«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 بگذارند
- 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 را رد می‌کند.
- تامسون: فقط می‌توان قانون تعادل جرم و تغییر حالات فیزیکی را تفسیر کرد و فرمول‌های گذاری بنیادی بررسی نشود قابل توجیه نیست

- الکترون: ← مقدمات کشف با آزمایش پرتوهای کاتدی توسط فاراده - کاشف ← تامسون اسم گذاری ← استونی
- نخستین ذره‌ی زیراتمی شناخته شده - با آزمایش: اشعه‌ی کاتدی ثابت شد ← همه‌ی مواد دارای e اند.

- آزمایش پرتوکاتدی ← توسط تامسون - این پرتو بر خط راست حرکت می‌کند
- بررسی نسبت $\frac{e}{m}$ الکترون، توسط تامسون
- جریانی از e های پرانرژی - در یک لوله‌ی شیشه‌ای با فشار کم و ولتاژ بالا - از الکترود منفی (کاتد) به مثبت (آند).
- در برخورد با فلوئورسنت 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 - لوری ← نام گذاری رادرفورد ← تجزیه اشعه
- اتم‌های پرتوزا ← $Z \geq 84$ ، $N \geq 1.5Z$.
- تبدیل هسته‌ی ناپایدار اتم پرانرژی و کشف‌های تلاشی هسته‌ای به هسته‌های پایدار.
- تابش‌های پرتوزا ← جنس: $\alpha \leftarrow {}^{4}_{2}He^{2+}$ ، β ← الکترون γ ← نور
- انرژی ← $\gamma > \beta > \alpha$
- میزان انحراف ← $\beta > \alpha > \gamma$
- α ← از کاغذ عبور نمی‌کند
- β ← از آلومینیم عبور نمی‌کند
- γ ← از ورقه‌ی سربی عبور نمی‌کند

جرم α ۴ برابر اتم H است.

- مدل تامسون: کیک کشمشی یا هندوانه‌ای ← الکترون‌ها که جرم اتم‌ها از آن ناشی می‌شود درون فضای ابر گونه مثبت فاقد جرم پراکنده‌اند
  ← 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 فلوئورسانس با این تفاوت که با قطع شدن منبع نور تابش کمی ادامه دارد ← در ساعت‌ها و شب نماها

- رادرفورد: تجزیه‌ی اشعه‌ی رادیو اکتیو - رد کردن ذرات آلفا - کشف هسته و تعیین نسبت قطر اتم به قطر هسته $\frac{10^{-8}}{10^{-13}}$ ≈
  ↳ بمباران اتم طلا (ورقه‌ی نازک طلا) با ذرات α - کشف پروتون که ۱۸۴۱ بار سنگین‌تر از الکترون است - پی بردن مقدمات اشعه 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 ۹۰° منحرف شدند ← هسته‌ی توپر با حجم زیاد در اتم.
  استفاده از خلقه‌ی پوشیده شده از روی سولفید به عنوان ماده‌ی فلوئورسنت.
- چادویک ← کشف نوترون

- عدد اتمی : Z = تعداد پروتون = تعداد e
  مدل رادرفورد عدد اتمی را به دست آوردند.
  ↳ جرم اتمی فلز ↑ فرکانس α ↑ با رعایت هسته ← با روابط مقدار بار یک پروتون تقسیم کرد.
  ↳ عدد اتمی
  اشعه‌ی α ⟸ آند فلزی پرتوی کاتدی
  ↳ کشف توسط موزلی

- ایزوتوپ : اتم‌هایی که عنصر یکی 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 طیف سنج جرمی ← اندازه‌گیری جرم اتم‌ها با دقت زیاد.

- اگر یک قطره یخ H_2O (آب شیرین) داخل آب نمک بیندازیم در آب فرو می‌رود زیرا چگالی آن کم است.
  جرم اتمی میانگین = $\frac{\text{درصد فراوانی}_1 \times m_1 + \text{درصد فراوانی}_2 \times m_2 + \cdots}{100}$ *

- واحد جرم اتمی :
  amu = $\frac{1}{12}$ جرم اتم کربن ۱۲ است. ۱amu = ۱u = ۱Da (دالتون)
  ابتدا H و سپس O به عنوان استاندارد جرم اتمی انتخاب شد. * جرم اتمی Ca ۴۰ برابر O و جرم اتمی ۱/۳۳۵ برابر C است.

- آتش بازی : با روی 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 گاز بود *
  ↳ دستگاه طیف‌بین ← در چین بررسی شده بدن تا ← Rb (سرخ) و Cs (آبی) را کشف کرد.
  ↳ اثبات کرد 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 رنگ از خود ساطع می‌کند
  (بنفش $n_6 \to n_2$) (آبی $n_5 \to n_2$) (سبز $n_4 \to n_2$) (قرمز $n_3 \to n_2$)
- نخستین بار آنگستروم ۴ خط طیف هیدروژن را یافت ولی بور آن را تحلیل کرد.

- بور: رد مدل اتمی را در فورد.
۱- حرکت ذره‌ای 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 نشان داد - تعداد e ها در هر مدار (لایه) = $2n^2$
۴- e با گرفتن انرژی معین به تراز بالاتر رفته ← ناپایدار تر ← همان مقدار انرژی را از دست داده به تراز پایین رجعت یا به بیرون گرد ← نشر نور

- مدل کوانتمی:
شرودینگر ← بر مبنای رفتار موجی ذره و با تابع کید بر رفتار موجی مدل کوانتمی را ارائه داد ← n, l, m_l را برای معرفی اوربیتال معرفی کرد.
احتمال حضور e در آن زیاد است ← حالا فضای اطراف هسته.

n ← عدد کوانتمی اصلی - لایه - $n = 1$ ← انرژی لایه ↑ - بیشترین هسته حداکثر ۷ لایه است - هر لایه بر اندازه‌ی شماره‌ی لایه زیر لایه دارد.

l ← زیر لایه - عدد کوانتمی اوربیتالی - شکل و تعداد اوربیتال - هر زیر لایه $2l+1$ تعداد اوربیتال دارد. اعدادی که می‌گیرد از ۰ تا $n-1$ ← s/۱→p/۲→d/۳→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 زیر لایه‌ها 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 درست 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 نافلزی کاربردی ندارد.
- در مدل اتمی بور سخنی از اوربیتال به میان نیامده است.
- در اتم های با بیش از یک e به علت ایجاد برهم کنش های بین الکترونی افزون بر n، عدد کوانتومی اوربیتالی نیز در مقدار انرژی زیرلایه اثر گذار است.

- در غیاب میدان مغناطیسی e ها می توانند، هر دو نوع عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین (یعنی $-\frac{1}{2}$ و $+\frac{1}{2}$) را دارا نشته باشند.
- پرتو کاتدی به جنس کاتد و گاز درون آن بستگی ندارد.
- دو الکترون در یک اوربیتال اسپین مخالف دارند تا میدان های مغناطیسی (ناشی از اسپین) آن ها، یکدیگر را جذب کرده و به پایداری اتم کمک کنند.
- کوانتومی در نظر گرفتن مبادله ی انرژی، هنگام جابه جایی میان تراز های 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 تراز های 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 ($_1^1H$) تنها اتم فاقد نوترون است.
- هر فوتون یک بستهٔ 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 کوچک تر نباشد. بنابراین با نور مرئی هر اتمی قابل رؤیت است که ابعاد آن ها از ۲۰۰nm بیشتر باشد.
- عناصر آرایش $_{24}Cr$ و $_{29}Cu$ و عناصر زیرین آن $_{42}Mo$ و $_{47}Ag$ باشند که آخرین زیرلایه ی اشغال شده، یکدیگر 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 پیشنهادی خواص عناصر را با افزایش تدریجی جرم اتمی متقدم 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، 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.

- اِ طاها: دهانه سیانید ← Ea → Ga → Es → Ge → سفید مایل به خاکستری — Eb → Sc → Ti و Ca بین آلیاژ آن در اسید حل می شود

- ویژگی های گروهی عناصر: فلزات: ۸۰٪ عناصر - همگی جامد به جز Hg - برق و رسانای گرما و نرمه پذیر (عناصری d و f و برخی p)
نافلزات ← رسانای خوب گرما و برق نیستند. شکننده - دارای سطح براق - بیش تر شان گاز اند - به جز H تقریبا در ردیف p اند.
شبه فلزات ← شامل ۶ عنصر Te، Sb، As، Ge، Si، B - Si و برخی شکننده و نیمه رسانا است - در ردیف p اند.

- فلزات قلیایی: شامل Li، Na، K، Rb، Cs، Fr - به ns¹ 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 (نارنجی به آبی)
$2M + 2H_2O \rightarrow 2MOH + H_2$
قلیا: اگر خاکستر حاصل از سوختن چوب را با آب مخلوط کنیم، محلول لیزی پدید می آید که چربی ها را از خود حل می کند و قلیا نام دارد.
از بالا به پایین ← کاهش ← سختی - نقطه ذوب - چگالی - انرژی یونش - الکترونگاتیوی
کم افزایش ← شعاع اتمی - شعاع یونی - واکنش پذیری - خصلت شیمیایی - خصلت فلزی.
- چگالی Na، K از آب کمتر است و روی آب شناور می مانند. * چگالی Na بیشتر از K است.
← رادیواکتیو است

- فلزات قلیایی خاکی: شامل: Be، Mg، Ca، Sr، Ba، Ra - به ns² ختم می شوند - آرایش یون پایدار X^{2+}
همگی واکنش پذیر نسبتا زیاد ولی کمتر از فلزات قلیایی - فراوان ترین آن ها Ca است که در سنگ آهک و گچ 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: حروف به دلشدگی d. در گروه های ۳ تا ۱۲ اند. همگی فلز - بسیاری به رنگی و برخی به ns² ختم می شوند.
از فلزات گروه های IA و IIA سخت تر - چگال تر - دیرذوب تر اند به جز Hg. اغلب محلول نمک های رنگی دارند. اغلب اعداد اکسایش متنوع دارند
- عناصر واسطه داخلی: ۲۸ عنصر متعلق به دلشدگی f - همگی در گروه ۳ یا IIIB اند.
لانتانیدها: ۱۴ عنصر - از شماره ۵۸-۷۱ در دوره ۶ - تنها به با عنصر La در گروه ۳ - زیرلایه 4f در حال پرشدن - نرم و واکنش پذیر بالا - در آلیاژ نیز
اکتینیدها: ۱۴ عنصر - از شماره ۹۰-۱۰۳ در دوره ۷ - زیرلایه 5f در حال پرشدن، شباهت به Ac - همگی پرتوزا و رادیواکتیو - ساختار هشت وجهی از آرایش c.
منشورترین آن ها U است که از فروپاشی آن ← تولید برق در نیروگاه ها - زیردریایی ها - نوارهای هواپیما و

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

← Si و O دو عنصر فراوان در پوسته‌ی زمین

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

گروه ۱۷ ← هالوژن‌ها — گروه ۱۸ ← گازهای نجیب

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

الکترونگاتیوترین - الکترون‌ده‌ترین ← کمبود ۱ اتمی

از بالا به پایین فعالیت شیمیایی ↓ کاهش

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

★ هالوژن بالاتری توانند 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 ۰ اثر - قدیم - به جز He که به s^2 ختم می‌شوند 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 جورهسته در مولکول ۲ اتمی را کوواالانسی گویند.

طول پیوند واندروالس ← نیم فاصله‌ی میان هسته‌ی دو اتم جورهسته 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 Al < Ga - تغییرات شعاع اتمی در عناصر واسطه بسیار اندک است.

- بار مؤثر هسته ← مقدار بار مثبتی است که در 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

انرژی یونش ← هر یک از e های در دوری مقداری از بار هسته را جذب کرده و از تأثیر تعادلی آن بر e های بیرونی می‌کاهد.

- شعاع یونی:

کاتیون فلز ← شعاع

آنیون نافلز ← " "

کاتیون $\xrightarrow{-e^-}$ فلز

آنیون $\xrightarrow{+e^-}$ نافلز

در بین یون‌ها هم الکترون هرچه ← 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 برسد $n=\infty$ منتقل شود.

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

- انرژی نخستین هیچ‌گاه نا گهانی در عناصر دوره‌ای بین n_{th} و n_{+1} تا باشد، عنصر پر کرده n تعلق دارد.

- از بالا به پایین با افزایش شعاع ← بار مؤثر هسته ↓ ← E_a انرژی یونش کاهش و از چپ به راست با افزایش ↑ / تعداد هیچ‌گاه نا گهانی + ۱ = دوره

بار مؤثر هسته و کاهش شعاع ← انرژی نخستین یونش به طور منظم افزایش می‌یابد.

• بین لوزن‌های هم e ← هرچه Z_{eff} ↑ E_a ↑

$IIA > IIIA$ ، $VA > VIA$ ← انرژی نخستین یونش ↓

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

F > O > N > Cl > Br > S و C 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 تفاوت در جدول تناوبی تشابه آرایش الکترونی لایه ی ظرفیت عناصر در یک گروه است.
- کوچکترین 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 گوییم آرایش الکترونی یک یون مثبت به d ها ختم شده است یعنی آن یون قبل از الکترون خود از لایه ی s با بزرگترین عدد اصلی انرژی گرفته است.
- گازهای نجیب مولکول دو اتمی تشکیل نمی دهند، به همین دلیل در مورد گازهای نجیب از شعاع اتمی واندروالسی 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 کنیم، افزایش می یابد.

- از نئون 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

- $NaCl$ ← کلرید سدیم ← سدیم به آرایش Ne و کلر به آرایش Ar می‌رسد ← سخت و شکننده ← دمای ذوب و جوش بالا ← کلی از ترکیبات یونی همانند دمای ذوب و جوش بالا دارند
در حالت جامد نارسانا ← در حالت محلول و مذاب رسانا است ← بیش از ۶۰٪ پلاسمای خون انسان

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

نیروی جاذبه میان یون‌ها حدود ۷۸۶ برابر جاذبه‌ی بین Na^+ و Cl^- تنهاست ← پیوند یونی راستا و جهت ویژه‌ای ندارد ← در همه‌ی راستاها اعمال می‌شود

پیوند یونی در:
کلیدی فلزات قلیا یا قلیایی خاکی به جز Be با نافلزات ← $NaCl, MgF_2, CaO$ / تمام ترکیبات NH_4^+ ← NH_4Cl
Al با الکترون‌والانس و فلوئور و نیتروژن‌ها ۵ دار ← AlF_3 - Al_2O_3 ... / قلع و سرب هم با برخی نافلزات الکترونگاتیو ← $PbCl_4$, SnF_4

- انرژی شبکه: انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون‌های گازی مربوطه.
طبق $E = K\frac{q_1q_2}{r}$ هرچه بار $\uparrow$ و شعاع $\downarrow$ انرژی شبکه و قدرت پیوند یونی بیشتر است (دمای ذوب نیز معمولاً بیشتر است.)

$\underset{5}{Al^{3+}_2O^{2-}_3} > \underset{4}{Mg^{2+}O^{2-}} > \underset{3}{Na^+_2O^{2-}} > \underset{2}{Na^+Cl^-}$

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

- فرمول نویسی: باید بار یون‌ها را بدانیم ←
$Sc - Al \leftarrow x^{3+}$ $Cd - Zn - Ba - Sr - Ca - Mg \leftarrow x^{2+}$ $Ag - Cs - Rb - K - Na - Li - H \leftarrow x^{+}$
$P - N \leftarrow x^{3-}$ $S - O \leftarrow x^{2-}$ $I - Br - Cl - F - H \leftarrow x^{-}$

برای کاتیون فقط نام یون را بگویم ← Ba^{2+} ← باریم در آنیون پسوند «ید» اضافه می‌کنیم ← N^{3-} ← نیترید (یون‌های کم‌تر متداول ← $Sr^{2+}, N^{3-}, H^-, H^+$)
• 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 تد اتی 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 / CrO_4^{2-} ← کرومو / Cr^{3+} ← کرومیک

تریون‌های 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

* $n = \frac{M(a-b)}{18b} = \frac{\text{تعداد مول آب}}{\text{تعداد مول نمک خشک}}$
$M \rightarrow$ جرم مولی نمک ← $a \rightarrow$ نمک آب‌دار ← $b \rightarrow$ نمک خشک
n ← تعداد مولکول‌های آب

- از واکنش سدیم هیدروکسید و کاربن، جامد سفید رنگی برجای می‌ماند. واکنش به شدت گرمازده و با آزاد شدن نور و گرمای زیاد همراه است.

- کوچکترین مضرب مشترک بارهای 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 محلق قابل اندازه‌گیری نیست ولی تغییرات آن را می‌توان.
- برلیم و باریم (Ba, 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 نزدیک‌ترین موجود در پیرامون هر یون در ترکیبات یونی.
- منیزیم اکسید (MgO) به دلیل داشتن تشکیل بلوری پایدار، جایگاهی بار زیاد روی یون‌ها و زیاد بودن خطت یونی پیوند از تمامی ترکیب‌های مطرح شده در کتاب درسی (حتی از Al_2O_3) نقطه‌ی ذوب و جوش بالاتری دارد.
- تعیین بار برخی از یون‌ها بویژه فلزهای واسطه به کمک روش قاعده‌ی ۸ تایی کامل نیست زیرا این یون‌ها توان داشتن آرایش گاز نجیب و پایداری‌های آن

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

«پیوند کووالانسی»

• پیوندی که از اشتراک ē ها بین دو اتم بوجود می آید ← کووالانسی ← هنگام تشکیل، نیروی جاذبه بین هسته و الکترون های اتم دیگر بیش از دافعه‌ی بین هسته‌ها و دافعه‌ی بین ē هاست.
• پس از تشکیل پیوند ← نیروی جاذبه = نیروی دافعه
پیوند کووالانسی ممکن است از یونی قطبی تر باشد. پیوند کووالانسی انعطاف پذیر است.

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

$\Delta n =$ اختلاف الکترونگاتیوی

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

Δn بزرگتر از 1/7 ← پیوند یونی
یونی ترین پیوند ← CsF ← $\Delta n = 3/3$

- پیوند Si-O با $\Delta n = 1/7$ در اکثر ترکیبات پیوندهای یونی است و پیوند C-H با $\Delta n = 0/4$ غیرقطبی به حساب می آید.

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

- مولکول‌هایی به فرمول زوج A غیرقطبی اند مثل ← F_2 ، O_2 ، S_8 ، P_4 .
- مولکول‌هایی که در آن حداکثر تعداد اتم مرکزی با عدد اکسایش + با اتم دیگر پیوند می دهد، غیرقطبی اند PCl_5 SF_6
- 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 $O=\ddot{S}-O$

- ترسیم ساختار لوویس:
- اتم‌های هیدروژن و هالوژن در پیرامون اتم مرکزی اند و یک پیوند می دهند.
- 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.
- الیگن هایی که در اطراف اتم مرکزی اند، با پیوند دوگانه یا دا تیو متصل می شوند و اگر آنیون O دار داشته باشیم، معمولاً به تعداد با منفی O و یا پیوند یگانه و حاوی بار منفی در اطراف اتم مرکزی خواهیم داشت.
- اتم‌های C ، N ، O و گ می توانند برای رسیدن به آرایش هشت تایی بیش از یک جفت ē به اشتراک بگذارند.

- آلکان، آلکن، آلکین
آلکان (C_nH_{2n+2}) ← سطح نرم‌کننده‌ی ماه لیوان (زغال) از آلکان مایع.
آلکن (اتیلن) (C_nH_{2n}) ← هورمون گیاهی و عامل، کوره.
آلکین (استیلن) (C_nH_{2n-2}) ← در چراغ کاربیدی و جوشکاری.

- رزونانس در اوزون: O_3 : ۱ کربن‌ها یا دگر شکل O_2. مولکولی خمیده دارای ۲ شکل رزونانسی. دارای ۱۸ ظرفیتی
در اثر تخلیه‌ی الکتریکی در O_2 به دست می‌آید. مولکول واقعی هیبرید رزونانس است. کره‌ها: آن طول خط‌ها: پیوند یکسان و حد واسط یگانه و دوگانه است

• هیبرید رزونانس به مراتب پایدارتر از هریک از اشکال رزونانس است و سطح انرژی پایداری دارد.

- شکل هندسی مولکول‌ها: VSEPR یعنی نظریه‌ی نیروی دافعه‌ی جفت eها یا ℓها ی ظرفیت که تا حد امکان تمایل دارند از یکدیگر دور شوند.
الکترون‌های ناحیه‌ای در اطراف اتم مرکزی است کره‌ها صرف نظر از تعداد در آن جا حضور دارند و - یا = یا ≡ و ∞ تا پیوندی یک الکترون به حساب آید.

$$\text{تعداد الکترون اتم مرکزی} = \text{گروه اتم مرکزی} + \frac{\text{بار} - \text{تعداد اتم‌های جانبی (به جز H)}}{۲}$$

مثال → SO_4^{2-} = $\frac{۶+۲}{۲}$ = ۴

SO_2 ← ۳ σ الکترون دارد. زاویه ۱۱۹/۵ - خمیده - دارای ۲ شکل رزونانس / ناقطبی - چهاروجهی منتظم - زاویه ۱۰۹/۵ - CH_4 → ترکیب آلی

NH_3 ← ۴ دارای ۴ الکترون - زاویه ۱۰۷ - هرم با قاعده‌ی ۳ ضلعی - قطبی / خمیده و قطبی - زاویه: ۱۰۴/۵ - ۵ الکترون دارد → H_2O

- پیوند داتیو: نوع خاصی از پیوند کووالانسی - پیوند کوئوردیناسی - کوواسی که زوج e نا پیوندی دارد، آن را در اوربیتال خالی کوواسی دیگر می‌گذارد.
- پیوند داتیو با سایر پیوندهای N-H در آمونیوم یکسان است، جدا از نظر طول و جدا از نظر انرژی - بار + به اتم خاصی تعلق ندارد.
- کوواسی‌های حاوی اکسیژن که داتیو دارند ← $CO - SO_2 - SO_3 - NH_4^+ - O_3 - H_2SO_4 - NO_2 - N_2O - HClO_4$

- نامگذاری: ① پیشوند یونانی + نام عنصری که الکترونگاتیوی کم‌تر دارد + پیشوند یونانی + نام عنصر دوم + ید
* اگر عنصر دوم سمت چپ زیروند نباشد پیشین مونو نمی‌آوریم.
دی نیتروژن تترا اکسید ← N_2O_4 — گوگرد تری اکسید → SO_3
② با استفاده از عدد اکسایش
فسفر هگزا اکسید ۵ = ۲ - ۳۱ : P_4O_{10}

- فرمول‌های شیمیایی: تجربی: ساده‌ترین فرمول با کوچک‌ترین نسبت زیروندها - تعداد عناصر را نشان می‌دهد.
مولکولی: نوع و تعداد واقعی اتم‌ها — فرمول مولکولی = فرمول تجربی $\times n$ *
ساختاری: نشیمی اتصال اتم‌ها

CH_2O:
CH_2O : n=1 فرمالدهید ← بسیار دستکش زا
CH_3COOH : n=2 ← اسید استیک (عامل ترش بودن سرکه) $C_6H_{12}O_6$ (n=6) ← گلوکز ← قند ساده

- نیروهای واندروالس: نیروهای جاذبه‌ای بین مولکول‌ها
← جاذبه‌ی دوقطبی دوقطبی $H^{+\delta} - Cl^{-\delta} \cdots H^{+\delta} - Cl^{-\delta}$
← جاذبه‌ی لندن $I-I \cdots I-I$
* هرچه جرم مولکول‌ها ↑، نیروهای واندروالس ↑، دمای جوش ↑.
* هرچه حجم ↑، امکان پیدایش دوقطبی لحظه‌ای بیشتر و نیروی لندن قوی‌تر. (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.

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

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 ↑ - پیوند هیدروژنی دارد.
متان ← ناقطبی - " " : 109/5 - " " " " " " " " " " - دارای نیروی لوندون

- نمک طعام ← جامد یونی - در حالت مذاب رسانای برق - شکننده - برهم پیوند آنیون‌ها دمای ذوب و جوش ↑
- ید ← جامد مولکولی - رسانای برق نیست - مولکول‌های بدون بار و مستقل - دمای ذوب و جوش ↓

- SO_2 ← قطبی - 6 زوج الکترون ناپیوندی - زاویه‌ی 119/5 خمیده - 1 پیوند داتیو
- CO_2 ← ناقطبی - 4 " " " - " 180 خطی - فاقد داتیو

- چه گازی آسان‌تر مایع می‌شود؟
هرچه دمای جوش 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 (H2O) < جامد فلزی (Fe) < جامد یونی (MgO) < جامد کووالانسی (الماس)
اصلاح ← واسطه

- شیمی دان ها برای نمایش پیوند دو اتم مجاور از مدل گلوله و میله استفاده می کنند.
- $C_2H_2F_2$ 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 تاثیر جاذبه ی یک هسته قرار دارد، آزادی و تحرک کمتری نسبت به جفت 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 دارای بار 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، علاوه بر انواع پیوند یونی، کووالانسی مجموعی و اتیر را دارند مثل: نشادر یا NH_4Cl
- دی متیل اتر گازی است که به عنوان پیشران در آفشاندها و گاز بیحال به کار می رود و تا نزدیک مایعی است که به عنوان حلال و ماده ی اولیه در صنایع شیمیایی کاربرد دارد.
- جفت الکترون مشترک در پیوند قطبی، احتمال حضورشان در فضای بین دو هسته و اطراف اتم الکترونگاتیو تر زیاد است.
- عدد اکسایش یک عنصر در حالت آزاد (نه در ترکیب) همواره برابر صفر است.
- برای محاسبه ی عدد اکسایش کربن در ترکیب های آلی باید اول از یک اتم کربن کاملا مشخص کربن مورد نظر را از سایر اتم های کربن جدا نموده و سپس عدد اکسایش هر کربن را به طور جداگانه محاسبه کنیم.

C_2H_4 C_2HCl C_2HBr

$C: +1-1 = 0 \rightarrow C=O \leftarrow C: -1+1 = 0$

- حداکثر پیوند کووالانسی که یک نافلز می تواند برقرار کند برابر با تعداد الکترون های لایه ی ظرفیت آن و نشان دهنده ی حداکثر ظرفیت کووالانسی آن است.
- سطح انرژی مولکول واقعی از روش همواره کمتر از ساختارهای لوویس جداگانه ای است که برای آن رسم می شود.
- نقطه ی جوش، چگالی آمونیاک از متیل اتر بیشتر است ولی جرم مولکولی برابر دارند.
- اثر دو قطبی متقابل جفت های لایه ی ظرفیت ← جفت پیوندی / جفت تنها ـ جفت تنها / جفت پیوندی ـ جفت تنها
- 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 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 از کلسیم کاربید (CaC_2) با آب واکنش می دهد و گاز آتین تولید می کند.
- مجموعا 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.
CO ، CO_2 ، CO_3^{2-} ، CCl_4 ، CS_2 .

$C \leftarrow \uparrow E$ - الکترونگاتیوی ↑ - شعاع ↓ $Si \leftarrow$ مدارک در جهان غیر زنده - Si ↓ - الکترونگاتیوی ↓ - شعاع ↑

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

- الماس: جامد کووالانسی - زوایا ۱۰۹/۲۸ - رسانای 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 تراش های.

- گروه های عاملی: هیدروکربن ← الکان - الکن $C=C$ - الکین $C\equiv C$ - سیکلوالکان - آروماتیک

ترکیبات CHO دار: الکل ← $C-OH$ هیدروکسیل / اتر ← $C-O-C$ اتری / آلدهید ← $R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$ ، کتون ← $C-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-C$ کربونیل

اسید ← $R-COOH$ کربوکسیل / استر ← $R-COO-R'$ استر

ترکیبات آلی نیتروژن دار ← آمین $R-NH_2$ آمینی

- اگر هیدروکسیل (OH) به حلقه بنزن بچسبد عامل فنلی 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 ← ایزو الکان (C_8H_{18})
اگر از الکان یک اتم H جدا کنیم رادیکال الکیل به دست می آید.
- برای نامگذاری آیوپاک ← از طرفی نامگذاری می کنیم که مجموع اعداد کوچکتر عبارت شود یا تر اکم شاخه ها بیش تر باشد.

- الکن: C_nH_{2n} - معروف به هیدروکربن های اولفین - دارای یک پیوند $C=C$ - ساده ترین = اتن ← از آب گیری الکل به دست 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 مولفه استیلنی - دارای یک پیوند $C\equiv C$ - ساده ترین: استیلن (اتین)
$C \xrightarrow[\text{گرما}]{Zn-Cu} CaC_2$ / $CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$

کربید کلسیم یکی میان مواد معدنی و آلی.
- از نظر طول پیوند - گرمای سوختن و مجموع قلمروهای کربنی ← $C-C < C=C < C\equiv C$
- از نظر انرژی پیوند - دمای شعله و واکنش پذیری ← $C-C < C=C < C\equiv C$
- 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 خوش‌بو - فرار - سمی - سرطان زا - در قطران زغال سنگ
که صفر و خوشبو
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 بین در میان - ضد بید
فنول ← جامد بی‌رنگ - در حالت بلوری صورتی یا سرخ است - سمی - در قطران زغال سنگ - لذا - دارای کاربرد پزشکی - در معادی فنل: آسپرین
فنول فتالین - رنگ‌های نساجی
آسپرین ← 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 (شمپار) : مواد آلی که فرمول مولکولی یکسان ولی ساختار متفاوت دارند.
- پلیمر (بسپار) : هر گاه چنین مونومر به هم متصل شوند یک ترکیب استثنایی به نام پلی مر را می سازند
- اتوروپ (آرایش) : به اشکال مختلف مولکول یا بلور یک عنصر اطلاق می شود

- 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 می آوریم.
۴-متیل ۲-پنتانول
- CH_3OH ← متانول - الکل چوب - در اثر اکسایش O_2 با لازم کردن چوب تا دمای $400^\circ C$ به حالت بخار به دست می‌آید.
$CO + 2H_2 \rightarrow CH_3OH$
حلال است - سوخت تمیز خودرو.
- C_2H_5OH ← اتانول (اتیل الکل) - الکل میوه - بر اثر تخمیر قندها و کربوهیدرات‌ها تولید می‌شود - بیدار آب - مهمترین حلال صنعتی است
بی رنگ - فرار - به هر نسبت در آب حل می‌شود - ضدعفونی کردن زخم‌ها و تولید مواد دارویی، آرایشی و بهداشتی کاربرد دارد.

- $C_3H_8O_3$ ← $(C_3H_5(OH)_3)$ گلیسیرین یا گلیسرول - ۱، ۲، ۳ پروپان تری ال
- $C_2H_6O_2$ ← اتیلن گلیکول یا ۱، ۲-اتان دی ال - ضد یخ یا ضدجوش

- اتر $R-O-R'$ - ایزومر الکل‌ها - شناخته شده‌ترین اتر ← دی اتیل اتر ← مایع فرار - آتش گیر - در گذشته بی‌هوشبر - نامطلوب برای بعضی
- تهیه‌ی متانال ←
$2CH_3OH + O_2 \xrightarrow[500^\circ]{Fe-Ag} 2H_2CO + 2H_2O$
- استون ← حلال مناسب چربی - رنگ روغن - بی رنگ و فرار - به هر نسبت در آب حل می‌شود. حلال پرکاربرد در آزمایشگاه شیمی

- فرد ریکر ولر، با گرم کردن کربن و آبکیاری از روی (هیدروکسید کلسیم (Ca(OH)2)) موفق شد کلسیم کاربید (CaC2) را کشف کند. سپس کلسیم کاربید را با آب واکنش داد و استیلن را تهیه کرد.
- گرافیت یک جامد کووالانسی مولکولی و الماس یک جامد کووالانسی ۳ بعدی است.
- هر بلور الماس یک مولکول غول آسا محسوب می‌شود در حالی که در یک قطعه گرافیت تعداد زیادی مولکول غول آسای ورقه‌ای وجود دارد.
- هرچه تعداد کربن‌های یک آلکان بیشتر باشد، نیروی بین مولکولی بیشتر و قوی‌تر شده و جدا کردن مولکول‌ها از یکدیگر مشکل‌تر می‌شود در نتیجه نقطه‌ی ذوب و جوش بالاتر می‌رود.
- وجود پیوندهای دوگانه و سه‌گانه باعث افزایش واکنش‌پذیری هیدروکربن‌ها می‌شود.
- اگر روی کربن شماره‌ی (1) شاخه‌ی آلکیل (متیل یا اتیل و ...) قرار گیرد حتماً جزء زنجیره‌ی اصلی است.
- اگر روی کربن شماره‌ی (2) شاخه‌ی اتیل قرار گیرد جزء زنجیره‌ی اصلی است.
- گروه عاملی: آرایش مشخصی از اتم‌هاست که به هیدروکربن‌های آلی دارای آن خواص فیزیکی و شیمیایی ویژه‌ای می‌دهد.
- ترکیبات آلی را می‌توان نمونه‌ای از ترکیبات کووالانسی (مثل پلاستیک) یا مولکولی (مثل هیدروکربن‌ها) دانست ولی ساختار یونی یا فلزی ندارند.
- هر مول فنول تنها ید اتم O از نیتروژن بیشتر دارد.
- Si و O حلقه‌ها و زنجیره‌هایی دارای پل‌های Si-O-Si ایجاد می‌کند و از این طریق سیلیس و سیلیکات‌ها که مواد سازنده‌ی سنگ‌ها و خاک‌ها هستند را بوجود می‌آورند.
- صابون نمک آبپوشیده می‌شود.
- ناخن آکریلیک راست زنجیر مصنوعی برای ناخن‌های دیگر ترکیب آلی است.

@konkurihaybabol