@konkurihaybabol

«ساختار اتم»

- تالس ← آب را عنصر اصلی سازنده‌ی جهان دانست — ارسطو ← آب - هوا - خاک و آتش
- رابرت بویل ← نام کتاب: شیمی‌دان شکاک
  ← اعتقاد دانشمندان شیمی علم تجربی است. به دانشمندان توصیه کرد پژوهش‌های عملی را در دستور کار خود بگنجانند
- دموکریت ← نخستین مطرح کننده‌ی واژه‌ی اتم ← به معنای تجزیه ناپذیر
- دالتون ← نظریه‌ی اتمی هفت بندی
  ← ایزوتوپی: بند دوم تئوری دالتون را که همه‌ی اتم‌های یک عنصر مشابه یکدیگرند رد می‌کند.
  ← با تئوری او، فقط می‌توان قانون بقای جرم و تغییر حالات فیزیکی را تفسیر کرد و هر موردی که با داده‌ها بنیادی بررسی شود قابل توجیه نیست
- الکترون: ← مقدمات کشف با آزمایش پرتو قوت توسط فاراده - کاشف ← تامسون اسم گذاری ← استونی
  ← نخستین ذره‌ی زیراتمی شناخته شده - با آزمایش، نسبت $\frac{e}{m}$ ثابت شد ← همه‌ی مواد دارای e اند.
- آزمایش پرتو کاتدی ← توسط تامسون - این پرتو به خط راست حرکت می‌کند
  ← بررسی نسبت $\frac{e}{m}$ الکترون، توسط تامسون
  ← جریانی از e های پر انرژی - در یک لوله‌ی شیشه‌ای با فشار کم و ولتاژ ↑ - از الکترود منفی (کاتد) به مثبت (آند).
  ← در برخورد با فلئورسنت نور سبز می‌دهد. در میدان مغناطیسی و الکتریکی به سمت + منحرف می‌شود ← دارای بار منفی.
- **پرتوزایی:** بکرل روی خاصیت فسفرسانس مواد کار کرد و تصادفی پدیده پرتوزایی را کشف نمود - کوری ← نام گذاری را در فرود ← تجزیه اشعه
  ← در اتم‌های پرتوزا ← $Z \geq 84$ ، $N \geq 126$.
  ← تبدیل هسته‌ی ناپایدار اتم پرانرژی و انرژی‌های تابشی هسته‌ای به هسته‌های پایدار.
- تابش‌های پرتوزا ← جنس ← α ← $^{4}_{2}He^{2+}$ ، β ← الکترون ، γ ← نور
  ← انرژی ← $\gamma > \beta > \alpha$ — جرم α ۴ برابر اتم H است.
  ← میزان انحراف ← $\beta > \alpha > \gamma$

α ← از کاغذ عبور نمی‌کند
β ← از آلومینیم عبور نمی‌کند
γ ← از ورقه‌ی سربی عبور نمی‌کند

- **مدل تامسون:** کیک کشمشی یا هندوانه‌ای ← الکترون‌ها که جرم اتم‌ها از آن ناشی می‌شود درون فضای ابرگونه مثبت فاقد جرم پراکنده اند
  ← اتم خنثی و بدون هسته.
- فلوئورسانس ← از جمله خواص فیزیکی برخی مواد شیمیایی ← نور با طول موج معین را جذب و با طول موج بلندتری منتشر می‌کند
  ← با قطع شدن منبع نور قطع می‌گردد ← ZnS در تولید لامپ تلویزیون
- فسفرسانس ← مانند فلوئورسانست با این تفاوت که با قطع شدن منبع نور تابش کمی ادامه دارد ← در ساعت‌ها و شب نماها

- رادرفورد: تجزیه‌ی اشعه‌ی رادیواکتیو - رد کردن مدل تامسون - کشف هسته و تعیین نسبت قطر اتم به قطر هسته $10^5 \Leftarrow \frac{10^{-8}}{10^{-13}}$

↳ بمباران اتم طلا (ورقه‌ی نازک طلا) با ذرات α - کشف پروتون که ۱۸۳۱ بار سنگین‌تر از الکترون است پی بردن به مقدمات کشف نوترون

↳ اغلب ذرات α بدون انحراف ← اغلب حجم اتم فضای خالیست

↳ تعداد زیادی با زاویه اندک منحرف شدند ← میدان الکتریکی قوی در اتم

↳ تعداد بسیار کمی ($\frac{1}{20000}$) با زاویه‌ی بیش از 90° منحرف شدند ← هسته‌ی کوچک با جرم زیاد در اتم

• استفاده از حلقه‌ی پوشیده شده از روی سولفید به عنوان ماده‌ی فلوئورسنت

- چادویک ← کشف نوترون

- عدد اتمی: Z = تعداد پروتون = تعداد e

مدل رادرفورد عدد اتمی را بدست آوردند

↳ جرم اتمی فلز ↑ فرکانس α ↑ بار مثبت هسته ↑ ← بار مواد به مقدار بار یک پروتون تقسیم کرد

↳ عدد اتمی

اشعه‌ی x ⇐ آند فلزی پرتوی کاتدی

↳ کشف توسط رونتگن

- ایزوتوپ: اتم‌هایی که عنصر یکسان A متفاوت و Z یکسان دارند ← تفاوت در تعداد N (نوترون).

↳ خواص شیمیایی یکسان و فیزیکی متفاوت دارند.

P، Al، F ← ۱ ایزوتوپ C، Cl ← ۲ ایزوتوپ H، O ← ۳ ایزوتوپ Sn ← ۱۰ ایزوتوپ

- دستگاه طیف‌سنج جرمی ← اندازه‌گیری جرم اتم‌ها با دقت زیاد

- اگر یک قطره یخ H_2O (آب سنگین) را در آب بیندازیم در آب فرو می‌رود زیرا چگالی تر است

$$\text{جرم اتمی میانگین} = \frac{m_1 \times \text{درصد فراوانی}_1 + m_2 \times \text{درصد فراوانی}_2 + \cdots}{100}$$

- واحد جرم اتمی:

$1P = 1N = 1amu = 1u$ (دالتون) $amu = \frac{1}{12}$ جرم اتم کربن ۱۲ است.

ابتدا H و سپس O به عنوان استاندارد جرم اتمی انتخاب شد. * جرم اتمی Ca ۴۰/۷ برابر O و جرم اتمی O ۱/۳۳۳ برابر C است.

- آتش بازی: با دود سیاه = KNO_3 ، گرد زغال و گوگرد.

↳ براده‌ی آهن ← جرقه نارنجی مس ← سبز Al، Mg ← نور سفید خیره‌کننده

رابرت بونزن ← چراغ بونزن رنگ آبی به سبز می‌گراید ← شعله‌ی مشعل کاملا کبود *

↳ دستگاه طیف‌بین ← در چین بررسی شده بودن تا ← Rb (سرخ) و Cs (آبی) را کشف کرد.

↳ انتشار گرد هر فلز طیف نشری خاص دارد ← تعیین نوع فلز

- طیف نشری خطی هیدروژن: در لوله‌ی تخلیه‌ی الکتریکی گاز H_2 با فشار کم و ولتاژ بالا برقرار کرده ← H_2 ← H و H ← نور با صورتی روشن از منشور رد می‌شود

$(n_4 \to n_2)$ بنفش ← $(n_5 \to n_2)$ آبی / $(n_4 \to n_2)$ سبز / $(n_3 \to n_2)$ قرمز

- نخستین بار آنگستروم ۴ خط طیف هیدروژن را یافت ولی بور آن را تحلیل کرد.

- بور: رد مدل اتمی را در خورد.

۱- حرکت دایره‌ای e دور هسته (مدار) - انرژی آن با فاصله از هسته رابطه‌ی مستقیم دارد.

۲- انرژی e کوانتیده است (مقدار معینی انرژی می‌گیرد) ۳- مدار را با n نمایش داد - تعداد e ها در هر مدار (لایه) $= 2n^2$

۴- e با گرفتن انرژی معین به تراز بالاتر رفت ← ناپایدارتر ← همان مقدار انرژی را از دست داده به تراز پایین حالت پایه برمی‌گردد ← نشر نور

- مدل کوانتمی:

شرودینگر ← بر مبنای رفتار دوگانه و با تأکید بر رفتار موجی مدل کوانتمی را ارائه داد ← $m_l < l < n$ را برای معرفی اوربیتال معرفی کرد.

احتمال حضور e در آن زیاد است ← ساله فضای اطراف هسته.

n ← عدد کوانتمی اصلی - لایه - $\uparrow n$ ← انرژی لایه $\uparrow$ - برای هر هسته حداکثر ۷ لایه است - هر لایه بر اندازه‌ی شماره‌ی لایه زیرلایه دارد.

l ← زیرلایه - عدد کوانتمی اوربیتالی - شکل و تعداد اوربیتال - هر زیرلایه $2l+1$ تعداد اوربیتال دارد. اعدادی که می‌گیرد از ۰ تا $n-1$ / $0 \to s$ / $1 \to p$ / $2 \to d$ / $3 \to f$

m_l ← عدد کوانتمی مغناطیسی - جهت‌گیری اوربیتال - اعدادی که می‌گیرد از $-l$ تا $+l$.

تعداد m_l = تعداد اوربیتال

m_s ← اسپینی - جهت‌گیری e - $+\frac{1}{2}$ و $-\frac{1}{2}$ ← توسط پائولی معرفی شد.

- اصل طرد پائولی ← هیچ اوربیتالی در یک اتم نمی‌تواند بیش از دو e در خود جای دهد. هیچ دو e ای نداریم که هر ۴ عدد کوانتمی آن یکسان باشد.

- در اتم H انرژی زیرلایه‌ها فقط به n وابسته است ولی در بقیه اتم‌ها در درجه اول به n و در درجه‌ی دوم به l بستگی دارد.

- خواص شیمیایی یک عنصر به تعداد e های ظرفیتی بستگی دارد.

- اصل هوند ← در هنگام پر شدن اوربیتال‌های هم انرژی ابتدا اوربیتال‌ها هر کدام یک e می‌گیرند بعد عمل جفت شدن e ها آغاز می‌شود

- اصل آفبا ← شیوه‌ی دست یافتن آرایش الکترونی از یک اتم به اتم دیگر.

- پرتوی β همانند پرتوی کاتدی جریانی از الکترون های پرانرژی است ← دارای بار منفی
- پرتوی γ همانند پرتوی x از جنس نور است.
- آزمون شعله برای شناسایی یون های فلزی کاربردی ندارد.
- در مدل اتمی بور سخنی از اوربیتال به میان نیامده است.
- در اتم هایی با بیش از یک e به علت ایجاد دافعه های بین الکترونی افزون بر n، عدد کوانتمی اوربیتالی نیز بر مقدار انرژی زیرلایه اثر گذار است
- در غیاب میدان مغناطیسی e ها می توانند، هر دو نوع عدد کوانتمی مغناطیسی اسپین (یعنی $-\frac{1}{2}$ و $+\frac{1}{2}$) را داشته باشند.
- پرتو کاتدی به جنس کاتد و گاز درون آن بستگی ندارد.
- دو الکترون در یک اوربیتال اسپین مخالف دارند تا میدان های مغناطیسی (نه الکتریکی) آن ها، یکدیگر را جذب کرده و به دانسیته ی الکترونی علبه آید.
- کوانتمی در نظر گرفتن مبادله ی انرژی، هنگام جابه جایی میان ترازهای انرژی توانست با موفقیت طیف نشری خطی هیدروژن را توجیه کند.
- در هیدروژن هرچه سطوح انرژی به هسته نزدیک تر باشد، اختلاف انرژی آن ها بیشتر است.
- در طیف نشری خطی هیدروژن، بخشی از طیف که مربوط به انتقال e از ترازهای بالاتر به تراز دوم است، شامل طول موج های نور مرئی است
- با تغییر فلز موجود در قطب منفی، ماهیت پرتوی کاتدی تغییر نمی کند.
- پروتیم ($^{1}_{1}H$) تنها اتم فاقد نوترون است.
- هر فوتون یک بسته ی انرژی است و مقدار این انرژی به طول موج بستگی دارد.
- هنگامی می توان از یک جسم تصویری برداشت که ابعاد آن جسم از نصف کمترین طول موج قابل رؤیت کوچکتر نباشد. بنابراین با نور مرئی حداکثر اجسامی قابل رؤیت اند که ابعاد آن ها از $200nm$ بیشتر باشد.
- مراقب آرایش $_{24}Cr$ و $_{29}Cu$ و عناصر زیرین آن $_{42}Mo$ و $_{47}Ag$ باشید که آخرین زیرلایه ی اشغال شده، یک e دارد.

$_{24}Cr: 3d^5 4s^1$ $_{29}Cu: 3d^{10} 4s^1$ $_{42}Mo: 4d^5 5s^1$ $_{47}Ag: 4d^{10} 5s^1$

«جدول تناوبی»

مندلیف ← عناصر را برحسب افزایش جرم اتمی مرتب کرد. در برخی موارد اصل تشابه خواص عناصر را بر افزایش تدریجی جرم اتمی مقدم دانست
عناصری با جرم ۴۴، ۶۸، ۷۲ را خالی گذاشت. خواص ۱۰ عنصر را پیش بینی کرد که ۸ مورد درست بود.
Te را قبل از I و Co را نیز قبل از Ni قرار داده بود. دلیل بی نظمی ها را خطا در اندازه گیری جرم اتمی می دانست
قانون ← اگر عناصر را برحسب افزایش جرم اتمی مرتب کنیم، خواص فیزیکی و شیمیایی به طور تناوبی تکرار می شود.
قانون جدول امروزی ← برحسب Z مرتب شده.

- اکتاها: Ea → Ga → دما مذوب پایین — Eb → Sc → Ti و Ca بین اکسیژن در اتمسفر می شود — Es → Ge → سفید مایل به خاکستری

- ویژگی های گروهی عناصر: فلزات: ۸۰٪ عناصر - همگی جامد به جز Hg - براق، رسانای برق و گرما، شکل پذیر. (عناصر d و f ویژگی
نافلزات ← رسانای خوب گرما و برق نیستند. شکننده - دارای سطح براق - بیش تر شان گازاند - به جز H تقریباً در دسته P اند.
شبه فلزات ← شامل ۶ عنصر ← Te، Sb، As، Ge، Si، B - Si درخشان، شکننده و نیمه رسانا است - در دسته P اند.

- فلزات قلیایی: شامل Li, Na, K, Rb, Cs, Fr - به ns^1 ختم می شوند - آرایش یون پایدار ← X^+
آن ها را در زیر نفت نگه داری می کنند تا با اکسیژن و رطوبت واکنش ندهد.
با آب سرد به شدت واکنش داده و محلول قلیایی تولید می کند (زیاد به آرامی) $2M + 2H_2O \rightarrow 2MOH + H_2$
قلیا: اگر خاکستر حاصل از سوختن چوب را با آب مخلوط کنیم، محلول لیزی بدست 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
افزایش ← شعاع اتمی - شعاع یونی - واکنش پذیری - فعالیت شیمیایی - خصلت فلزی.
- چگالی Na, K از آب کمتر است و روی آب شناور می مانند. * چگالی Na بیشتر از K است.

- فلزات قلیایی خاکی: شامل: Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra - به ns^2 ختم می شوند - آرایش یون پایدار X^{2+} ← رادیو اکتیو است
همگی واکنش پذیرند ولی کمتر از فلزات قلیایی - فراوان ترین آن ها Ca است که در سنگ آهک و سنگ مرمر یافت می شود.
مقایسه فلزات قلیایی و قلیایی خاکی
IA > IIA ← خاصیت فلزی، الکترونگاتیوی - فعالیت شیمیایی - شعاع یونی - شعاع اتمی
IA < IIA ← الکترونگاتیوی - انرژی یونش - چگالی - جوش - ذوب

- عناصر واسطه: مشروف به دسته d. در گروه های ۳ تا ۱۲ اند. همگی فلز - بسیاری به d^5 و برخی به d^1 ختم می شوند.
از فلزات گروه های IA و IIA سخت تر - چگال تر - دیرگدازتر اند به جز Hg. اغلب محلول نمک های رنگی دارند. اغلب اعداد اکسایش متنوع دارند.
- عناصر واسطه داخلی: ۲۸ عنصر متعلق به دسته f - همگی در گروه ۳ یا IIIB اند.
لانتانیدها: ۱۴ عنصر - از شماره ۵۸-۷۱ در دوره ۶ - تشابه با عنصر La - زیرلایه 4f در حال پر شدن - براق و واکنش پذیر بالا - در آلیاژها
آکتینیدها: ۱۴ عنصر - از شماره ۹۰-۱۰۳ در دوره ۷ - زیرلایه 5f در حال پر شدن، شباهت به Ac - همگی پرتوزا و رادیو اکتیو - ساختار هشت وجهی - آرایش e.
منشورترین آن ها U است که از فروپاشی آن ← تولید برق در نیروگاه ها - زیردریایی ها - نیروهای هوایی

- عناصر دسته‌ی P ← عناصر گروه‌های ۱۳-۱۸ - شامل فلزها - نافلزها - شبه‌فلزها

← Si و O دو عنصر فراوان در پوسته‌ی زمین

گروه ۱۷ ← هالوژن‌ها — گروه ۱۸ ← گازهای نجیب

- هالوژن‌ها: نمک‌ساز - واکنش‌پذیرترین نافلزها. یون پایدار ← X^-

شامل ← At - I - Br - Cl - F ← رادیواکتیو

الکترونگاتیوترین - اکسنده‌ترین ← کمی‌ترین شعاع اتمی

از بالا به پایین فعالیت شیمیایی ← کاهش

$F_{2(g)} + 2KCl_{(l)} \rightarrow 2KF + Cl_2$

* هالوژن بالاتر می‌تواند هالوژن پایین‌تر را از ترکیب خود آزاد کند.

F_2 و Cl_2 گاز، Br_2 مایع و I_2 جامد است

از بالا به پایین ← افزایش حجم نیروی واندروالسی - دمای ذوب و جوش نیز افزایش.

- گازهای نجیب: معروف به گازهای بی‌اثر و قدیم - به جز He که به s^2 ختم شده بقیه به p^6 ختم می‌شوند

از He، Ne، Ar هیچ ترکیب شیمیایی شناخته نشده. واکنش‌پذیری کمی دارند ولی کاربرد زیادی دارند

← در تابلوهای تبلیغاتی و لیزرهای گازی

- هیدروژن: خانواده تک‌عنصری - از نظر شیمیایی به عناصر دیگر شباهت ندارد - ۳ ایزوتوپ دارد. به حالت آزاد یافت نمی‌شود

آب فراوان‌ترین ترکیب آن است. ۶ نوع مولکول هیدروژن وجود دارد.

^1H ← معمولی ← پروتیوم — ^2D ← سنگین ← دوتریم — ^3T ← رادیواکتیو ← تریتیم

- شعاع اتمی: نصف فاصله‌ی تعادلی میان هسته‌های دو اتم جوش‌خورده در مولکول دو اتمی را کووالانسی گویند.

طول واندروالس ← به فاصله‌ی میان هسته‌ی دو اتم جوش‌نخورده که مماس باشند

افزایش شعاع اتمی در گروه از بالا به پایین ← بر تعداد لایه‌های e افزوده می‌شود - از جاذبه‌ی هسته بر e های بیرونی کاسته می‌شود

کاهش " در دوره از چپ به راست ← تعداد لایه‌های e ای ثابت مانده و بار مؤثر هسته زیاد شده

* در هر دوره کمترین شعاع ← هالوژن‌ها - بیشترین شعاع ← فلزات قلیایی

* شعاع Ga < Al - تغییرات شعاع اتمی در عناصر واسطه بسیار اندک است.

- بار مؤثر هسته ← مقدار بار مثبتی است که یک e در فاصله‌ی معینی از هسته احساس می‌کند ← بر e های لایه ظرفیت کمتر از لایه درونی است

* تغییرات شعاع اتمی در عناصر واسطه بسیار اندک است

اثر پوششی ← هر یک از e های درونی مقداری از بار هسته را جذب کرده و از تأثیر تمامی آن بر e های بیرونی می‌کاهد.

- شعاع یونی:

فلز $\xrightarrow{-e}$ کاتیون — کاتیون < فلز ← شعاع

نافلز $\xrightarrow{+e}$ آنیون — آنیون > نافلز ← "

در بین یون‌ها هم الکترون هر چه ← بار مثبت آن ↑ شعاع ↓ — بار آنیون ↑ ← شعاع ↑

- **انرژی یونش** ← مقدار انرژی لازم برای جدا کردن یک مول e از یک مول اتم گازی و تشکیل یک مول یون مثبت گازی ← انرژی نخستین یونش

یونش ← وقتی e با جذب انرژی به $n=\infty$ منتقل شود.

$M_{(g)} \rightarrow M^+_{(g)} + e$

- اگر نخستین جهش ناگهانی در عناصر اصلی بین E_n و E_{n+1} باشد، عنصر به گروه n تعلق دارد.

- از بالا به پایین با افزایش شعاع $E \propto \frac{\text{بار مؤثر هسته}}{\text{شعاع اتمی}}$ انرژی یونش کاهش و از چپ به راست با افزایش / تعداد جهش‌های ناگهانی + ۱ = دوره

بار مؤثر هسته و کاهش شعاع، انرژی نخستین یونش به طور نامنظم افزایش می‌یابد.

• بین یون‌ها هم e ← هر چه $Z \uparrow$ $E \propto \uparrow$

انرژی نخستین یونش → IIA > IIIA ، VA > VIA

- الکترونگاتیوی: تمایل نسبی یک اتم برای جذب الکترون های پیوندی به سمت هسته است. مقیاس نسبی است و واحد ندارد

← معرفی توسط پاولینگ.

F > O > N > Cl > Br > C و S و I

۴ ۳/۵ ۳/۱ ۳ ۲/۸ ۲/۵

← همانند انرژی یونش با بار مؤثر هسته رابطه ی مستقیم و با شعاع رابطه عکس دارد.

الکترونگاتیوترین ← F ، الکتروپوزیتیوترین ← Cs

- برای گازهای نجیب الکترونگاتیوی را بررسی نمی کنیم چون ترکیبات شیمیایی زیادی تشکیل نمی دهند.

از چپ به راست ← الکترونگاتیوی ↑ از بالا به پایین ← الکترونگاتیوی ↓

- مهمترین نکته در جدول تناوبی تشابه آرایش الکترونی لایه ی ظرفیت عناصر در یک گروه است.

- لوجکترین تناوب ← ۱ طولانی ترین تناوب ← ۶ (۳۲ عنصر)

- تناوب ۷ یک تناوب ناقص است و اگر عنصر جدیدی به روش های مصنوعی ساخته شود در این تناوب جای می گیرد.

- یون تک اتمی دارای بار بیش از ۳+ یا ۳- ناپایدار است و در طبیعت تشکیل نمی شود.

- هنگامی که گویند آرایش الکترونی یک یون مثبت به d ها ختم شده است یعنی آن یون قبلاً الکترون خود را از لایه ی s با بزرگتر از خودش از دست داده است.

- گازهای نجیب مولکول دو اتمی تشکیل نمی دهند، به همین دلیل در مورد گازهای نجیب از شعاع اتمی و اندر والسی استفاده می کنیم.

- با توجه به اینکه فلزها تشکیل مولکول نمی دهند، شعاع اتمی نصف فاصله ی بین هسته ی دو اتم مشابه در بلور عنصر فلز تعریف می شود.

- انرژی های یونش متوالی یک عنصر به دلیل نزدیک شدن e به هسته که می خواهیم جدا ایش کنیم، افزایش می یابد.

- از نقون در تابلوهای روشنایی تبلیغاتی و لیزرهای گازی استفاده می شود.

- در گروه ۱۴ و ۱۵ تعداد عنصرهای شبه فلز با تعداد عناصر فلزی برابر است. - در گروه ۱۵ تعداد عناصر نافلزی با تعداد عناصر شبه فلزی برابر است.

«ترکیبات یونی»

پیوند یونی: جاذبه میان یون‌ها با بار ناهم‌نام - بین فلز و نافلز - در تمام نمک‌ها این پیوند وجود دارد

- NaCl ← کلیدی شکل - سدیم به آرایش Ne و کلر به آرایش Ar می‌رسد - سخت و نشکننده - دمای ذوب و جوش بالا - اکثری از ترکیبات یونی دمای ذوب و جوش بالا دارند
در حالت جامد نارسانا - در حالت محلول و مذاب رسانا است. بیش از ۶٪ پلاسمای خون انسان.

طرز تهیه ← $2Na_{(l)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2NaCl_{(s)} + q$ • عدد کئوردیناسیون هر یون ← ۶

نیروی جاذبه میان یون‌ها حدود ۱۱۶ برابر جاذبه‌ی بین Na^+ و Cl^- تنهاست ← پیوند یونی راستا و جهت ویژه‌ای ندارد ← در همه‌ی راستاها اعمال می‌شود

پیوند یونی در:

کلیدی فلزات قلیایی و قلیایی خاکی به جز Be با نافلزات ← CaO, MgF_2, NaCl / تمام ترکیبات NH_4^+ ← NH_4Cl

Al با اکسیژن و فلوئور و نیتروژن‌ها ۵ دار ← Al_2O_3 - AlF_3 ... / قلع و سرب هم با برخی نافلزات الکترونگاتیو ← SnF_2 و $PbCl_2$

- انرژی شبکه: انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون‌های گازی مربوطه.

طبق $f = K\frac{q_1 q_2}{r^2}$ هر چه بار ↑ و شعاع ↓ انرژی شبکه و قدرت پیوند یونی بیشتر است (دمای ذوب نیز معمولاً بیشتر است.)

$\underset{5}{Al_2O_3} > \underset{4}{MgO} > \underset{2}{Na_2O} > \underset{1}{NaCl}$

و اگر بارها یکسان بود با توجه به شعاع ← NaF > NaCl > NaBr / MgO > CaO

- فرمول‌نویسی: باید بار یون‌ها را بدانیم ← Sc - Al ← x^{3+} Cd - Zn - Ba - Sr - Ca - Mg ← x^{2+} Ag - Cs - Rb - K - Na - Li - H ← x^+

P - N ← x^{3-} S - O ← x^{2-} I - Br - Cl - F - H ← x^-

برای کاتیون فقط نام یون را بگوییم ← Ba^{2+} ← باریم در آنیون پسوند «ید» اضافه می‌کنیم ← N^{3-} ← نیترید (یون‌های کمتر متداول ← H^+ و N^{3-} و Sr^{2+})

• همه‌ی آن یون‌ها به جز Ag، Zn و Cd به آرایش گاز نجیب رسیده‌اند.

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

- یون‌های تک اتمی با بیش از یک نوع عدد اکسایش

یون‌های Cr^{3+}، Mn^{3+} و Co^{3+} کمتر متداول‌اند.

* نام قدیمی ← Sn^{2+} ← استانو ← Sn^{4+} ← استانیک / Cu^+ ← کوپرو ← Cu^{2+} ← کوپریک / Fe^{2+} ← فرو ← Fe^{3+} ← فریک / Cr^{2+} ← کروملو ← Cr^{3+} ← کرومیک

تر یون‌های چند اتمی ← جدول ۶ کتاب درسی (جدول یون‌های چند اتمی را حفظ کنید)

- نمک‌های دارای آب تبلور ← نمک آبپوشیده ترکیبی یونی است که در آن مولکول‌های آب با یون‌های مثبت فلزی داتیو برقرار کرده‌اند

$CuSO_4 \cdot 5H_2O \rightleftharpoons CuSO_4 + 5H_2O$ (آبی ← گرد سفید)

$CoCl_2 \cdot 6H_2O \rightleftharpoons CoCl_2 + 6H_2O$ (ارغوانی ← آبی)

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

M ← جرم مولی نمک a ← نمک آبدار b ← نمک خشک

* n ← تعداد مولکول‌های آب

- از واکنش سدیم فلز با گاز کلر، جامد سفید رنگی برجای می‌ماند. واکنش به شدت گرمازا و با آزاد شدن نور و گرمای زیاد همراه است
نمک خوراکی

- کوچکترین مضرب مشترک بار یون‌ها در Al_2O_3 برابر ۶ است. در ترکیبات یونی مجموع بار کاتیون و آنیون برابر است ولی تعداد کاتیون و آنیون می‌تواند فرق کند
- انجام شدنی‌ترین واکنش‌ها آن‌هایی‌اند که به آرایش هشتایی پایدار می‌رسند.
- سطح انرژی یک نمونه ماده به طور مطلق قابل اندازه‌گیری نیست ولی تغییرات آن را می‌توان.
- برلیم و بور (B, Be) هیچگاه تشکیل پیوند یونی نمی‌دهند.
- تشکیل بلور ← آرایش سه‌بعدی و منظم اتم‌ها (در فلزها) یا یون‌ها (در ترکیبات یونی) یا مولکول‌ها در ترکیبات مولکولی در یک بلور.
- عدد کئوردیناسیون ← یون‌های نزدیک‌تر موجود در پیرامون هر یون در ترکیبات یونی.
- منیزیم اکسید (MgO) به دلیل داشتن شبکه بلوری پایدار، چگالی بار زیاد روی یون‌ها و زیاد بودن خصلت یونی پیوند از تمامی ترکیب‌های مطرح شده در کتاب درسی (حتی از Al_2O_3) نقطه ذوب و جوش بالاتری دارد.
- تعیین بار برخی از یون‌ها بویژه فلزهای واسطه به کار بردن قاعده ۸ تایی امکان‌پذیر نیست زیرا این یون‌ها بدون داشتن آرایش گاز نجیب به پایداری می‌رسند

- یون‌های چند اتمی (مثل NH_4^+) در واکنش‌ها به صورت یک واحد مستقل عمل می‌کنند ← بار یون نه به اتم بلکه به کل مجموعه متعلق است.
- منظور از تعداد عناصر در یک فرمول ← تعداد انواع اتم‌های آن
- ظرفیت یونی ← تعداد تم‌هایی که یک فلز هنگام ترکیب از دست می‌دهد یا با فلز می‌گیرد.
- دیسیکاتور ← در آزمایشگاه برای سرد کردن مواد داغ شده.

«پیوند کووالانسی»

• پیوندی که از اشتراک e ها دو اتم بوجود می‌آید ← کووالانسی ← هنگام تشکیل، نیروی جاذبه بین هسته و الکترون‌های اتم دیگر بیش از دافعه‌ی بین هسته‌ها و دافعه‌ی بین e ها است. • پس از تشکیل پیوند ← نیروی جاذبه = نیروی دافعه

پیوند کووالانسی ممکن است از یونی قطبی‌تر باشد. پیوند کووالانسی انعطاف پذیر است.

- انرژی پتانسیل در هیدروژن: دو اتم H جدا از هم ← دافعه و جاذبه‌ای نیست. دو اتم مماس بر هم ← برآیند نیروهای جاذبه غالب بر دافعه
دو اتم در فاصله‌ی بین هسته‌ای 74pm ← برآیند جاذبه و دافعه برابر است. در فاصله‌ی بسیار نزدیک بر هم ← برآیند دافعه غالب بر جاذبه است
← پایدار ← انرژی تشکیل پیوند $-436 \frac{kJ}{mol}$

$\Delta x =$ اختلاف الکترونگاتیوی

- پیوند قطبی و غیرقطبی: قطبی ← بین دو اتم ناجور هستند با Δx بزرگتر از 0/4 مثل ← C=O ، H-Cl
ناقطبی ← بین دو اتم جور هستند یا ناجور هستند با Δx کمتر از 0/4 مثل ← O=O ، N-Cl

* Δx بزرگتر از 1/7 ← پیوند یونی — یونی‌ترین پیوند ← CsF ← $\Delta x = 3/3$

- پیوند Si-O با $\Delta x = 1/7$ در آستانه‌ی پیوندهای یونی است و پیوند C-H با $\Delta x = 0/4$ غیرقطبی به حساب می‌آید.

- مولکول قطبی و غیرقطبی: قطبی ← مراکز بارهای مثبت و منفی بر هم منطبق نباشد ← فاقد مرکز تقارن مثل ← H_2O ، SO_2
ولی اگر مرکز تقارن داشته باشند ← ناقطبی مثل ← CH_4

- مولکول‌هایی به فرمول زوج A غیرقطبی اند مثل ← F_2 ، O_2 ، S_8 ، P_4.
- مولکول‌هایی که در آن‌ها اتم مرکزی با max عدد اکسایش، با اتم دیگر پیوند می‌دهد، غیرقطبی اند SF_6 PCl_5
- اگر به اتم مرکزی اتم‌های متفاوتی وصل شود مولکول فاقد تقارن و قطبی است.
- مولکول‌هایی که یک اتم مرکزی دارند و اتم مرکزی دارای زوج الکترون ناپیوندی باشد ← قطبی $O=\ddot{S}=O$

- در رسم ساختار لوویس:
- اتم‌های هیدروژن و هالوژن در پیرامون اتم مرکزی اند و یک پیوند می‌دهند.
- اتمی که الکترونگاتیوی آن کمتر است، معمولاً اتم مرکزی است.
- وقتی در مولکولی از یک عنصر بیش از یک اتم باشد، غالباً در اطراف اتم مرکزی است.
- الکترون‌هایی که در اطراف اتم مرکزی اند، یا پیوند دوگانه یا داتیو متصل می‌شوند و اگر آنیون O دار داشته باشیم، معمولاً به تعداد بار منفی O و یا پیوند یگانه و حاوی بار منفی در اطراف اتم مرکزی خواهیم داشت.
- اتم‌های C ، N ، O و S می‌توانند برای رسیدن به آرایش هشت تایی بیش از یک جفت e به اشتراک بگذارند.

- اتان، اتن، اتین

اتان (C_2H_6) ← سطح نزدیک ماه کیوان (زحل) از اتان مایع.
اتن (اتیلن) (C_2H_4) ← هورمون گیاهی و عامل رسیدن میوه.
اتین (استیلن) (C_2H_2) ← در چراغ کاربیدی و جوشکاری.

- رزونانس در اوزون : O_3 : ۱ کتوب یا دگر شکل O_2 . مولکول خمیده دارای ۲ شکل رزونانسی . دارای 18e در لایه ظرفیت
در اثر تخلیه الکتریکی در O_2 به دست می آید . مولکول واقعی هیبرید رزونانس است . O—O—O که در آن طول خود پیوند یکسان و حد واسط یگانه و دوگانه است
• هیبرید رزونانس به مراتب پایدارتر از هر یک از اشکال رزونانس است و سطح انرژی پایدارتری دارد .

- شکل هندسی مولکول ها : VSEPR یعنی نظریه ی نیروی دافعه ی جفت e ها لایه ی ظرفیت که تا حد امکان تمایل دارند از یکدیگر دور شوند .
قلمرو الکترونی ناحیه ای در اطراف اتم مرکزی است که e ها صرف نظر از تعداد در آن جا حضور دارند و - یا = یا ≡ و ∞ ناپیوندی یک قلمرو به حساب آید .

$$\text{تعداد قلمرو اتم مرکزی} = \frac{\text{گروه اتم مرکزی} + (\text{تعداد اتم های جانبی (به جز H)} - \text{بار})}{2}$$

مثال ← SO_4^{2-} = $\frac{6+2}{2}$ = 4

SO_2 ← S ۳ قلمرو دارد . زاویه 119/5 - خمیده - دارای ۲ شکل رزونانس / ناقطبی - چهاروجهی منتظم - زاویه 109/5 - CH_4 ← کربن ۴ قلمرو دارد
NH_3 ← N دارای ۴ قلمرو - زاویه 107 - هرم با قاعده ی ۳ ضلعی - قطبی / خمیده و قطبی - زاویه: 104/5 - O ۴ قلمرو دارد ← H_2O

- پیوند داتیو : نوع خاصی از پیوند کووالانسی - پیوند کوئوردیناسیونی - یونی که زوج e ناپیوندی دارد و آن را در اوربیتال خالی یونی دیگر می گذارد
- پیوند داتیو با سایر پیوندهای N-H در آمونیوم یکسان است ، چه از نظر طول و چه از نظر انرژی - بار + به اتم خاصی تعلق ندارد .
- یونهای هیدروژنی که داتیو دارند ← NH_4^+ - O_3 - H_2SO_4 - NO_2 - N_2O - $HClO_4$ - CO - SO_2 - SO_3

- نامگذاری : ① پیشوند یونانی + نام عنصری که الکترونگاتیوی کمتر دارد + پیشوند یونانی + نام عنصر بعدی + ید
* اگر عنصر سمت چپ زیرونده نداشت پیشین مونو نمی آوریم .
N_2O_4 ← دی نیتروژن تترا اکسید
SO_3 ← گوگرد تری اکسید
② با استفاده از عدد اکسایش
P_4O_{10} : 4N - 2 = 0 فسفر ۵ اکسید

- فرمول های شیمیایی : تجربی : ساده ترین فرمول با کوچکترین نسبت زیرونده ها - تعداد عناصر را نشان می دهد .
مولکولی : نوع و تعداد واقعی اتم ها
ساختاری : نحوه ی اتصال اتم ها
* فرمول مولکولی = فرمول تجربی × n
: CH_2O
CH_2O : n=1 فرمالدهید ← کسی و سرطان زا
CH_3COOH : n=2 ← اسید استیک (عامل ترش بودن سرکه)
$C_6H_{12}O_6$ (n=6) ← گلوکز ← قند ساده

- نیروهای واندروالس : نیروهای جاذبه ی بین مولکول ها
← جاذبه ی دوقطبی دوقطبی $H^{+\delta} - Cl^{-\delta} \cdots H^{+\delta} - Cl^{-\delta}$
← جاذبه ی لندن $I-I \cdots I-I$
* هر چه جرم مولکول ها ↑ ، نیروهای واندروالس ↑ ، دمای جوش ↑ .
* هر چه حجم ↑ ، امکان پیدایش دوقطبی لحظه ای بیشتر و نیروی لندن قوی تر . (نیروهای لندن در مواد قطبی اهمیت فراوانی دارد .)

- پیوند هیدروژنی: جاذبه‌ی بین مولکولی بین F، O، N از یک سو با H که با پیوند کووالانسی با این سه عنصر پیوند برقرار کرده.

اختلاف الکترونگاتیوی ↑ ← پیوند هیدروژنی قوی‌تر ← H--F > O--H > N--O

نوعی نیروی جاذبه‌ی دوقطبی دوقطبی است که ضعیف‌تر از پیوند کووالانسی است

به طور غیرعادی دمای جوش را بیشتر می‌کند

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

- تفاوت آب و متان

آب ← قطبی - زاویه‌ی پیوندی: 104/5 - در گستره‌ی دمایی بیشتری به حالت مایع است - قطبیت پیوند آ - پیوند هیدروژنی دارد

متان ← ناقطبی - 〃 〃 ; 109/5 - 〃 〃 〃 گستره‌ی 〃 〃 〃 〃 〃 〃 - دارای نیروی لندن

- نمک طعام ← جامد یونی - در حالت مذاب رسانای برق - شبکه‌ای برهم پیوسته از یون‌ها - دمای ذوب و جوش آ.

- ید ← جامد مولکولی - رسانای برق نیست - مولکول‌های بدون بار و مستقل - دمای ذوب و جوش ↓

- SO_2 ← قطبی - ۶ زوج الکترون ناپیوندی - زاویه‌ی 119/5 خمیده - 1 پیوند داتیو

- CO_2 ← ناقطبی - ۴ 〃 〃 〃 - 〃 180 خطی - فاقد داتیو

- چه گازی آسان‌تر مایع می‌شود؟

هرچه دمای جوشش بیشتر باشد - گونه‌ای که پیوند هیدروژنی دارد - گونه‌ای که قطبی است - گونه‌ای که حجم بیشتری دارد.

- ترتیب دمای ذوب و جوش انواع جامدات:

جامد مولکولی (H_2O) < جامد فلزی (Fe) < جامد یونی (MgO) < جامد کووالانسی (الماس)

اصل‌م ← واسط

- شیمی دان ها برای نمایش پیوند دو اتم معمولاً از مدل گلوله و میله استفاده می کنند.
- N_2F_2 دارای ۲ فرم Cis و Trans است. Cis ← قطبی Trans ← ناقطبی
- مولکول قطبی در میدان الکتریکی جهت گیری می کند ولی مولکول ناقطبی خیر.
- زوج الکترون ناپیوندی تحت تأثیر جاذبه یک هسته قرار دارد، آزادی و تحرک بیشتری نسبت به e های پیوندی دارد.
- تفاوت فرمول ساختاری با لوویس این است که زوج الکترون های ناپیوندی در فرمول ساختاری نشان داده نمی شود.
- برخی خواص آب شباهت زیادی به ترکیبات یونی دارد.
- آب مانند جسمی که ذرات باردار دارد در میدان الکتریکی عکس العمل نشان می دهد و برخلاف متان در گستره دمای بزرگی به حالت مایع باقی می ماند.
- ترکیباتی که دارای یون آمونیوم (NH_4^+) اند، هر سه نوع پیوند یونی، کووالانسی معمولی و داتیو را دارند مثل: نشادر NH_4Cl
- دی متیل اتر گازی است که به عنوان پیشرانه در آفشاندها و گاز یخچال به کار می رود و اتانول مایعی است که به عنوان حلال و ماده اولیه در صنایع شیمی کاربرد دارد.
- جفت الکترون مشترک در پیوند قطبی، احتمال حضورشان در فضای بین دو هسته و اطراف اتم الکترونگاتیوتر زیاد است.
- عدد اکسایش یک عنصر در حالت آزاد (و نه در ترکیب) همواره برابر صفر است.
- برای محاسبه عدد اکسایش کربن در ترکیب های آلی با بیش از یک اتم کربن کافیست کربن مورد نظر را از سایر اتم های کربن جدا نموده و سپس عدد اکسایش هر کربن را به طور جداگانه محاسبه کنیم.

CH_4 , $CHCl$, $CHBr$ ← $C=O$ ← $C+1-1=0$

- حداکثر پیوند کووالانسی که یک نافلز می تواند برقرار کند برابر با تعداد e های لایه ی ظرفیت آن و نشان دهنده ی حداکثر ظرفیت کووالانسی آن است.
- سطح انرژی مولکول واقعی اوزون همواره کمتر از ساختارهای لوویس جداگانه ای است که برای آن رسم می شود.
- نقطه ی ذوب و جوش، چگالی آمونول از متیل اتر بیشتر است ولی جرم مولکولی برابر دارند.
- اثر دافعه ی متقابل جفت های لایه ی ظرفیت ← جفت پیوندی جفت پیوندی < جفت تنها - جفت تنها < جفت تنها - جفت پیوندی
- در یخ هر مولکول H_2O با ۴ مولکول دیگر H_2O از طریق پیوند هیدروژنی اتصال دارد.
- هنگامی که چند گاز را سرد کنیم ابتدا آن گاز به مایع می شود که نیروی بین مولکول های آن قوی تر و در نتیجه نقطه ی جوش (نقطه ی میعان) آن بالا است.
- غارشناسان، اغلب از چراغ های کاربیدی استفاده می کنند. در این چراغ ها دانه کلسیم کاربید (CaC_2) با آب واکنش می دهد و گاز استیلن تولید می کند.
- معمولاً بین فرمول مولکولی یک ترکیب و شکل هندسی آن رابطه ی روشنی وجود ندارد.
- مولکول های چند اتمی نیز بسته به میدان قطبی بودن پیوندها و جهت گیری اتم ها در فضا می توانند قطبی یا ناقطبی باشند.
- نیروهای واندروالسی با افزایش جرم مولکول ها افزایش می یابد.

"شیمی آلی"

- کربن: جهان زنده - تعداد ترکیبات کربن دار بسیار بیش تر از مواد معدنی است.
CS_2 ، CCl_4 ، CO_3^{2-} ، CO_2 ، CO

C ← E↑ - الکترونگاتیوی↑ - شعاع↓ Si ← مدار ط بر جهان غیر زنده - C↓ - الکترونگاتیوی↓ - شعاع↑

- گرافیت: جامد کووالانسی - بین لایه ها نیروی واندروالسی - زوایا ۱۲۰ - رسانایی الکتریکی↑ - هر C ۳ پیوند کووالانسی - دارای e غیر مستقر
دارای تعداد زیادی مولکول غول آسای و رقدای است. نرم است. از اتصال ۶ کربن شش گوشه های ایجاد می شود. در لوله ها و الکترودها زغال

- الماس: جامد کووالانسی - زوایا ۱۰۹/۵ - رسانایی گرمایی↑ - هر C ۴ پیوند کووالانسی - فاقد e غیر مستقر - بلور الماس یک مولکول غول آسا است
سخت است. اتم های C با پیوند کووالانسی متصل اند. در جواهرات و تراشکاری.

- گروه های عاملی: هیدروکربن ← الکان - الکن C=C - الکین C≡C - سیکلوالکان - آروماتیک
ترکیبات آلی O دار: الکل ← C-OH هیدروکسیل / اتر ← C-O-C اتری / آلدهید ← R-C(=O)-H آلدهیدی / کتون ← C-C(=O)-C کربونیل
اسید ← R-COOH کربوکسیل / استر R-COO-R' استر
ترکیبات آلی نیتروژن دار ← آمین R-NH₂ آمینی
- اگر هیدروکسیل (OH) به حلقه بنزن بچسبد ← عامل فنولی است - اگر هیدروکسیل به هیدروکربن هایی به جز حلقه بنزن بچسبد ← عامل الکل است.

- الکان ← پارافین ← بی میل و کم اثر - سیر شده - $C_nH_{(2n+2)}$ - با افزایش C دمای ذوب و جوش↑ - مثال ← ایزوالکان (C_8H_{18})
اگر از الکان یک اتم H جدا کنیم رادیکال الکیل بدست می آید.
- برای نامگذاری آیوپاک ← از طرفی نامگذاری می کنیم که تا نون اعداد کوچکتر رعایت شود یا تراکم شاخه ها بیش تر باشد.

- الکن: C_nH_{2n} - معروف به هیدروکربن های مونو اتیلن - دارای یک پیوند C=C - ساده ترین = اتن ← از آب گیری اتانول بدست می آید
از طرفی شماره گذاری می کنیم که به پیوند دوگانه نزدیک تر باشد.
$C_2H_5OH \xrightarrow[\Delta]{H_2SO_4} C_2H_4 + H_2O$

- الکین: C_nH_{2n-2} - معروف به مونو استیلن - دارای یک پیوند C≡C - ساده ترین: استیلن (اتین)
$C \xrightarrow[\text{گرما}]{Zn-Cu} CaC_2$ / $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$

کربید کلسیم پلی میان مواد معدنی و آلی.
- از نظر طول پیوند - گرمای سوختن و مجموع قلمروهای کربنی ← C≡C < C=C < C-C
- از نظر انرژی پیوند - دمای تشکل و واکنش پذیری ← C-C < C=C < C≡C
- سیکلوالکان ← هیدروکربن های حلقوی سیر شده - C_nH_{2n} - ایزومر الکن ها - خواص شبیه الکان ها.

- آروماتیک ← دارای حلقه‌ی بنزن - بنزن ← C_6H_6 - مایع بی رنگ - خوش بو - فرار - سمی - سرطان زا - در قطران زغال سنگ - که معطر و خوشبو با شعله‌ی زرد همراه دود سیاه می‌سوزد.

تولوئن ← C_7H_8 - مایع بی رنگ - آتش گیر - حلال در صنایع چون رنگ و رزین - در قطران زغال سنگ

نفتالن ← $C_{10}H_8$ - ۵ پیوند دوگانه یک در میان - ضد بید

فنول ← جامد سفید رنگ - در حالت بلوری صورتی یا سرخ است - سمی - در قطران زغال سنگ - گندزا - دارای کاربرد پزشکی - در مواد منفجره آسپیرین فنول فتالین - رنگ‌های شاخ

آسپیرین ← تب بر - $C_9H_8O_4$ - نام: استیل سالیسیلیک اسید یا ۲-استیل اوکسی بنزوئیک اسید. دارای عوامل اسیدی و استری از مشتقات فنول محسوب می‌شود. از اکسیژن بر حلقه بنزن متصل است

- ایزومر (همپار): مواد آلی که فرمول مولکولی یکسان ولی ساختار متفاوت دارند.
- پلیمر (بسپار): هزاران چنین مونومر به هم متصل شوند یک ترکیب سنگین به نام پلی مر را می‌سازند
- آلوتروپ (دگرشکل): به اشکال مختلف مولکول یا بلور یک عنصر اطلاق می‌شود

- الکل: فرمول کلی ← ROH - چون عامل هیدروکسیل (OH) دارد ← تشکیل پیوند هیدروژنی - دمای جوش نسبتاً بالا

نامگذاری: ۱- گروه الکیل + الکل ← اتیل الکل C_2H_5OH

۲- آیوپاک: شماره‌گذاری از طرفی که به عامل OH نزدیک‌تر است و نام زنجیر اصلی را با پسوند ال می‌آوریم.

$CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH_2-CH_2-OH$ ۴-متیل ۱-پنتانول

- CH_3OH ← متانول - الکل چوب - در غیاب O_2 با گرم کردن چوب تا دمای ۴۰۰°C به حالت بخار به دست می‌آید. حلال است - سوخت تمیز خودرو.

$CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$

- C_2H_5OH ← اتانول (اتیل الکل) - الکل میوه - بر اثر تخمیر قندها و کربوهیدرات‌ها تولید می‌شود. بعد از آب مهم‌ترین حلال صنعتی است بی رنگ - فرار - به هر نسبت در آب حل می‌شود. در ضدعفونی کردن زخم‌ها و تولید مواد دارویی، آرایشی و بهداشتی کاربرد دارد.

- $C_3H_8O_3$ ($C_3H_5(OH)_3$) ← گلیسرین یا گلیسرول - ۱، ۲، ۳ پروپان تری ال
- $C_2H_4(OH)_2$ ← اتیلن گلیکول یا ۱، ۲-اتان دی ال - ضد یخ یا ضد جوش

- اتر $R-O-R'$ - ایزومر الکل‌ها - شناخته شده‌ترین اتر ← دی اتیل اتر ← مایع فرار - آتش گیر - در گذشته به خوشبو - نامطلوب برای بیهوشی

- تهیه‌ی متانال ← $2CH_3OH + O_2 \xrightarrow[500°]{Fe-Ag} 2H_2CO + 2H_2O$

- استون ← حلال مناسب چربی - رنگ روغن - بی رنگ و فرار - به هر نسبت در آب حل می‌شود. حلال پرکاربرد در آزمایشگاه شیمی

- فرد دیگر ولر، با گرم کردن کربن و آلیاژی از روی (هماتیت و کلسیم (Ca)) موفق شد کلسیم کاربید (CaC_2) را کشف کند. سپس کلسیم کاربید را با آب واکنش داد و اتین را تهیه کرد.
- گرافیت یک جامد کووالانسی دو بعدی و الماس یک جامد کووالانسی ۳ بعدی است.

- هر بلور الماس یک مولکول غول آسا محسوب می شود در حالی که در یک قطعه گرافیت تعداد زیادی مولکول غول آسای ورقه ای وجود دارد.

- هر چه تعداد کربن های یک آلکان بیشتر باشد، نیروی بین مولکولی بیشتر و قوی تر شده و جدا کردن مولکول ها از یکدیگر مشکل تر می شود، در نتیجه نقطه ی ذوب و جوش بالاتر می رود.
- وجود پیوندهای دوگانه و سه گانه باعث افزایش واکنش پذیری هیدروکربن ها می شود.
- اگر روی کربن شماره ی ① شاخه ی آلکیل (متیل یا اتیل و ...) قرار گیرد حتماً جزء زنجیره ی اصلی است.
- اگر روی کربن شماره ی ② شاخه ی اتیل قرار گیرد جزء زنجیره ی اصلی است.

- گروه عاملی: آرایش مشخصی از اتم هاست که به مولکول های آلی دارای آن خواص فیزیکی و شیمیایی ویژه ای می دهد.

- ترکیبات آلی را می توان نمونه ای از ترکیبات کووالانسی (مثل پلاستیک) یا مولکولی (مثل هیدروکربن ها) دانست ولی ساختار یونی یا فلزی ندارند.

- هر مول فنول تنها یک اتم O از نیترن بیشتر دارد.
- Si و O حلقه ها و زنجیره هایی دارای پل های Si-O-Si ایجاد می کنند و از این طریق سیلیس و سیلیکات ها که مواد سازنده ی سنگ ها و خاک اند به وجود می آورند.
- متان گاز آبپوشیده می شود.
- نافتالن راست زنجیر مبنایی برای نامگذاری دیگر ترکیب های آلی است.

@konkurihaybabol