrow SO_2 \rightarrow 50_2 = \frac{6+2}{2} = 4$

SO_2 \rightarrow ۳ قلمرو دارد. زاویه 119.5° - خمیده. دارای ۲ شکل وزونانس / ناقص - چهار وجهی منبسط - زاویه 109.5° - نوع قلمرو sp^3 $\rightarrow CH_4$
 H_2O \rightarrow ۲ قلمرو دارد. زاویه 104.5° - خمیده و قطبی / هدم با قاعده sp^3 ضلعی - قطبی

- پیوند δ اتیو: نوع خاصی از پیوند کووالانسی - پیوند کوئوردینانسی - کوئوردینانسی \rightarrow نا پیوندی دارد. آن را در اوربیتال خالی کوئوردینانسی می نامند.
 - پیوند δ اتیو با سایر پیوندهای $N-H$ در آمونیم یکسان است. به جز از نظر طول و چگالی نظر انرژی - بار + با اتم خاصی تعلق ندارد.
 - کوئوردهای معروفی که δ اتیو دارند: $CO - SO_2 - SO_3 - NH_4^+ - O_3 - H_2SO_4 - NO_2 - NO - H_2O_2$

- نامگذاری: ① پیوند یونانی + نام عنصری که الکترونها تئوری کمتر دارد + پیوند یونانی + نام عنصر بعدی + id
 * الیمنتر نسبت به Z بزرگتر است. پس NO_2 \rightarrow دی نیترن تتر اکسید
 * با استفاده از عدد اسیانسی ② فسفر V اکسید: $3N-2=5$
 * کوئوردینانسی \rightarrow SO_3 \rightarrow کوئوردینانسی

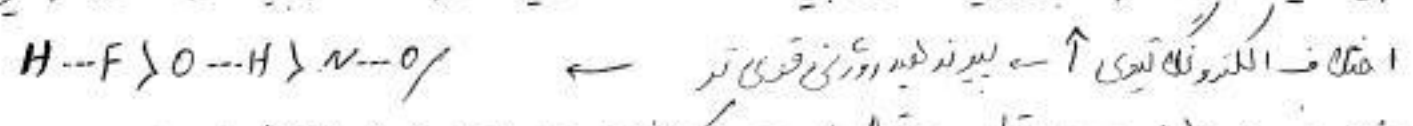
- فرمولهای شیمیایی: تجربی: ساده ترین فرمول با کوچکترین نسبت زیروندها - تعداد عناصر نسبت به n عدد.
 مولکولی: نوع و تعداد واقعی اتمها
 ساختاری: شیمی اتصال اتمها
 فرمول مولکولی = فرمول تجربی $\times n$



- نیروهای داندروالسن: نیروهای جاذبه بین مولکولها
 که جاذبه دو قطبی دو قطبی $H^{\delta+} - Cl^{\delta-} \dots H^{\delta+} - Cl^{\delta-}$
 که جاذبه تشریحی لوندون $I - I \dots I - I$

+ هر چه حجم مولکولها \uparrow ، نیروهای داندروالسن \uparrow ، دمای جوش \uparrow .
 + هر چه حجم \uparrow ، امکان پیدایش دو قطبی لحظه ای بیشتر و نیروی لوندون قوی تر. (نیروها لوندون در مواد قطبی اهمیت فراوانی دارد.)

- پیوند هیدروژنی: جاذبه بین مولکولی بین $N \ll O \ll F$ از دید سو با H که با پیوند کووالانسی با این سه عنصر پیوند برقرار کرد.



نوعی نیروی جاذبه در دو قطبی دو قطبی است که ضعیف تر از پیوند کووالانسی است به طور غیر خالصی دمای جوش را بیشتر می کند

چون تعداد پیوندهای هیدروژنی در آب بیشتر است از H_2O ← دمای جوش آب بیشتر است.

- تفاوت آب و متان

آب ← قطبی - زاویه پیوندی: 104.5° - در گستره دمای بیشتری به حالت مایع است - قطبیت پیوند \uparrow - پیوند هیدروژنی دارد.
 متان ← ناقصی - 109.5° - در گستره دمای بسیار وسیعی به حالت مایع است - در دمای تیره کوانتوم

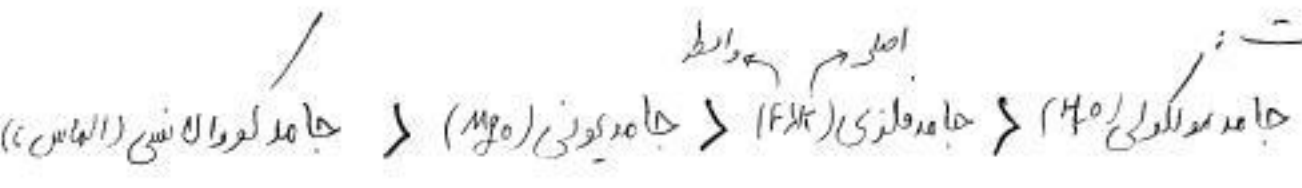
- تعداد کلم ← جامد پیوندی - در حالت مایع رسانای برق - نسبی دمای جوش پیوند از پیوند کوانتوم کمتر است و جوش آن کمتر است.
 جامد مولکولی - رسانای برق نیست - مولکولهای بدون بار و مستقل - دمای ذوب و جوش کم

SO_2 ← قطبی - 6 زوج الکترون نا پیوندی - زاویه پیوندی 119.5° - جامد پیوندی
 CO_2 ← ناقصی - 4 زوج الکترون نا پیوندی - زاویه پیوندی 180° - جامد مولکولی

- چیدمانی آسان تر مایع می شود

هر چه دمای جوش بیشتر باشد - گونا گوی پیوند هیدروژنی دارد - گونا گوی قطبی است - گونا گوی دمای جوش بیشتر دارد.

- ترتیب دمای ذوب و جوش انواع جامدات:



- شیمی دان‌ها برای نمایش پیوند دو اتم معمولاً از مدل گلوله و میله استفاده می‌کنند.
- F_2 به دارای ۲ فرم Cis و Trans است. Cis به قطبی و Trans به ناقصی.

- مولکول قطبی در میدان الکتریکی جهت گیری می‌کنند ولی مولکول ناقصی غیره.

- زوج الکترون نا پیوندی تحت تأثیر جاذبهی پدیده پراش قرار دارد و حرکت بیش تری نسبت به جفت پیوندی دارد.

- تفاوت فرمول ساختاری با لوپس این است که زوج الکترون‌های نا پیوندی در فرمول ساختاری نشان داده نمی‌شود.

- برخی خواص آب شباهت زیادی به ترکیبات لوپس دارد.

- آب مانند جسمی که ذرات باردار دارد در میدان الکتریکی عکس العمل نشان می‌دهد و برخلاف آن در لخته ده‌های نبرگی به حالت مایع باقی می‌ماند.

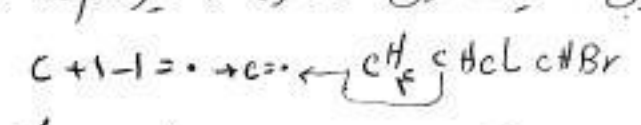
- ترکیباتی که دارای بنیان اکونویوم (H^+) اند، بهر سبب نوع پیوند کووالانسی و محلولی در آب قرار دارند مثل: $NaCl$ و HCl .

- دی متیل اتر گازی است که به عنوان پیرانه در اعصاب و کازینجیال به کار می‌رود و آن مولکول مایعی است که به عنوان حلال در مایه‌ها کاربرد دارد.

- جنیت الکترون مشترک در پیوند قطبی، احتمال حضور در فضای بین دو هسته و اطراف اتم الکترونیک تیره تر زیاد است.

- عدد الکترون در عنصر در حالت آزاد و در ترکیب (همواره برابر صفر است).

- برای محاسبه عدد الکترون کربن در ترکیب‌های آلی با بیش از یک اتم کربن کافیت کربن مورد نظر را از سایر اتم‌ها کربن جدا نموده و سپس عدد الکترون کربن را به خود جدا گانه محاسبه کنیم.



- حد اکثر پیوند کووالانسی که یک نافلز می‌تواند برقرار کند برابر با تعداد جفت الکترونی ظرفیت آن است و مساوی دهنده حد اکثر ظرفیت کووالانسی آن است.

- سطح انرژی مولکول واقعی از وزن همواره کمتر از ساختارهای لوپس جدا گانه‌ای است که برای آن رسم می‌شود.

- نقطه ذوب جوش و جلائی آن مولکول آبی متیل اتر بیشتر است ولی جرم مولکولی برابر دارند.

- اثر دافتری متقابل جنیت‌ها که در ظرفیت \rightarrow جنیت پیوندی \rightarrow جنیت تنفا \rightarrow جنیت پیوندی \rightarrow جنیت تنفا \rightarrow جنیت تنفا.

- در پیوند کووالانسی H_2O با H_2 مولکول H_2O از طریق پیوند هیدروژنی اتصال دارد.

- هنگامی که چند گاز را سرد کنیم ابتدا آن‌ها مایع می‌شود که نیروی بین مولکول‌های آن قوی تر و بیشتر نقطه جوش (نقطه‌ای می‌باشد) آن بالا.

- غارت‌نا نشان و اغلب از چراغ‌های کاربیدی استفاده می‌کنند. در این چراغ‌ها در کلسیم کاربید (CaC_2) با آب واکنش می‌دهد و گاز استن تولید می‌کند.

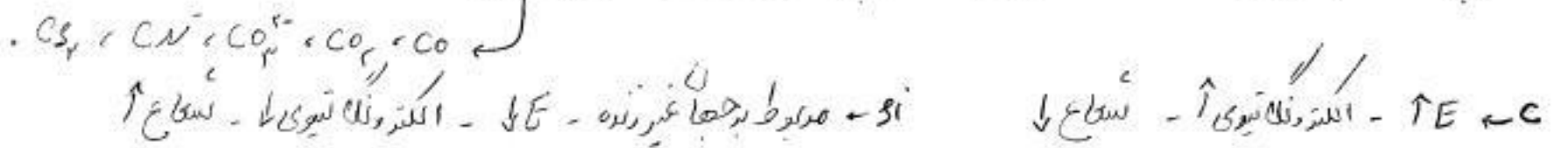
- معمولاً بین فرمول مولکولی یک ترکیب و شکل لفظی آن رابطه‌ی روشنی وجود ندارد.

- مولکول‌های چند اتمی نیز بسته به میدان قطبی بودن پیوندها جهت گیری اتم‌ها در فضا می‌توانند قطبی یا ناقصی باشند.

- پرودهای دانه‌روالی با افزایش جرم مولکول‌ها افزایش می‌یابد.


شیمی آلی

- کربن: جهان زنده - تعداد ترکیبات کربن دار بسیار بیش تر از مواد معدنی است.



- کرافیت: جامد کربن و آلانسی - بین لایه ها نیروی واندر والسی - زوایا 120 - رسانایی الکتریکی آ - هر C 3 پیوند کربنک نشی - دارای C غیر مستقر - دارای تعداد زیادی مولکول غول، سای و قدای است. نرم است. از اتصال 6 کربن نشی گوشه های ایجاد می شود. در تولید دارو و کودها کاربرد دارد.

- الماس: جامد کربن و آلانسی - زوایا 109.5 - رسانایی کربن آ - هر C 4 پیوند کربنک نشی - فاقد C غیر مستقر - بلور الماس یک مولکول غول الماس است - سخت است. اتم های C با پیوند کربنک نشی متصل اند. در هوا خوراک و تراشکاری.

- گروه ها عاملی: هیدروکربن - آلان - الکن $C=C$ - الکنین $C \equiv C$ - سیلو آلان - روماتید  - ترکیبات آلی دارای: الکل $C-OH$ - هیدروکسیل / اتر $C-O-C$ - اتری $C-O-H$ - کربونیل $R-C(=O)-H$ - کربونیل / کتون $C=O$ - کربونیل - آید $R-COOH$ - کربوکسیل / اتر $R-COO-R'$ - ترکیبات آلی نیتروژن دار: آمین $R-NH_2$ - آمین - آلد هیدروکسیل (OH) به حلقه نیتروژن پیوسته - عامل منفعل است - آلد هیدروکسیل به هیدروکربن هایی به جز حلقه نیتروژن پیوسته - عامل الکترو است.

- آلان: $C_n H_{2n+2}$ - با افزایش C 2 هایدروژن اضافه می شود - مثال: ایندولان $(C_8 H_{18})$ - آلان از آلان بدست می آید - برای نامگذاری آید پارک - از طرفی نامگذاری می کنیم که قانون اعداد کوچکتر رعایت شود یا تر اتم شاخه ها بیش تر باشد.

- الکن: $C_n H_{2n}$ - معروف به هیدروکربن ها معنواستلین - دارای یک پیوند $C=C$ - ساده ترین = اتن - از آن کربن آلی آنول بدست می آید - از طرفی نامگذاری می کنیم که به پیوند دو طرفه نزدیک تر باشد.

- الکنین: $C_n H_{2n-2}$ - معروف به معنواستلین - دارای یک پیوند $C \equiv C$ - ساده ترین: استیلن (اتیلن) - $C_2 H_2$ - $C_2 H_5 OH \xrightarrow{H_2SO_4, \Delta} C_2 H_4 + H_2 O$ - $C_2 H_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaC_2 + 2 H_2 O$ - $CaC_2 \xrightarrow{Zn-CO, \text{ترما}} C_2 H_2$

کربن به طریقی میان مواد معدنی و آلی - از نظر طول پیوند - کربنک نشی و مجموع قلمروها کربنک نشی $C \equiv C < C=C < C-C$ - از نظر انرژی پیوند - دمای اشتعال و واکنش پذیری $C-C < C=C < C \equiv C$ - سیلو آلان به هیدروکربن های حلقوی سیر شده - $C_n H_{2n}$ - اینزومر الکن ها - خواص سید آلان ها.

- فرد دیگر ولرم با گرم کردن کربن و اکسیژن از روی (Zn) و کلسیم (Ca) موفق شد کلسیم کاربید (CaC₂) را کشف کند. سپس کلسیم کاربید را با آب و النش داد و اتین را تهیه کرد.
- کرافیت بد جامد کربن است و الماس بد جامد کربن است.

- در فلز الماس بد مولکول غول آسا محسوب می شود چرا که در بد قهقهه کرافیت تعداد زیادی مولکول غول آسا در جای خود دارد.

- هر چه تعداد کربن ها بد اکسیژن بیشتر باشد نیروی بین مولکولی بیشتر و قوی تر شده و جدا کردن مولکول ها از یکدیگر مشکل تر می شود. در نتیجه نقطه ذوب و جوش بالا تر می رود.

- وجود پیوندهای دو گانه و سه گانه باعث افزایش والنش پذیری هیدروکربن ها می شود.
- نیروی کربن شماره 1 (شاخدهی آلکیل) (متیل یا اتیل و...) قرار گیرد حتماً جزء زنجیره اصلی است.
- نیروی کربن شماره 2 (شاخدهی اتیل) قرار گیرد جزء زنجیره اصلی است.

- گروه عاملی: آرایش مشخص از اتم ها است که به مولکول ها اتمی دارای آن خواص فیزیکی و شیمیایی ویژه ای می دهد.

- ترکیبات آلی را می توان تقویم های از ترکیبات کربن (مثل یک ستید) یا مولکولی (مثل هیدروکربن ها) دانست ولی ساختار یونی یا فلزی ندارند.

- هر مول فنول بنفاید اتم O از بنزن بیشتر دارد.

- Si و O هلقه ها و زنجیره های دارای ال های Si-O-Si ایجاد می کند و از این طریق سلیس و سیلیک ها که مواد سازنده ی سنگ ها و خارا نه کوه ها می آوند.

- همان کهمر آب پیوسته می شود.

- نامر اکسیژن ها را است زنجیره منبسطی برای نام گذاری دیگر ترکیبات آلی است.

کاتال کنکوریه‌ها و دبیرستانی های مازندران

شامل

- * بهترین مطالب و جزوات
- * مشاوره انتخاب رشته
- * رایحه نمونه کارنامه ها
- * حاوی بهترین نکات کنکور از جمله
پونجه بندی سوالات , طریقه تست زنی و ...
- * اخبار کنکور
- * مصاحبه با رتبه های برتر
- * مشاوره درسی و آموزش نحوه خواندن

برای عضویت در
کاتال روی لینک زیر
کلیک کنید



@konkurihaybabol