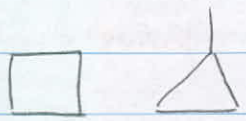
هیدروکسیل (الکل) - فنول - کربوکسیلیک - آمین

نام ایزومرهای ساختاری C_4H_8 :

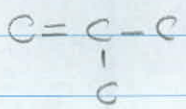


تا: ایزومرهای سیرشده یا حلقوی = ۲

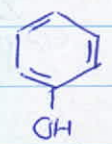
ایزومرهای آلکن (سیرنشده) = ۳

$C=C-C-C$

$C-C=C-C$



گروه‌های عاملی :

فرم کلی	گروه عاملی	نام خانواده	مثال
$R-OH$	$-OH$ (هیدروکسیل)	الکل	متانول
$R-O-R'$	$-\ddot{O}-$ (اتری)	اتر	دی متیل اتر
	OH (هیدروکسیل)	فنول	فنول
$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}H$	$-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$ (آلدهیدی)	آلدهید	متانال (فرمالدهید)
$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R'$	$-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-$ (کتونی)	کتون	استون (پروپانون)
$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$	$-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-OH$ (کربوکسیل) (کربوکسیل)	کربوکسیلیک اسید	اتانوئیک اسید (استیک اسید)
$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-R'$	$-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-O-$ (استری)	استر	متیل اتانوات (متیل استات)
NH_2R	$-N-$ آمینی	آمین	دی متیل آمین
$R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-\underset{H}{N}-R$	$-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-\underset{H}{N}-$ آمیدی	آمید	

UCS NAHAL

توجه: در طیف نور سفید (پرتوهای نورمرئی) بیشترین میزان انحراف یا زاویه شکست مربوط به پرتو بنفش و کمترین میزان انحراف مربوط به پرتو قرمز است.

رابرت بونسن: اختراع دستگاه طیف بین

فلزات و ترکیبات: برای دیدن طیف از آن‌ها از آن‌ها شعله استفاده می‌کنیم

فلز	رنگ شعله
مس	سبز
آلومینیم و منیزیم	سفید خیره کننده
آهن	نارنجی
پتاسیم	بنفش (ارغوانی)
سدیم	زرد
لیتیم	قرمز
کلسیم	سرخ آجری

البته بجای خرد فلز می‌توان از نمک‌های حاوی آن فلز استفاده کرد. (خیلی مهم)

طیف‌های نوری

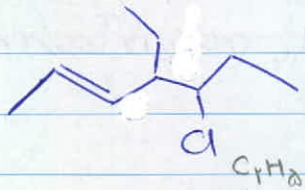
- پیوسته (مثل رنگین کمان)
- گسسته (مثل طیف‌های اتمی)

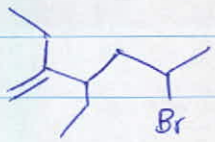
ادامه

نمونه‌های گازی: لوله تخلیه الکتریکی (مثل لامپ کاتدی)

محلول‌ها و مایعات: استفاده از شیشه ساعت (آن را به مایع آغشته می‌کنیم و روی شعله می‌گیریم)

با استفاده از حلالی مانند آتانول، نمونه را روی شعله اسپری می‌کنیم





$CH_3-CH=CH-\underset{\displaystyle C_2H_5}{\underset{|}{CH}}-\underset{\displaystyle Cl}{\underset{|}{CH}}-CH_2-CH_3$

۵-کلرو ۴-اتیل ۲-هپتن

$CH_2=\underset{\displaystyle C_2H_5}{\underset{|}{C}}-CH-CH_2-\underset{\displaystyle Br}{\underset{|}{CH}}-CH_3$

۵-برومو ۲،۳-دی اتیل ۱-هگزن

- ایزومرهای C_5H_{10}

$C=C-C-C-C$ ۱-پنتن

$C-C=C-C-C$ ۲-پنتن

$C=\underset{\displaystyle C}{\underset{|}{C}}-C-C$ ۲-متیل ۱-بوتن

$C-\underset{\displaystyle C}{\underset{|}{C}}=C-C$ ۲-متیل ۲-بوتن

$C-\underset{\displaystyle C}{\underset{|}{C}}-C=C$ ۳-متیل ۱-بوتن

- والس محصولات زیر را بنویسید.

محصول واکنش ها

$n\ CH_2=CH-CH_2-CH_3 \longrightarrow \left[-\underset{\displaystyle H}{\underset{|}{C}}-\underset{\displaystyle C_2H_5}{\underset{|}{C}}-\right]_n$ پلی اتیل اتن

$= \cdots -C-C-C-C-C-C-C- \cdots$ (H, C_2H_5, H, C_2H_5, H, C_2H_5, H)

$n\ CH_3-CH=CH-CH_3 \longrightarrow \left[-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}-\underset{\displaystyle CH_3}{\underset{|}{C}}-\right]_n$ پلی دی متیل اتن

نهال NAHAL

مدل بور :

★ در هر تراز مقدار معینی الکترون وجود دارد که بیشتر از آن نمی‌تواند الکترون بگیرد.

۱- تراز مشخصی برای الکترون وجود دارد. سطح کوانتیده بودن انرژی الکترون در اتم.

۲- نزدیک‌ترین تراز ممکن به هسته برای الکترون حالت پایه.

۳- انرژی الکترون با دور شدن آن از هسته افزایش می‌یابد.
(الکترون دورتر شود از هسته ← انرژی بیشتر شده است)

۴- الکترون در حالت برانگیخته بسیار ناپایدار است. به همین دلیل مقدار انرژی جذب شده اش را آزاد می‌کند و به حالت پایه برمی‌گردد.

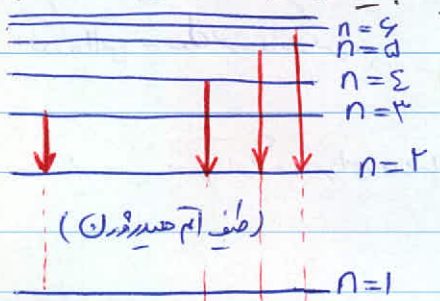
★ بهترین راه برای آزاد کردن انرژی توسط الکترون، تولید و نشر نور است.

یعنی مقدار انرژی آزاد شده همان است. اما نحوه یا نوع آزاد شدن آن فرق می‌کند.

الکترون‌های

- در هر حالتی، حالت پایه برای اتم هیدروژن $n=1$ است.

★ از جایی به بعد الکترون از اتم جدا می‌شود و اتم به کاتیون تبدیل می‌شود، آن ترازی که از آن به بعد



الکترون کاملاً آزاد می‌شود $n=\infty$ نامیده می‌شود

- رنگ صورتی که ما می‌بینیم به دلیل آزاد شدن همزمان هر ۴ رنگ است.

فیلم کاسبی.

نکته) ستاره شناسان گمان می کنند سطح بزرگترین ماه یا قمر سیاره ی کیوان (زحل) از اتان مایع (C_2H_6 (l)) پوشیده شده است.

کاربردها و واکنش های آلکان ها:

۱) گاز طبیعی (گاز شهری) عمدتا از متان تشکیل شده است.

۲) برای پرکردن فندک و اشنانه ها (اسپری) از آلکان ها استفاده می شود

۳) آلکان ها با هالوژن ها واکنش داده و یکی از اتم های هیدروژن خود را با هالوژن جایگزین می کنند.

۴) واکنش سوختن آلکان ها:

الف) سوختن کامل آلکان ها، گاز CO_2 و بخار آب تولید می کند

ب) سوختن ناقص آلکان ها: هنگامی که مقدار اکسیژن کم و ناکافی باشد، در سوختن آلکان ها گاز خطرناک ترین مونوکسید (CO) تولید می شود

مثال: $CH_{2(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(g)}$ + گرما و نور

★ طول پیوند C–C و زاویه پیوندی سه الماس، اتم ترین در الماس، گرافیت و CO_2 را مقایسه کنید.

گرافیت: ۱۲۰° / الماس: ۱۰۹٫۵° / CO_2: ۱۸۰° طول پیوند: گرافیت < الماس

مرتبه پیوند: $\frac{4}{3}$ ۱

به حرکت کند

- لویی دوبروی اعتقاد داشت که به هر ذره ای می توان حرکت موجی و ذره ای نسبت داد.

- هرچقدر سرعت حرکت یک جسم بیشتر باشد، و جرم آن کمتر باشد، حرکت آن به حالت موجی نزدیک تر است.

- اروین شرودینگر با در نظر گرفتن رفتار دوگانه ی موج - ذره و با تاکید بر رفتار موجی الکترون، مدلی را برای اتم ارائه کرد که به مدل کوانتومی معروف است.

در این مدل، شرودینگر، به جای محدود کردن الکترون در یک فضای دایره ای شکل، یک فضای ابر مانند برای الکترون به نام اوربیتال تعریف کرد. این فضای ابر مانند همان الکترون است که به دلیل حرکت سریعش، فضایی ابر مانند بوجود می آورد.

- شرودینگر برای تعیین موقعیت الکترون در اتم، از ۳ عدد استفاده می کرد. نه ۴ عدد
n, ℓ, m_ℓ

اوربیتال: محلی در اتم که احتمال حضور الکترون در آن بسیار بالاست.

اعداد کوانتومی:

۱- عدد کوانتومی اصلی (n): همان چیزی که بور به آن شزاژدی می گفت.

($n = 1, 2, 3, \dots$) شماره لایه الکترونی را تعیین می کند.

نهال NAHAL

در هر لایه هر اتم کربن با ۳ پیوند به ۳ اتم کربن دیگر متصل شده است.

بین هر لایه، نیروی ضعیف از نوع لندن وجود دارد و در بین آن ها در یک لایه، حلقه های ۶ ضلعی چسبیده به هم دارد که به شکل لایه لایه روی هم می آیند.

⟸ به خاطر نرم بودن، در [redacted] نوک مداد و الکترود کاربرد دارند.

★ رسانایی آن هم به خاطر وجود الکترون آزاد است.

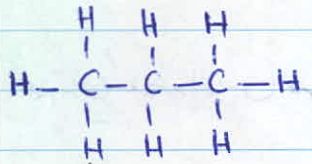
★ پیوند کربن - کربن، در گرافیت [redacted] استحکام بیشتری دارد. چون طول پیوند در گرافیت $\frac{4}{3}$ در (نسبت به الماس)

الماس ۱ است.

ترکیب های آلی:

همه ی ترکیبات آلی بدون استثناء، ترکیب های مولکولی هستند.

شیوه های نمایش ترکیب های آلی:



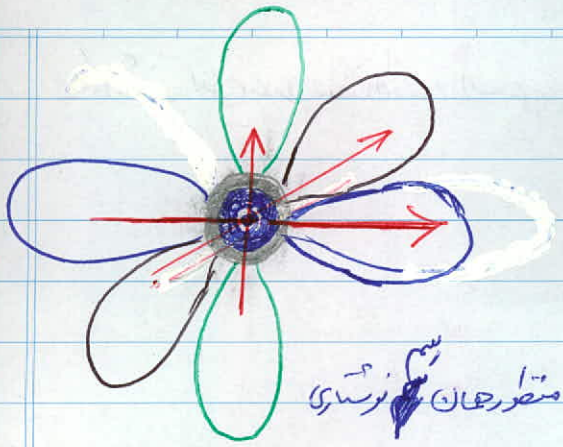
فرمول ساختاری (بسط داده)

$CH_3-CH_2-CH_3$

فرمول ساختاری نیمه بسط داده

فرمول ساختاری خلاصه شده (مدل نقطه خط)

نهال NAHAL



$_2He : 1s^2$ رسم نوشتاری

رسم نموداری

وقتی در صورت سوال هیچ یک از دو حالت گفته نمی‌شود، منظورمان رسم نوشتاری است.

نموداری: زیرلایه ▭▭▭ اوربیتال □

الکترون ↑↓

★ در شکوه رسم نموداری، اوربیتال‌های خالی را نمی‌کشیم مثلاً P^1 به شکل ↑ (m_l=-1)

غلط می‌دهیم نه به شکل ↑ (m_l=-1, 0, 1) (طبق قاعده هوند)

تعداد اوربیتال‌های یک لایه: n^2	تعداد اوربیتال‌های یک زیرلایه: $2l+1$
حداکثر تعداد الکترون‌های یک لایه: $2n^2$	حداکثر تعداد الکترون‌های یک زیرلایه: $4l+2$

۴- عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین (m_s):

m_s بیانگر جهت الکترون در اتم است و صرفاً جهت چرخش الکترون به دور خودش را مشخص می‌کند.

نهال NAHAL

بخش ۵- کربن و ترکیب‌های آلی

ترکیب‌های آلی: عبارتند از ترکیب‌های عنصر کربن به جز اکسیدهای کربن (CO و CO_2) و کربنات‌ها (CO_3^{2-})

فردریک ولر سه تهیه‌ی طبیعی دارید

$$C_{(s)} \xrightarrow[\text{گرما}]{\text{آلیاژ از Zn-Ca}} CaC_{2(s)}$$

$$CaC_{2(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow C_2H_{2(g)} + Ca(OH)_{2(aq)}$$

استیلن (اتین)

C و Si هستند از اولین عنصرهای گروه کربن پایدار می‌شوند.

سیلیسیم (Si):

کربن ⟵ تمایل به تشکیل پیوند با خود (کربن‌های زنجیر) دارد

سیلیسیم ⟵ تمایل زیاد به تشکیل پیوند با اکسیژن دارد

یون‌های سیلیکات (SiO_3^{2-}) و سیلیس بخش‌هایی از ماده‌های تشکیل دهنده‌ی پوسته‌ی زمین هستند.

جامدهای کووالانسی مثل جامدهای یونی شبکه بلور تشکیل می‌دهند ولی در ترکیبات یونی، بارهای مثبت و منفی داریم.

در ترکیبات کووالانسی الکترون اشتراک گذاشته می‌شود

اصل آفبا: هنگامی که یک به یک بر تعداد پروتون ها و الکترون های اتم ها اضافه کنیم، وارایش الکترونی اتم ها از پست بیاوریم، اصل آفبا را رعایت کرده ایم.

ترتیب پرشدن زیرلایه:

$1s, \underbrace{2s\ 2p, 3s, 3p,}_{ns, np\ n=2,3} \underbrace{4s\ 3d\ 4p, 5s\ 4d\ 5p,}_{ns, (n-1)d, np\ \ n=4,5} \underbrace{6s\ 4f\ 5d\ 6p,}_{ns, (n-1)d, (n-2)f, np\ \ n=6,7}$

$7s\ 5f\ 6d\ 7p$

$Ar: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ (18)

$K: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ (19)

$Ca: _____\ 4s^2$ (20)

$Sc: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1 \rightsquigarrow 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^1\ 4s^2$ (21)

مرتب شده.

خیلی مهم:
- در اتم $_{21}Sc$ آخرین الکترون ~ $3d$ واردمی شود
- در اتم $_{21}Sc$ ~ ~ در $4s$ قرار دارد.

~ یعنی $3d$ بعد از اینکه الکترون می گیرد پایین تر از $4s$ قرار می گیرد و به هسته نزدیک تر می شود

$_{25}Mn: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ \cancel{4s^2\ 3d^5}$ (3d⁵ 4s²)

$_{33}As: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ (4s² 3d¹⁰) $4p^3 \longrightarrow 3d^{10}, 4s^2, 4p^3$

نهال NAHAL

★ استثناء: ★ ید (I_2) و SbH_3 به دلیل جرم و حجم بسیار زیاد دارای نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی بسیار قوی هستند به طوری که ید در دمای اتاق جامد است و SbH_3 از NH_3 که دارای پیوند هیدروژنی است، نقطه جوش بالاتری دارد.

سوال) مواد زیر را برحسب افزایش نقطه ذوب مرتب کنید.

$NaCl$, HF, الماس, Fe, Cl_2, $NaBr$, K

(الماس: C، Fe: ۲۶، Cl_2: ۳۴، K: ۱۹)

نقطه ذوب: الماس > $NaCl$ > $NaBr$ > Fe > K > HF > Cl_2

($NaCl$ و $NaBr$: انرژی شبکه بلور، Fe: فلز)

ترکیب مولکولی < فلز < جامد یونی < جامد کووالانسی : نقطه‌ی ذوب

جامدهای کووالانسی: الماس، گرافیت، SiO_2

مقایسه در جامدهای یونی: انرژی شبکه بلور ← ① با بار یون رابطه مستقیم ② با شعاع یون‌ها رابطه عکس

فلزها: ① فلز واسطه > اصلی ② گروه II > گروه I ③ در یک دوره از بالا به پایین نقطه ذوب کاهش می‌یابد

ترکیب‌های مولکولی: ① پیوند هیدروژنی ② قطبی یا ناقطبی ③ حجم یا جرم

$\cancel{4^{\circ}}$, $\cancel{9^{\circ}}$

ممنوع !!! (در آرایش خنثی!!)

$_{24}Cr$: $[_{18}Ar]\ 3d^4\ 4s^2 \longrightarrow 3d^5\ 4s^1$

تشکیل نمی‌شود

$_{29}Cu$: $[_{18}Ar]\ 3d^9\ 4s^2 \longrightarrow 3d^{10}\ 4s^1$

تشکیل نمی‌شود

آرایش الکترونی یون‌ها:

در تبدیل آرایش الکترونی یک اتم به یون پایدار آن، اضافه یا کم شدن الکترون، از آخرین زیرلایه

در آرایش الکترونی مرتب شده صورت می‌گیرد

$_{11}Na$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1 \rightsquigarrow {}_{11}Na^+$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

$_{22}Ti$: $[_{18}Ar]\ 3d^2\ 4s^2 \rightsquigarrow {}_{22}Ti^{2+}$: $[_{18}Ar]\ 3d^2$

$_{16}S$: $[_{10}Ne]\ 3s^2\ 3p^4 \rightsquigarrow {}_{16}S^{2-}$: $[_{10}Ne]\ 3s^2\ 3p^6$: $[_{18}Ar]$

$_{20}Ca^{2+}$: $[_{18}Ar]\ 4s^2 \overset{2+}{\rightsquigarrow} [_{18}Ar]$

$_{25}Mn^{2+}$: $[_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^5 \overset{2+}{\rightsquigarrow} [_{18}Ar]\ 3d^5$

$_{23}V$: $[_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^3$

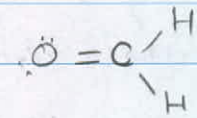
با وجود تعداد الکترون برابر، آرایش یکسانی ندارند.

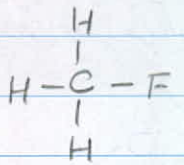
نهال NAHAL

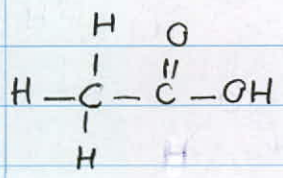
توجه ۱) الکل ها ($R-OH$) دسته‌ای از ترکیبات آلی هستند که قادر به تشکیل پیوند هیدروژنی می‌باشند.

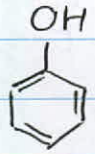
توجه ۲) بین دو مولکول مختلف که هر کدام به تنهایی امکان تشکیل پیوند هیدروژنی را دارند نیز پیوند هیدروژنی تشکیل می‌شود مانند پیوند هیدروژنی بین HF و H_2O

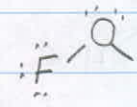
سوال - کدام یک از ترکیب‌های زیر، امکان تشکیل پیوند هیدروژنی را دارند؟

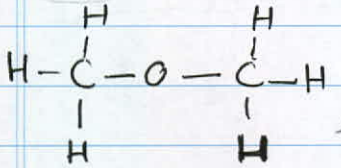
COH_2:  ندارد

CH_3F:  ندارد

 دارد

 دارد

OF_2:  ندارد

 ندارد

دارد

۱ـ اگر آخرین الکترون به زیرلایه S وارد شود ← عنصر اصلی رسته S ← الکترون‌های ظرفیتی

الکترون‌های بیرونی‌ترین زیرلایه S

$_{20}Ca: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

الکترون ظرفیتی

۲ـ اگر آخرین الکترون به زیرلایه P وارد شود ← عنصر اصلی رسته P ← الکترون‌های ظرفیتی

= الکترون‌های بیرونی‌ترین زیرلایه‌های P,S

$_{33}As = [_{18}Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$

الکترون‌های ظرفیتی

۳ـ اگر آخرین الکترون به زیرلایه d وارد شود ← (آخرین الکترون در آرایش مرتب شده در زیرلایه S)

← عنصرهای واسطه رسته d (فلزهای واسطه رسته d) (فلزهای واسطه داخلی) ← الکترون‌های ظرفیتی

= الکترون‌های بیرونی‌ترین زیرلایه‌های S و d $((n-1)d, ns)$

$_{25}Mn: [_{18}Ar]\ 3d^5\ 4s^2$

الکترون‌های ظرفیتی

★ نکته ①: برای عنصرهای گروه ۱۲ که آرایش الکترونی بیرونی‌ترین زیرلایه‌های آن‌ها $((n-1)d^{10}, ns^2)$ می‌باشد، الکترون‌های زیرلایه d جزء الکترون‌های ظرفیتی محسوب نمی‌شود

★ نکته ②: عنصرهایی که زیرلایه f آن‌ها در حال الکترون گرفتن است، عناصر واسطه داخلی (لانتانیدها و اکتینیدها) نامیده می‌شوند.

نهال NAHAL

نکته ۴) نباید گمان کرد که نیروهای لندن فقط مختص مواد ناقطبی هستند. بلکه این نیروها بین مولکول‌های قطبی و حتی بین یون‌های یونی نیز وجود دارد. اما در مقابل نیروهای دوقطبی یا دوقطبی یونی، بسیار ناچیز است و از آن صرف نظر می‌شود

عوامل موثر در قدرت نیروهای وان‌دروالس:

① قطبی بودن مولکول: مولکول ناقطبی < مولکول قطبی : نیروی جاذبه‌ی بین مولکولی و نقطه ذوب و جوش

(مثال) $HCl > H_2$

② جرم و حجم مولکول‌ها: در بین چند مولکول که همگی قطبی یا همگی ناقطبی باشند، هرچه جرم و حجم مولکولی بیشتر باشد، نیروهای جاذبه بین مولکولی قوی‌تر شده و نقطه ذوب و جوش آن بالاتر است.

(مثال) $I_2 > Cl_2$

سوال) بین دو گاز (CO و N_2) هم چنین (O_2 و Cl_2) کدام یک آسان‌تر به مایع تبدیل می‌شود؟ CO قطبی است و N_2 ناقطبی است. پس نیروی بین مولکولی CO قوی‌تر است. پس راحت‌تر حالا مایع شده به مایع تبدیل می‌شود.

نکته سوال ①: وقتی می‌گوییم مختصراً، پس نه یک اتم خنثی نمی‌توانیم آن را نسبت دهیم. بهمین دلیل وقتی آخرین زیرلایه ns است، پس زیرلایه s را از دست داده.

نکته سوال ②: آنیون یا کاتیون پایدار، دارای آرایش گازی است. پس باید دارای زیرلایه کامل p باشد. ← جواب $2p^6$ است.

مثلا $3s^2 3p^6$ { اتم خنثی $_{18}Ar$; کاتیون‌های $_{21}Sc^{3+}$, $_{20}Ca^{2+}$, $_{19}K^{+}$; آنیون‌های $_{15}P^{3-}$, $_{16}S^{2-}$, $_{17}Cl^{-}$ }

انرژی یونش (IE)

- انرژی یونش عبارتست از مقدار انرژی لازم برای کندن یک مول الکترون از یک مول اتم خنثی در حالت گاز و تولید یک مول یون یک بار مثبت (+1) گازی شکل.

$$X_{(g)} + \text{انرژی} \longrightarrow X^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad IE_1 \text{ انرژی نخستین یونش}$$

★ بسیار مهم است که ماده ما اتمی باشد (مثلا H_2O نباشد)، در حالت گازی باشد، و مقدار آن 1 مول باشد.

$$X^{+}_{(g)} + \text{انرژی} \longrightarrow X^{2+}_{(g)} + e^{-} \qquad IE_2 \text{ انرژی دومین یونش}$$

نهال NAHAL

توجه: نام برای به روش عدد گذاشتن برای همه ی اکسیدها نیتروژن استفاده می شود

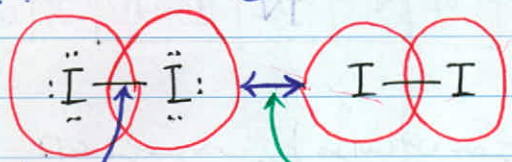
چون مثلاً نام های NO و NO_2 یکی می شود

نیروهای جاذبه بین مولکولی:

نیروهای جاذبه بین مولکولی هرچند هم قوی باشند، نسبت به پیوند بین اتم ها (که یونی یا کووالانسی است) بسیار ضعیف تر است.

خواص فیزیکی به نیروهای جاذبه بین مولکولی ربطی ندارد و به پیوند بین اتم ها ربط دارد.

تعریف نیروهای جاذبه بین مولکولی: برهم کنش میان دو مولکول مختلف از نوع جاذبه، نیروهای جاذبه بین مولکولی یا



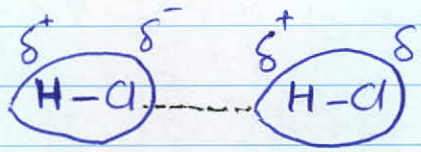
نیروهای واندروالس نامیده می شود

پیوند کووالانسی بین اتم ها

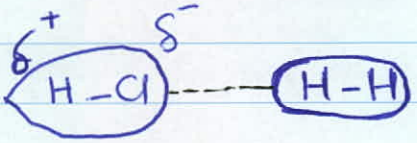
نیروهای جاذبه بین مولکولی

تقسیم بندی نیروهای جاذبه بین مولکولی:

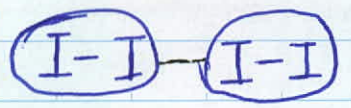
① دوقطبی - دوقطبی: وقتی که هر دو مولکول قطبی باشند



② دوقطبی - ناقطبی (دوقطبی - دوقطبی القایی):



③ ناقطبی - ناقطبی (دوقطبی القایی - دوقطبی القایی):

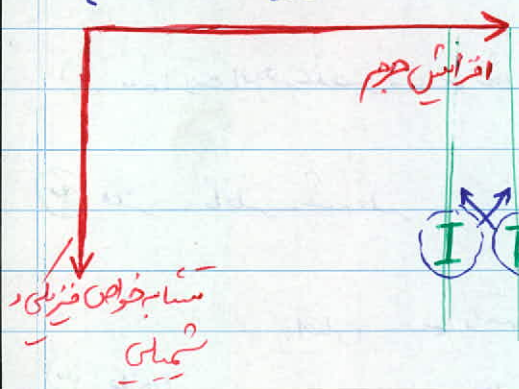


نهال
NAHAL

فصل ۲ ـ جدول تناوبی و روندهای تناوبی

جدول

مندلیف در ابتدا، جدولی را تدوین کرد که عناصر را بر حسب تشابه خواص فیزیکی و شیمیایی و سپس افزایش جرم اتمی مرتب کرد.



نقص‌ها: ۱) بی نظمی‌هایی دیده شد. مثلاً تلوریم و ید.

به این صورت که خواص آن‌ها شبیه گروه قبلی بود.

(هنگامی که بر حسب افزایش جرم جدول را می‌چینیم.)

Al

Ea ← ۶۸ ← آلومینیم

۲۳) جاهای خالی در جدول مثلاً زیر آلومینیم.

★ بعدها، Ea کشف شد و Ga نامیده شد. (مندلیف با توجه به این که در هر ردیف قرار دارند، توانسته بود قبل از کشف آن خواص فیزیکی و شیمیایی‌شان را تشخیص دهد.

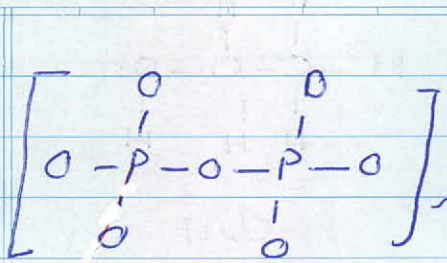
بی نظمی‌ها: این هفت عنصر، جرم اتمی نامنظم دارند.

۱۹K	۱۸Ar
۲۸Ni	۲۷Co
۵۳I	۵۲Te

قانون تناوبی: هرگاه عناصر بر حسب افزایش عدد اتمی مرتب شوند، خواص فیزیکی و شیمیایی آن‌ها به صورت تناوبی تکرار می‌شود.

نهال
NAHAL

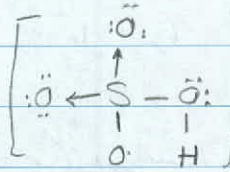
عدد اکسایش اتم‌ها مشخص شده.



عدد اکسایش فسفر $P_1 \rightarrow +5$

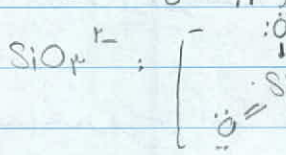
$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow +6$

$KHSO_4$ $\quad HSO_4^- :$



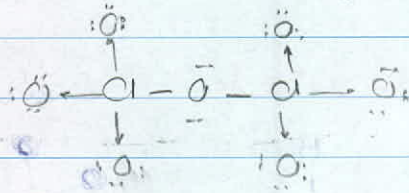
$\rightarrow +6$

Li_2SiO_4 $\quad SiO_4^{2-} :$



$\rightarrow +4$

Cl_2O_7



$\rightarrow +7$

روش اول نام گذاری: استفاده از پیشوندهای رایج.

تعداد	۱	۲	۳	۴	۵	۶	۷	۸
پیشوند مورد استفاده	مونو	دی	تری	تترا	پنتا	هگزا	هپتا	اوکتا

N_2O_5

دی نیتروژن پنتا اکسید

نکته: عنصر الکترونگاتیوتر در سمت راست فرمول / عنصر الکتروپوزیتیوتر در سمت چپ فرمول

نام ترکیب = تعداد عنصر سمت چپ + نام عنصر سمت چپ + تعداد عنصر سمت راست + نام عنصر سمت راست + پسوند
(با پسوند) (با پسوند)

نهال NAHAL

- خواص شیمیایی مشابه در یک گروه و عناصر آن، به این دلیل است که خواص شیمیایی و فیزیکی را الکترون‌های ظرفیتی تعیین می‌کنند. و همه‌ی عناصر موجود در یک گروه، الکترون‌های ظرفیتی برابر دارند.

تعیین گروه و دوره عنصرها در جدول تناوبی:

* هر آرایش الکترونی‌ای که با s یا p ختم می‌شود، به

← تعداد لایه‌های الکترونی اصلی (بزرگ‌ترین n در آرایش الکترونی) = شماره دوره یا تناوب

اگر آرایش الکترونی به زیرلایه s ختم شود: شماره گروه = مجموع e های $(n-1)d, ns$

$_{12}Mg: [_{10}Ne]\ 3s^2$ → گروه ② ، تناوب ③

$_{22}Ti: [_{18}Ar]\ 3d^2\ 4s^2$ → گروه ④ ، تناوب ④

اگر آرایش الکترونی به زیرلایه p ختم شود: شماره گروه = مجموع e های $ns + np$ + ۱۲

$_{33}As: [_{18}Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$ → گروه ⑮ ، تناوب ④

تعیین گروه

$_{24}Cr: [_{18}Ar]\ 3d^5\ 4s^1$ → تناوب: ④ ، گروه: ۱+۵=⑥

$_{51}Sb: [_{36}Kr]\ 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^3$ → تناوب: ⑤ ، گروه: ۱۲+۳=⑮

$_{86}Rn: [_{54}Xe]\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6s^2\ 6p^6$ → تناوب: ⑥ ، گروه: ۶+۱۲=⑱

نهال NAHAL

نکته ۴) در گروه‌های ۱۴ تا ۱۷ اختلاف پایین‌ترین و بالاترین عدد اکسایش برابر ۸ است.

۳	۴	۵	۶	۷	۸	۹	۱۰	۱۱	۱۲
Sc^{3+}	Ti	V	Cr^{2+} Cr^{3+}	Mn^{2+} Mn^{3+}	Fe^{2+} Fe^{3+}	Co^{2+} Co^{3+}	Ni^{2+} Ni^{3+}	Cu^{+} Cu^{2+}	Zn^{2+}

حداکثر عدد اکسایش = + (شماره گروه)

CrO_4^{2-} → +۶

MnO_4^{-} → +۷

?

انواع شیوه‌های نمایش ترکیب‌های مولکولی:

- فرمول تجربی: فرمولی که شامل ساده‌ترین نسبت صحیح اتم‌های سازنده‌ی یک ترکیب را نشان می‌دهد.

فرمول تجربی نامیده می‌شود

- فرمول مولکولی: نوع و تعداد واقعی اتم‌ها را در یک مولکول نشان می‌دهد. (فرمول تجربی) x = فرمول مولکولی

فرمالدهید ⟵ $CH_2O = x(CH_2O) \Rightarrow x=1$

اسید اسید ⟵ $C_2H_4O_2 = x(CH_2O) \Rightarrow x=2$

گلوکز ⟵ $C_6H_{12}O_6 = x(CH_2O) \Rightarrow x=6$

$$x = \frac{\text{جرم مولکولی}}{\text{جرم فرمول تجربی}}$$

↓

از روی فرمول تجربی محاسبه می‌شود

نهال NAHAL

تعیین ظرفیت عنصرهای گروه‌های اصلی:

شماره گروه‌های اصلی	۱	۲	۱۳	۱۴	۱۵	۱۶	۱۷	۱۸
لایه ظرفیت	ns^1	ns^2	ns^2np^1	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5	ns^2np^6
ظرفیت پایدار	۱	۲	۳	۴	۳	۲	۱	—
فرمول یون پایدار	M^+	M^{2+}	M^{3+}	—	M^{3-}	M^{2-}	M^{1-}	—

یون تشکیل نمی‌دهد.

نکته: منظور از ظرفیت یک اتم تعداد الکترون‌هایی است که برای رسیدن به پایداری مبادله می‌کند (می‌دهد یا می‌گیرد)

توجه ۱: اگر عنصر A با ظرفیت a و عنصر B با ظرفیت b، با هم ترکیب شوند، ترکیبی با فرمول $A_b B_a$ تشکیل می‌دهند.

توجه ۲: اگر a و b مقابل ساده کردن با یکدیگر باشند، تا حد ممکن آن‌ها را ساده می‌نیم و عدد ۱ را نمی‌نویسیم.

مثال: فرمول ترکیب حاصل از ترکیب دو عنصر $(_{14}A, _{34}B)$ و $(_{38}X, _{16}Y)$

$_{14}A$: گروه ۱۴، ظرفیت ۴

$_{34}B$: گروه ۱۶، ظرفیت ۲

ترکیب AB_2

$_{38}X$: گروه ۱۵، ظرفیت ۳

$_{16}Y$: گروه ۱۶، ظرفیت ۲

ترکیب Y_3X_2

NAHAL

یادداشت آورده

نکته (۲): درمیان عنصرهای جدول تناوبی، مهم‌ترین عنصرهایی که ترکیب‌های خود تنها دارای یک عدد اکسایش هستند به شرح زیر می‌باشند.

عنصر	فلزات قلیایی	فلزات قلیایی خاکی	B	Al	Sc	Zn	Ag	F
عدد اکسایش	+۱	+۲	+۳	+۳	+۳	+۲	+۱	−۱

سوال) عدد اکسایش اتم‌های مشخص شده؟

$K_2\underline{O}_4$: $2(+1) + 2O = 0 \Rightarrow O = -1$

$NH_4\underline{N}O_3$: $3(-2) + N = -1 \Rightarrow N = 5$

$\underline{Cu}^{+}\underline{N}O_3^{-}$: $Cu = +1$

$K^{+}(H\underline{C}O_3^{-})$: $+1 + C + 3(-2) = -1 \Rightarrow C = 4$

$\underline{S}_2O_7^{2-}$: $2S + 7(-2) = -2 \Rightarrow S = +6$

$(NH_4)_2^{+}\underline{C}_2O_4^{2-}$: $2C + 4(-2) = -2 \Rightarrow C = +3$

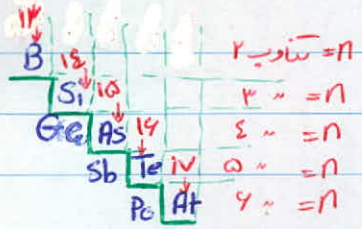
تفاوت عدد اکسایش با ظرفیت:

ظرفیت یک عنصر یا یون چنداتمی، نشان دهنده‌ی تعداد الکترون‌های به اشتراک گذاشته،

نهال NAHAL

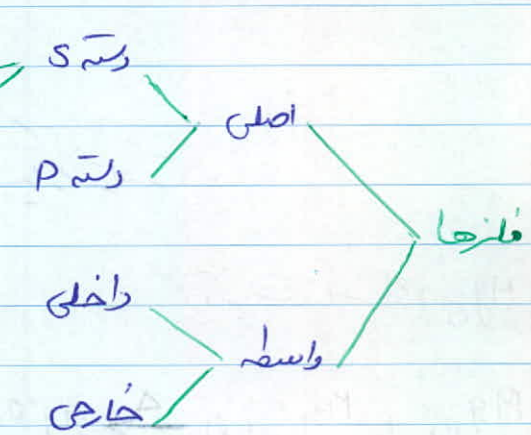
★ شبه فلزها شان در بلوک p قرار دارند یعنی آخرین e آنها به زیرلایه p وارد می‌شود

شکل قرارگیری آنها در جدول:



شبه فلزات:
① عناصری که گروه آنها از تناوب‌شان ۱۱ تا شیب‌تر باشد.
② به جز گروه ۱۳، در سایر گروه‌ها، عناصری که گروه آنها از تناوب‌شان ۱۰ تا کمتر است.

★ معروف‌ترین و پرکاربردترین شبه فلز، $_{14}Si$ است - از نظر براق بودن شبه‌فلزات و از نظر شکننده بودن، شبه نافلزات است. $_{14}Si$ نیمه‌رسانا است.



نهال
NAHAL

عدد اکسایش اکسیژن در پراکسیدها (O_2^{2-}) برابر -1 و در سوپراکسیدها (O_2^-) برابر $-\frac{1}{2}$ است.

توجه: پراکسیدها و سوپراکسیدها، فقط در ترکیب با هیدروژن، فلزات قلیایی و فلزات قلیایی خاکی مشتق می‌شوند.

ترکیب	H_2O	HNO_3	H_2SO_4	NO_2	Na_2O	Na_2O_2	KO_2
عدد اکسایش اکسیژن	-2	-2	-2	-2	-2	-1	$-\frac{1}{2}$
						پراکسید	سوپراکسید

استثناء ②: عدد اکسایش اکسیژن در OF_2، $+2$ و در O_2F_2، $+1$ است.

۶) عنصرهای گروه ۱۷ (هالوژن‌ها) در ترکیب‌های دوتایی با فلزها، همواره دارای عدد اکسایش -1 می‌باشند.

۷) هالوژن‌ها به جز یُد (I)، در پیوند با برمین در ترکیب‌هایی که آن دارای عدد اکسایش مثبت است، عدد اکسایش -1 است.

۸) برای یک ترکیب خنثی، مجموع اعداد اکسایش تمام اتم‌ها برابر صفر است.

$H_2\underline{S}O_4$: $2(+1) + S + 4(-2) = 0 \Rightarrow S = +6$

$K\underline{Mn}O_4$: $+1 + Mn + 4(-2) = 0 \Rightarrow Mn = +7$

نهال NAHAL

★ فراوان ترین فلز قلیایی خاکی، Ca_{20} (کلسیم) است.

قلیایی خاکی ها

Be بالاترین دمای ذوب — بریلیم

Ba پایین ترین دمای ذوب — باریم

هالوژن ها:

F_2
Cl_2
Br_2
I_2

کاهش واکنش پذیری ↓

قاعده طلایی:

★ در هالوژن ها، هالوژن بالایی می تواند هالوژن پایینی را از ترکیب خارج کند و خودش به جای آن می نشیند

$$Cl_2 + 2KBr \longrightarrow 2KCl + Br_{2(l)}$$

$$Cl_2 + 2KI \longrightarrow 2KCl + I_{2(s)}$$

$Br_{2(l)} + KCl \longrightarrow$ واکنش نمی دهد.

$Br_{2(l)} + 2KI \longrightarrow 2KBr + I_{2(s)}$

$I_{2(s)} + KCl \longrightarrow$ واکنش نمی دهد.

$I_{2(s)} + KBr \longrightarrow$ واکنش نمی دهد.

★ هالوژن ها نافلزند. پس دوست دارند الکترون بگیرند.

نهال NAHAL

تعیین عدد اکسایش با استفاده از ساختار لوئیس:

پس از رسم ساختار لوئیس الکترون‌ها یا نیروهای هر اتم متعلق به همان اتم است و در مورد الکترون‌های پیوندی به شرح زیر عمل می‌کنیم.

۱) برای هر جفت الکترون پیوندی بین دو اتم یکسان، یک الکترون به هر اتم تعلق می‌گیرد.

۲) برای هر جفت الکترون پیوندی میان دو اتم متفاوت، هر دو الکترون را به اتم الکترونگاتیوتر اختصاص می‌دهیم.

۳) الکترون‌های موجود اختصاص داده شده به هر اتم را شمارش کرده و از رابطه‌ی زیر عدد اکسایش هر اتم را تعیین می‌کنیم.

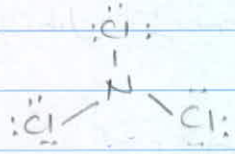
> تعداد الکترون‌های موجود − تعداد الکترون شمارش شده = عدد اکسایش اتم
> پس از ون اتم.

$$\text{عدد اکسایش S} = \text{گروه} + 6$$

$$\text{هر O} = -2$$

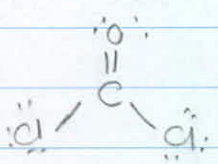
سوال) عدد اکسایش اتم مشخص شده در هر ترکیب را تعیین کنید.

NCl_3:



$\Rightarrow$ عدد اکسایش N $\Rightarrow$ تعداد الکترون‌ها $\rightarrow$ $= 0$

$COCl_2$:



$C = +4$

★ فلزات واسطه‌ی دسته‌ی d (خارجی) نسبت به فلزهای قلیایی و قلیایی خاکی [هم تناوب] نقطه ذوب و جوش بالاتری دارند، واکنش پذیری کمتری دارند.

★ تمام فلزات واسطه به جز جیوه (Hg) که مایع است، از فلزات قلیایی و قلیایی خاکی سختی بیشتری دارند.

لانتانیدها:

فلزاتی نرم هستند و نسبت به فلزات واسطه‌ی دیگر، واکنش پذیری بیشتری دارند.

اکتینیدها:

منحصر به فردترین و نگران کننده‌ترین اکتینیدها، پرتوزا یا رادیواکتیو بودن آن‌هاست.

★ بسیار ناپایدار هستند و ساختار هسته‌ی آن‌ها بسیار متفاوت است.

★ معروف‌ترین اکتینید، اورانیوم است.

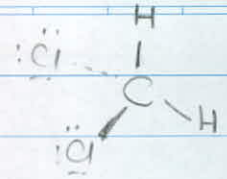
گازهای نجیب:

★ چون لایه‌ظرفیتشان کامل پر است، اصلا تمایل به واکنش پذیری نشستند.

★ از سه گاز نجیب اول (He, Ne, Ar) هیچ ترکیبی مشاهده نشده. ولی از سه تای بعدی (Kr, Xe, Rn) در آزمایشگاه ترکیباتی ساخته شده.

نهال
NAHAL

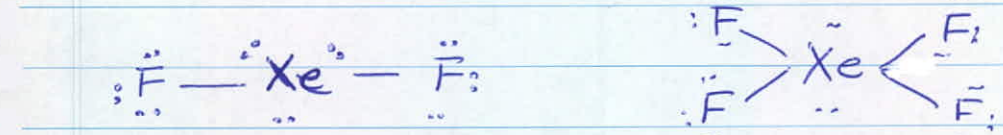
CH_2Cl_2



چهاروجهی نامتقارن ـ حدود ۱۰۹٫۵ ـ قطبی

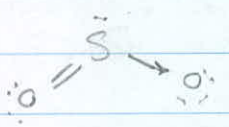
نکته ۱: دو مولکول PH_3 و NH_3 با وجود پیوندهای قطبی، به دلیل وجود جفت الکترون ناپیوندی روی اتم مرکزی، قطبی هستند.

نکته ۲: دو مولکول XeF_4 و XeF_2 با وجود جفت الکترون ناپیوندی روی اتم مرکزی، ناقطبی هستند. ساختار هندسی این دو مولکول در دوره‌ی دبیرستان بررسی نمی‌شود.



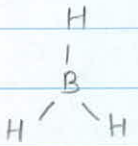
سوال) شکل هندسی، زاویه پیوندی و قطبیت

SO_2:



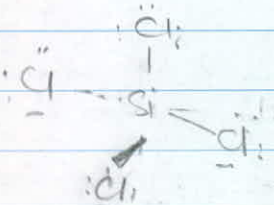
خمیده ـ کمتر از ۱۲۰° ـ قطبی

BH_3:

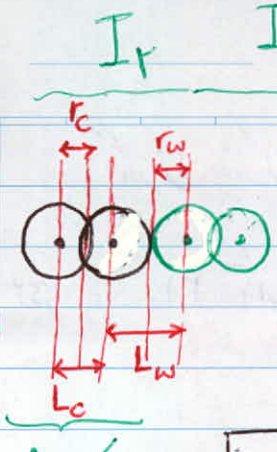


۳ ضلعی مسطح ـ ۱۲۰° ـ ناقطبی

$SiCl_4$:



چهاروجهی منتظم ـ ۱۰۹٫۵° ـ ناقطبی



شعاع اثر: شعاع کوواالانسی / شعاع واندروالسی

L_c: طول پیوند کوواالانسی

$r_c = \frac{L_c}{2}$: شعاع اتمی کوواالانسی

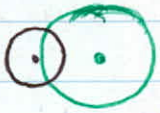
L_w: طول واندروالسی

$r_w = \frac{L_w}{2}$: شعاع واندروالسی

$r_w > r_c$ برای همه اتم‌ها

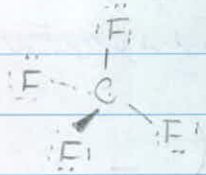
تعریف شعاع کوواالانسی: به نصف طول پیوند کوواالانسی یگانه میان دو اتم مشابه، شعاع کوواالانسی گفته می‌شود.

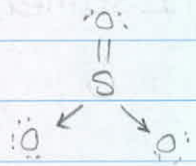
نکته: طول پیوند کوواالانسی بین دو اتم مختلف A و B را می‌توان از روی مجموع شعاع‌های اتمی کوواالانسی آن‌ها به دست آورد.



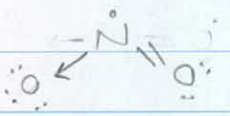
$$L_c = r_{c_{\text{اتم اول}}} + r_{c_{\text{اتم دوم}}}$$

نهال
NAHAL

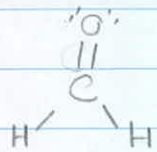
CF_4:  ۱۰۹٫۵° — هندسی سطح — غیرقطبی

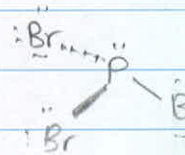
SO_3:  مسطح ۳ ضلعی — ۱۲۰° — غیرقطبی

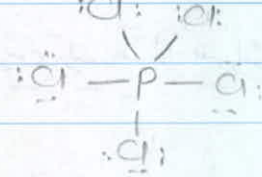
CS_2: خطی — ۱۸۰° — غیرقطبی

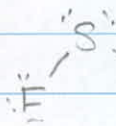
NO_2:  خمیده — ۱۸۰° تا ۱۲۰° — قطبی

HCN: خطی — ۱۸۰° — قطبی

CH_2O:  مسطح ۳ ضلعی حدود ۱۲۰° — قطبی

PBr_3:  هرم با قاعده ۳ ضلعی — کمتر از ۱۰۹٫۵° — قطبی

PCl_5:  نامعلوم

SF_4:  خمیده — کمتر از ۱۰۹٫۵ درجه — قطبی

نهال
NAHAL

- در یک دوره از جدول تناوبی از چپ به راست، اثر پوششی الکترون های درونی ثابت است، زیرا اثر پوششی مربوط به لایه های درونی است که در یک دوره تغییری نمی کنند.

- بار موثر هسته روی الکترون های ظرفیتی از چپ به راست افزایش پیدا می کند. زیرا تعداد پروتون ها بیشتر می شود و بار مؤثر هم افزایش می یابد.

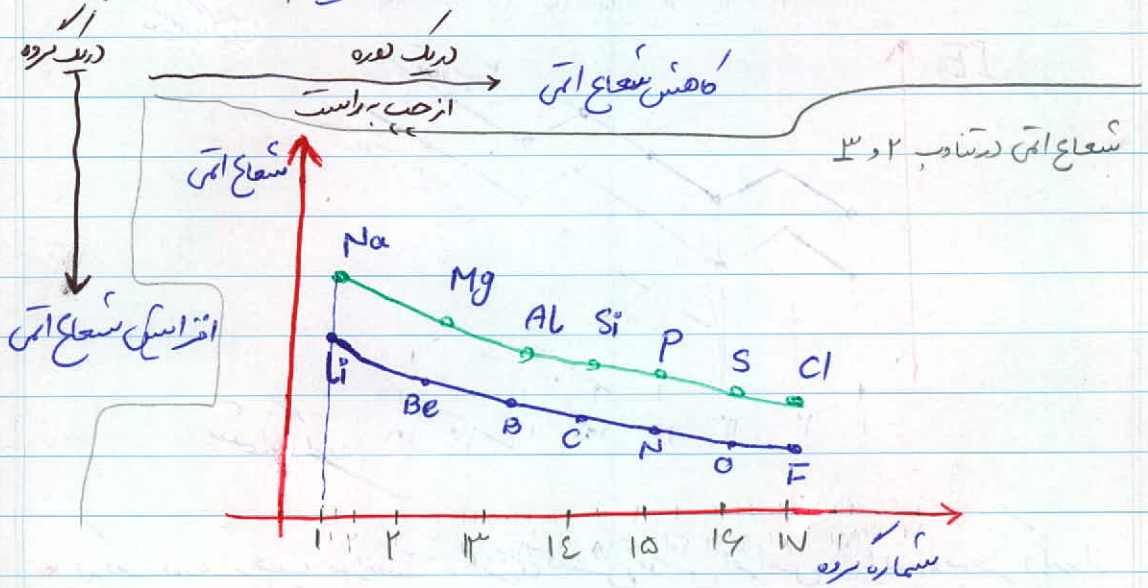
روند تناوبی شعاع اتمی

۱- تعداد لایه های الکترونی اصلی ↑ ⟸ شعاع ↑ (اولویت اول مقایسه)

۲- بار موثر هسته روی الکترون های ظرفیتی ↑ ⟸ شعاع ↓ (اولویت دوم مقایسه)

در یک دوره ← از چپ به راست: کاهش شعاع اتمی

در یک گروه ↓: افزایش شعاع اتمی



مولکول قطبی: نامتقارن

" غیرقطبی: متقارن

برای تقارن:

۱ـ اتم مرکزی نباید جفت الکترون ناپیوندی داشته باشد.

۲ـ اتم‌های اطراف باید یکسان باشند.

نکته ۱: در مولکول‌های دواتمی هسته‌ای (H₂، F₂، Cl₂، ...) پیوند غیرقطبی است

اما در مولکول‌های دواتمی ناهسته‌ای (HCl، FCl، ...) پیوند قطبی است.

نکته ۲: در هیدروکربن‌های آلی (ترکیباتی که فقط از C و H تشکیل شده‌اند) پیوند قطبی است.

نکته ۳: اکسیژن O_2 تنها مولکولی است که با وجود داشتن پیوندهای غیرقطبی در کل قطبی است.

اتم‌هایی که نباید اتم مرکزی باشند:

N_2F_2 :

:F—N=N—F: ✗

گروه	۱	۲	۱۳	۱۴	۱۵	۱۶	۱۷	۱۸
آرایش الکترون آخرین زیرلایه	ns^1	ns^2	np^1	np^2	np^3	np^4	np^5	np^6

گروه ۲: ns^2

گروه ۱۳: $ns^2\ np^1$

گروه ۱۵: $ns^2\ np^3$

گروه ۱۶: $ns^2\ np^4$

این بی‌نظمی اول برای این است که اتم عناصر دارد از گروه ۳ به ۲ برسد تا زیرلایه پر داشته باشد.

بی‌نظمی دوم ″ ″ ″ ″ ″ عناصر دارد از گروه ۱۶ به ۱۵ برسد تا زیرلایه آخرش نیم پر شود.

IE_1: ۱۸ > ۱۷ > ۱۵ > ۱۶ > ۱۴ > ۲ > ۱۳ > ۱

(شماره گروه) p^6 p^5 p^3 p^4 p^2 s^2 p^1 s^1

(+۱) p^5 p^4 p^2 p^3 p^1 s^1 s^2 p^6

IE_2: ۱ > ۱۸ > ۱۶ > ۱۷ > ۱۵ > ۱۳ > ۱۴ > ۲

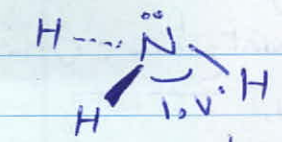
(+۱) (+۱) (+۱) (+۱) (+۱) (+۱) (+۱) (+۱)

IE_3: ۲ > ۱ > ۱۷ > ۱۸ > ۱۶ > ۱۴ > ۱۵ > ۱۳

- هر یک گروه از بالا به پایین، شعاع یونی افزایش پیدا می‌کند. همان طور که شعاع یون حتی (کووالانسی) افزایش می‌کند.

۳-۴) یک قلمرو ناپیوندی - سه قلمرو پیوندی شکل هندسی: هرم با قاعده‌ی ۳ ضلعی

PH_3 ، NH_3



زاویه پیوندی: کمتر از ۱۰۹٫۵ درجه

فقط در این مورد زاویه ۱۰۷ درجه است

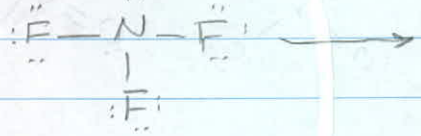
۴-۴) دو قلمرو پیوندی - دو قلمرو ناپیوندی شکل هندسی: خمیده

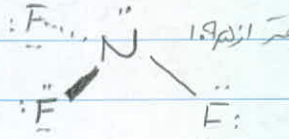
زاویه پیوندی: کمتر از ۱۰۹٫۵ درجه

OF_2 ، Cl_2O ، SCl_2 ، H_2S ، ...

سوال) شکل هندسی و زاویه پیوندی گونه‌های زیر را تعیین کنید.

NF_3:





زاویه پیوندی کمتر از ۱۰۹٫۵

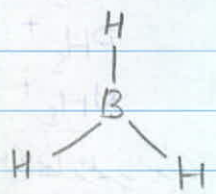
شکل هندسی: چهاروجهی با قاعده سه ضلعی

$BeCl_2$:

خطی

۱۸۰°

BH_3:



مسطح سه ضلعی

۱۲۰°

نهال
NAHAL

الکترونگاتیوی :

- خاصیتی است که در اتم وجود دارد و میزان تمایل نسبی یک اتم را در کشیدن جفت الکترون پیوندی به سمت هسته‌ی خود نشان می‌دهد.

الکترونگاتیوی بیشتر ← الکترونگاتیوتر

الکترونگاتیوی کمتر ← الکترون‌پذیرتر

↑ الکترونگاتیوی ← ↑ خصلت نافلزی

در یک دوره از چپ به راست (افزایش الکترونگاتیوی)

در یک گروه از بالا به پایین (کاهش الکترونگاتیوی)

- از آنجایی که الکترونگاتیوی در هنگام شکل پیوند محاسبه می‌شود، پس برای گازهای نجیب، الکترونگاتیوی تعریف نمی‌کنیم.

الکترونگاتیوی H < الکترونگاتیوی Cl

- چون این یک مقیاس نسبی است، به الکترونگاتیوترین عنصر ($_9F$)

و به الکترون‌پذیرترین عنصر، ($_{55}Cs$) [یا چشم‌پوشی از فرانسیوم]

عدد ۱۷ را نسبت می‌دهند.

الکترونگاتیوی

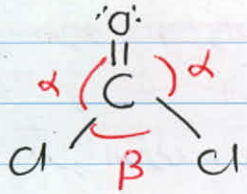
۱۷

۱

۱۹

(گروه ۱ دوره تناوبی)

عدد اتمی



اندازه زاویه : $\alpha > \beta$

زاویه پیوندی : به زاویه‌ای که سه اتم یا گروه اتمی با یکدیگر می‌سازند، زاویه پیوندی گفته می‌شود که حداکثر می‌تواند 180° باشد.

نظریه‌ی VSEPR : (دافعه‌ی جفت الکترون‌های لایه‌ظرفیت)

مطابق این نظریه قلمروهای الکترونی تا حد ممکن دور از یکدیگر قرار می‌گیرند.

① مولکول‌های دواتمی : $H-H$ ← ساختار خطی دارند.

(H_2 ، Cl_2 ، O_2 ، F_2 ، HCl ، CO ، ...)

② دو قلمرو الکترونی پایه‌ی : ← $B-\underbrace{A}_{180^\circ}-B$

شکل هندسی : خطی زاویه پیوندی : 180°

مثال) $:\ddot{Cl}-Be-\ddot{Cl}:$ ، $\ddot{O}=C=\ddot{O}$ ، $H-C\equiv N:$

$:N\equiv O \rightarrow \ddot{O}:$

نهال NAHAL

گفتار ۳:

یون و ترکیب‌های یونی:

پایداری ↑ ⇄ واکنش‌پذیری ↓

★ همه گازهای نجیب به جز هلیم آرایش $ns^2 np^6$ یعنی دارای هشت الکترون در لایه آخر خود هستند.

$_2He: 1s^2$

گازهای نجیب: $ns^2 np^6$ — هشت‌تایی پایدار

شماره گروه	۱	۲	۱۳	۱۴	۱۵	۱۶	۱۷
بار یون پایدار	$1+$	$2+$	$3+$		$3-$	$2-$	$1-$

یون تشکیل نمی‌دهد.

در تشکیل یون همه اتم‌ها تمایل دارند که آرایش الکترونی خود را به گاز نجیب یا (اکتت) قاعده هشتایی برسند.

آرایش ۸تایی

بر اساس این قاعده، همه عنصرهایی که یون تشکیل می‌دهند (به جز H تا عنصر اول) به

تبدیل می‌شوند:

در شرایط خاص، فقط قلع و سرب می‌توانند $+4$ شوند. در غیر این صورت بار $+4$ نداریم.

$_{11}Na: [_{10}Ne]\,3s^1 \xrightarrow{e^-} Na^+: [_{10}Ne]$

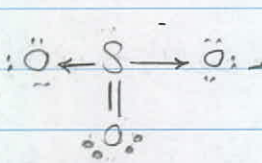
$_{17}Cl: [_{10}Ne]\,3s^2 3p^5 \Rightarrow Cl^-: [_{18}Ar]$

نهال NAHAL

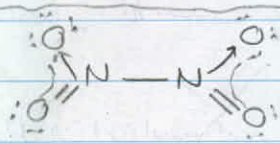
سوال) در کدام ساختار هیبرید رزونانسی وجود دارد؟ مرتبه‌ی پیوند را در آن‌ها تعیین کنید.

الف) SO_2 ب) $COCl_2$ ج) N_2O_4 د) NO_2

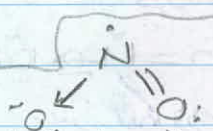
ها- $COCl_2$ هیبرید ندارد



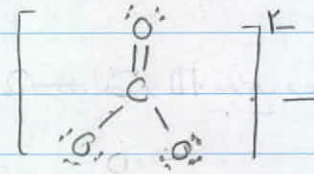
مرتبه = $\frac{4}{3}$



مرتبه = $\frac{3}{4}$



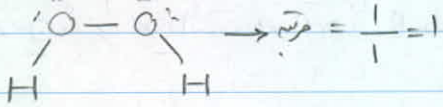
مرتبه = $\frac{3}{2} = 1.5$



مرتبه = $\frac{4}{3}$

سوال) طول پیوند اتین - اتن، در O_2، H_2O_2 و O_3 را مقایسه کنید.

ساختار هیبرید رزونانسی:



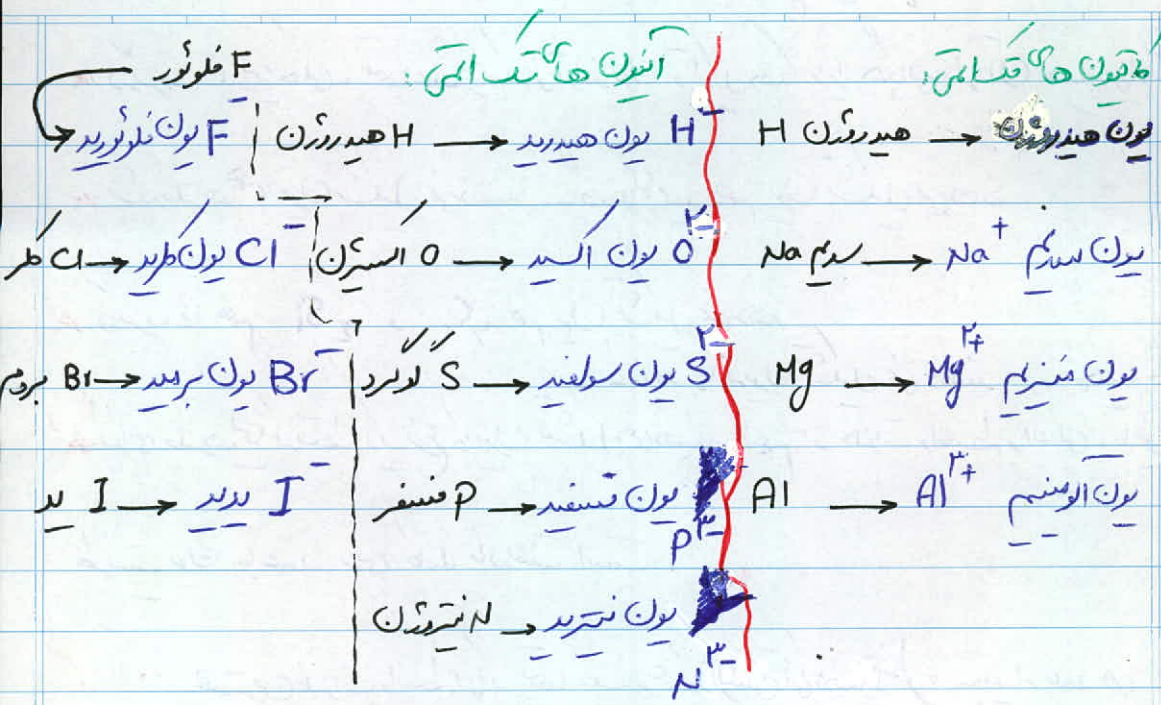
مرتبه = $\frac{1}{1} = 1$

مرتبه = 1.5

مرتبه = $\frac{2}{1} = 2$

مرتبه و انرژی پیوند: $O_2 > O_3 > H_2O_2$

طول پیوند: $O_2 < O_3 < H_2O_2$



★ هیدروژن تنها اتمی است که هم می تواند کاتیون شود و هم آنیون.

ظرفیت

یون هایی دارای دو نوع ظرفیت:

$1+, 2+$	$2+, 3+$						$2+, 4+$			
Cu	Fe		Cr		Co		Ni		Mn		Sn		Pb	
Cu^{+}	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Cr^{2+}	Cr^{3+}	Co^{2+}	Co^{3+}	Ni^{2+}	Ni^{3+}	Mn^{2+}	Mn^{3+}	Sn^{2+}	Sn^{4+}	Pb^{2+}	Pb^{4+}
مس (I)	مس (II)	آهن (II)	آهن (III)	کروم (II)	کروم (III)	کبالت (II)	کبالت (III)	نیکل (II)	نیکل (III)	منگنز (II)	منگنز (III)	قلع (II)	قلع (IV)	سرب (II)	سرب (IV)
کوپریک	کوپرو	فرو	فریک	کرومو	کرومیک	—	—	—	—	—	—	استانو	استانیک	—	—

نهال NAHAL

مثال) در $\frac{1}{2}$ مولکول SO_2Cl_2 تعداد کل الکترون ها چندتاست؟ $\left[{}_{16}S \cdot {}_{8}O \cdot {}_{17}Cl \right]$

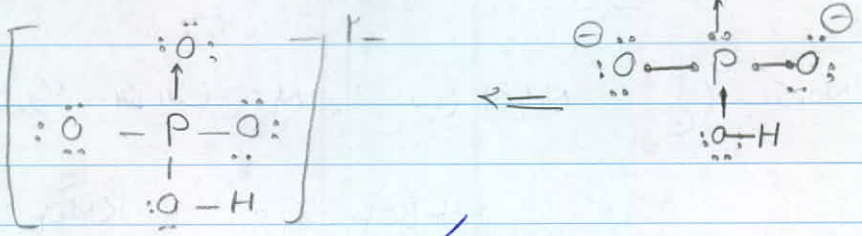
$16 + 2\times8 + 2\times17 = 16+16+34 = 66$

* نیازی به رسم ساختار لوویس نیست.

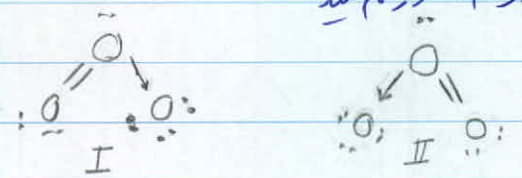
بار با علامت جبری + مجموع عددهای عام اتم‌ها = تعداد کل الکترون‌های یک یونه

سوال) تعداد الکترون‌های پیرامون اتم‌ها در HPO_4^{2-} را تعیین کنید

$1+5+(6\times2)-(-2) = 32$

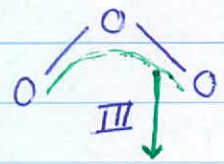


سوال) ساختار لوویس متفاوت از O_3 رسم کنید



I و II : ساختارهای رزونانسی اوزون

III : هیبرید رزونانسی اوزون



ابر الکترونی بین سه اتم اکسیژن پخش شده است.

* در ساختار هیبرید رزونانسی، طول الکترون ناپیوندی را نمی گذاریم.

گروه ۱۶ : سه تک اتمی : O^{2-} اکسید ، S^{2-} سولفید

O_2^{2-} : پراکسید | HS^- : یون هیدروژن سولفید | SO_4^{2-} : سولفات

O_2^- : سوپراکسید | HSO_4^- : هیدروژن سولفات | SO_3^{2-} : سولفیت

OH^- : هیدروکسید | HSO_3^- : هیدروژن سولفیت.

گروه ۱۵ : سه تک اتمی : N^{3-} نیترید ، P^{3-} فسفید

N^{3-} : آزید | PO_4^{3-} : فسفات

NO_3^- : نیترات | HPO_4^{2-} : هیدروژن فسفات

NO_2^- : نیتریت | $H_2PO_4^-$: دی هیدروژن فسفات.

★ H همیشه یا بار مثبت به ترکیب اضافه می‌شود و از بار منفی آن می‌کاهد.

$PO_4^{3-} \xrightarrow{+H^+} HPO_4^{2-} \xrightarrow{+H^+} H_2PO_4^-$

NH_4^+ : آمونیوم

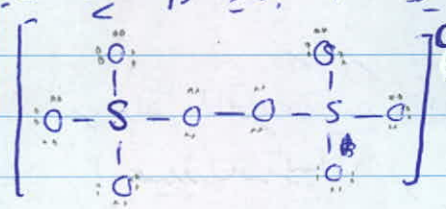
گروه ۱۴ :

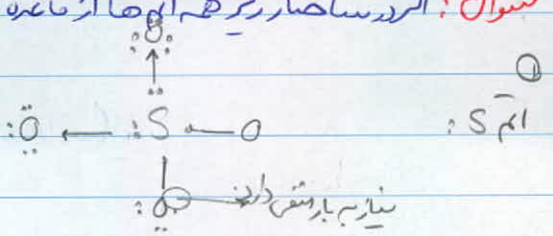
C_2^{2-} : کاربید | CO_3^{2-} : کربنات | CH_3COO^- یا $C_2H_3O_2^-$: استات

CN^- : سیانید | HCO_3^- : هیدروژن کربنات

نهال NAHAL

سوال: اگر در ساختار زیر همه اتم‌ها از قاعده اولکت پیروی کنند، بار یون (q) چند است؟





دو تا از این‌ها داریم ⟸ -2 است.

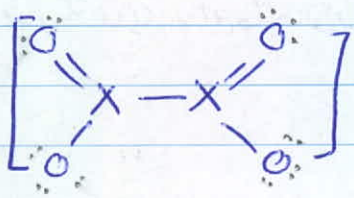
① در کل ۶۰ الکترون از خود دارند ⟸ $6 \times 10 = 60$ ← الکترون‌هایی که دوران دارند

$$\Rightarrow 60 - 62 = -2$$

۱۸ الکترون پیوندی ⟸ دیده می‌شوند $= 62$ تا
$(8+36)$ الکترون ناپیوندی

مجموع الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی - مجموع رعایت کنان شماره گروه = بار یون چند اتمی
اتم‌ها

سوال: اگر در ساختار زیر همه‌ی اتم‌ها به قاعده اولکت رسیده باشند، شماره گروه اتم X؟



$$q = -2 = (6 \times 4 + 2x) - (20 + 14)$$
$$\Rightarrow 2x = 8 \Rightarrow x = 4 \longrightarrow \text{گروه } 14$$

سدیم سولفات ⟶ Na^+ SO_4^{2-} ⟹ Na_2SO_4

سدیم پراکسید ⟶ Na^+ O_2^{2-} ⟹ Na_2O_2 (ساده نمی‌کنیم!!)

نکته: در ترکیباتی مانند سدیم پراکسید که زیروند ۲ ، متعلق به خود آنیون است،

نباید زیروندها را ساده کنیم.

نام گذاری ترکیب‌های یونی:

نام ترکیب یونی: نام کاتیون + نام آنیون

$CaCrO_4$ ⟶ کلسیم کرومات — $CuSO_4$ ⟶ کوپریک سولفات (مس (II) سولفات)

Ca^{2+} $(CrO_4)^{2-}$ — Cu^{2+} SO_4^{2-}

KNO_3 ⟶ پتاسیم نیترات — $CuNO_3$ ⟶ کوپرو نیترات (مس (I) نیترات)

$KHSO_4$ ⟶ پتاسیم هیدروژن سولفات — $Ca(ClO_3)_2$ ⟶ کلسیم کلرات

$(NH_4)_2S$ ⟶ آمونیوم سولفید — $Al_2(SO_4)_3$ ⟶ آلومینیم سولفات

$CrPO_4$ ⟶ کرومیک فسفات — $NH_4H_2PO_4$ ⟶ آمونیوم دی هیدروژن فسفات

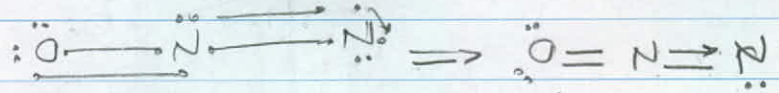
$FeSO_4$ ⟶ فرو سولفیت — Na_2SiO_3 ⟶ سدیم سیلیکات

NAHAL

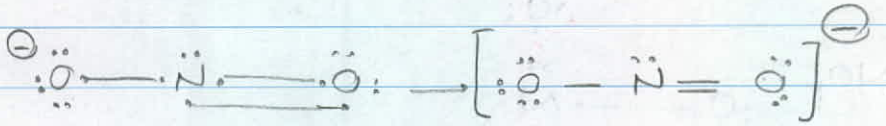
★ در NO_2 ، N دلیل دهد چون اولین بار O در اولویت است.

NO_2

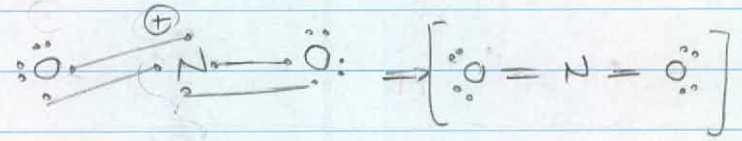
N_2O



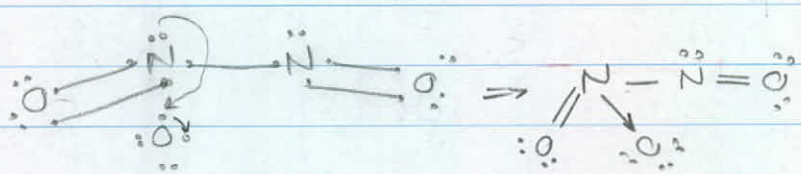
NO_2^-



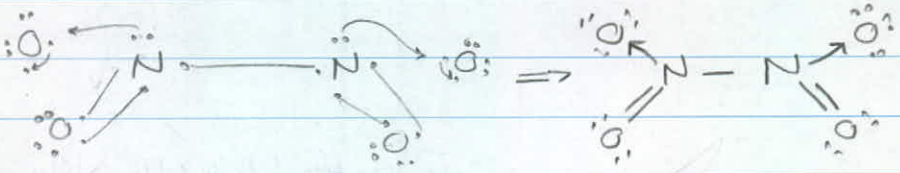
NO_2^+



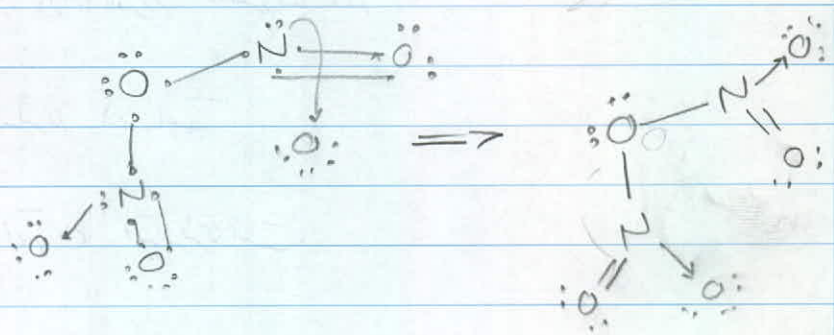
N_2O_3



N_2O_4



N_2O_5



HNO_3 نیتریک اسید — H_2CO_3 کربنیک اسید

HNO_2 نیترو اسید — H_2SO_3 سولفوریک اسید

H_2SO_4 سولفوریک اسید

نام گذاری ترکیب های دوتایی هیدروژن ـ نافلز :

① اگر حالت فیزیکی گاز (g) بود، نام ترکیب : هیدروژن + نام نافلز + پسوند ـید

مثال : $HCl_{(g)}$: هیدروژن کلرید

② اگر حالت فیزیکی محلول در آب (aq) بود نام ترکیب : هیدرو + نام نافلز + پسوند ـیک + اسید

مثال : $HCl_{(aq)}$: هیدروکلریک اسید.

$HF_{(g)}$: هیدروژن فلوئورید — $HF_{(aq)}$: هیدروفلوئوریک اسید

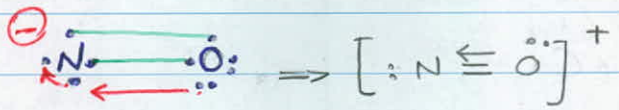
$HBr_{(g)}$: هیدروژن برومید — $HBr_{(aq)}$: " برومیک اسید

$HI_{(g)}$: " یدید — $HI_{(aq)}$ " یدیک اسید

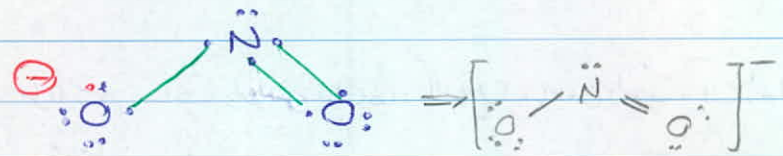
$H_2S_{(g)}$ " سولفید — $H_2S_{(aq)}$ " سولفوریک اسید

نهال NAHAL

NO^+



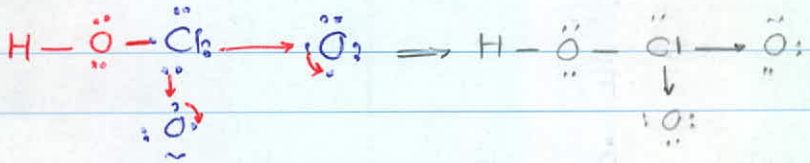
NO_2^-



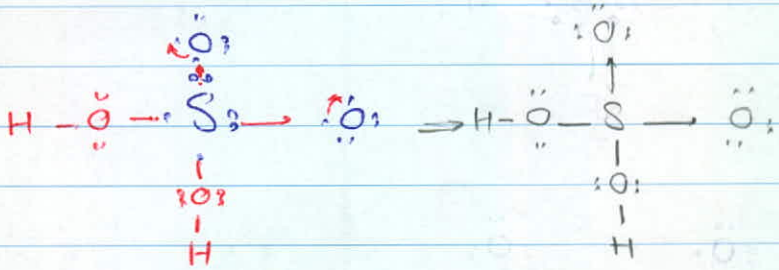
قدم ششم: برای رسم ساختار لوویس اسیدهای اکسیژن دار ابتدا اتم‌های مرکزی را رسم کرده و سپس به تعداد هیدروژن‌های موجود در فرمول OH با پیوند یگانه $(H-\ddot{O}\cdot)$ به الکترون‌های منفرد اتم مرکزی وصل می‌کنیم. سپس اتم‌های باقی مانده را براساس قواعد قبلی، پیوند می‌دهیم.

اسید اکسیژن دار: $H_m(\text{نافلز})O_n$

$HClO_3$



H_2SO_4



خصلت یونی پیوند:

- هرچه اختلاف الکترونگاتیوی بین دو اتم بیشتر باشد، خصلت یونی پیوند بین آن دو بیشتر است.

مثال: $NaF > NaCl$ ⟹ خصلت یونی پیوند: $NaF > NaCl$ — اختلاف الکترونگاتیوی: $Na, F > Na, Cl$

خواص مشترک پیوندهای یونی:

۱- دمای آنات جامد هستند

۲- از شبکه های بلوری منظم تشکیل شده اند.

۳- نقطه ذوب و جوش بالایی دارند.

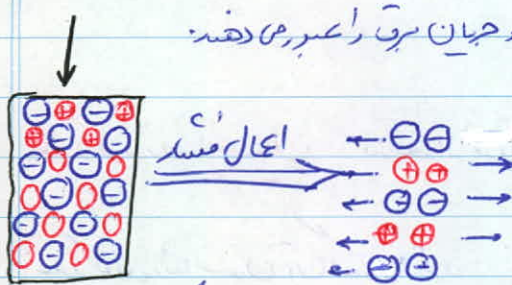
۴- ترکیبات یونی در حالت جامد، رسانا نیستند.

۵- ترکیب یونی حتماً است.

۶- سخت و شکننده هستند

خاصیت ⑥ ، (سخت و شکننده بودن) — مازمانی در نیروی به اندازه ی پیوند یونی به آن ها وارد نشود، سخت هستند و مقاومت می کنند ولی در اثر اعمال نیروی بیشتر، خم نمی شوند و تغییر شکل نمی دهد بلکه خرد می شوند.

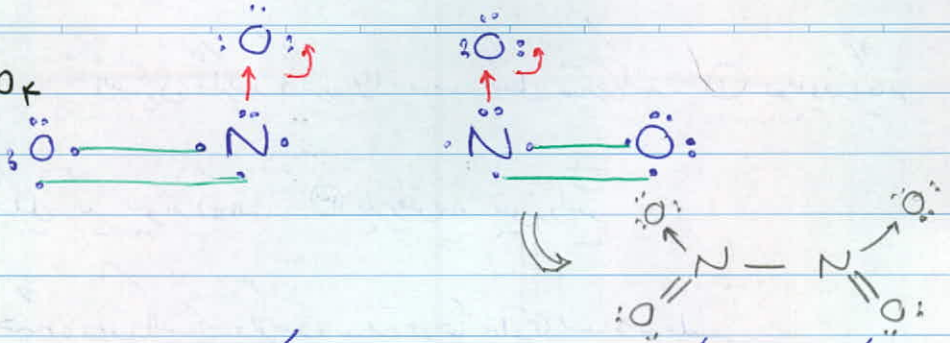
۷- در حالت محلول یا به حالت مذاب، رسانا شده و جریان برق را عبور می دهند.



۸- ترکیب های یونی متشکل از میلیاردها کاتیون و آنیون یک شبکه بلور خنثی تشکیل می دهند و واحدهای مستقل در آن ها به صورت مولکول در آن ها وجود ندارد.

نهال
NAHAL

N_2O_4

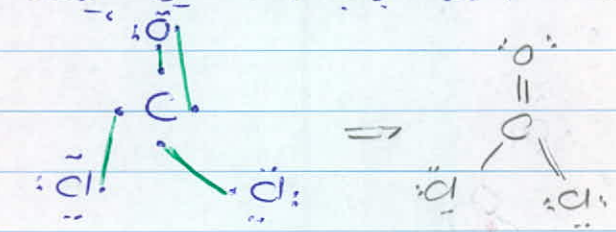


قدم چهارم: اگر اطراف اتم مرکزی هم هیدروژن و هالوژن و هم اکسیژن وجود داشته باشد،

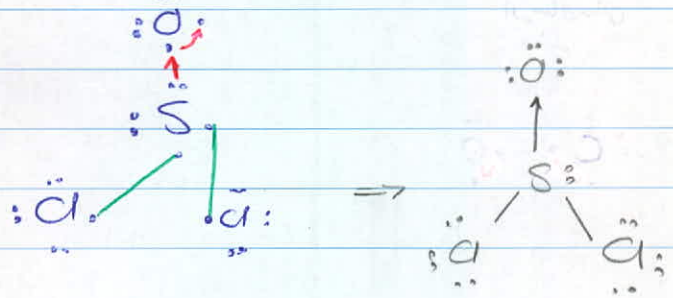
ابتدا هیدروژن و هالوژن ها را با پیوند یگانه به الکترون های متعلق به اتم مرکزی وصل می کنیم سپس

با توجه به الکترون های باقی مانده اتم مرکزی، برمبنای رفتار اکسیژن، پیوند دوگانه یا دایتوروسیم می کنیم.

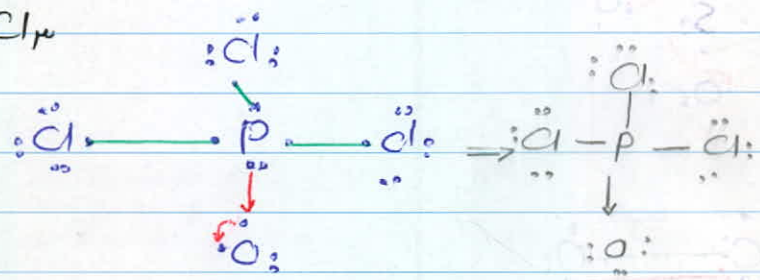
$COCl_2$:



$SOCl_2$



$POCl_3$



نهال
NAHAL

به طور مثال عدد کوئوردیناسیون Na در NaCl ، ۶ است. در NaCl ، عدد کوئوردیناسیون Cl هم ۶ است.

✗ اگر بار کاتیون و آنیون دیون برابر نباشد، عدد کوئوردیناسیون آن‌ها برابر نیست.

- به علت لستردلی نیروها در عام جهت‌ها در شبکه‌ی بلور، محاسبات نشان می‌دهد هر جا به‌ای به هر یون در شبکه بلور احساس می‌کند، ۱/۷۶ برابر یک جفت‌یون تنهاست (فقط در NaCl)

تعریف انرژی شبکه بلور:

- مقدار انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون‌های گازی سازنده‌ی آن، انرژی شبکه بلور نامیده می‌شود.

مثال: $Na^+_{(g)} + Cl^-_{(g)} \longrightarrow 1\ mol\ NaCl_{(s)} +$ انرژی شبکه بلور NaCl

$MgCl_2$: $Mg^{2+}_{(g)} + 2Cl^-_{(g)} \longrightarrow 1\ mol\ MgCl_2 +$ انرژی شبکه بلور $MgCl_2$

هرچه انرژی شبکه بلور بیشتر باشد، پیوند یونی قوی‌تر است.

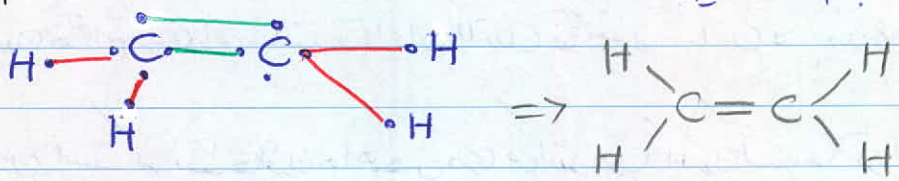
برای مقایسه انرژی شبکه بلور به ترتیب اولویت:

① باریون‌ها: هرچه مجموع قدرمطلق بارهای کاتیون و آنیون بیشتر باشد، انرژی شبکه بیشتر است.

NAHAL

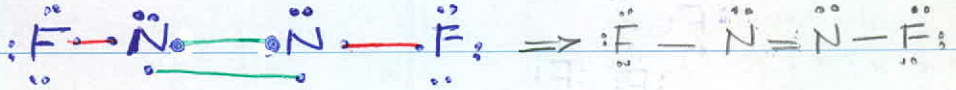
نکته: اگر در ساختاری تعداد اتم مرکزی بیش از ۱ بود، (مثل C_2H_2) ابتدا اتم‌های کناری را به اتم‌های مرکزی وصل می‌کنیم، سپس بر اساس تعداد الکترون‌های مقرر باقی‌مانده، اتم‌های مرکزی را به هم وصل می‌کنیم

C_2H_4

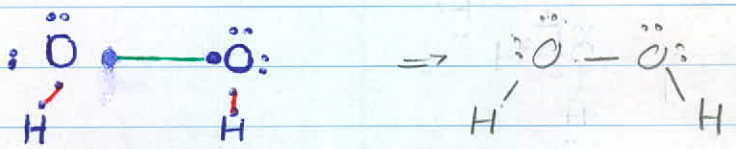


C_2H_2

N_2F_2



H_2O_2



KBr و NaCl است زیرا چون هم شعاع Na از K کمتر و هم Cl از Br کمتر است،

پس انرژی شبکه بلورهای NaCl > KBr اما در نقطه‌های جوش، برعکس است و

نقطه‌های جوش NaCl < KBr

نمک‌های متبلور (آبپوشیده):

هنگام تشکیل بیشتر بلورهای یونی، در میان آنیون و کاتیون در شبکه بلوری حفره‌هایی بوجود می‌آیند که هنگام ترکیب با آن، مولکول‌های آب می‌توانند در این حفره‌ها جایگیرند.

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ ⟶ مس (II) سولفات ۵ آبه

$BaCl_2 \cdot 2H_2O$ ⟶ باریم کلرید ۲ آبه

تعداد مولکول آب در یک واحد فرمولی

مراحل رسم ساختار لوویس:

① در رسم ساختار لوویس تا حد ممکن هیچ اتمی نباید الکترون منفرد داشته باشد.

② تا حد ممکن باید همه‌ی اتم‌ها (به جز هیدروژن) از قاعده‌ی ۸ تایی (اکتت) پیروی کنند

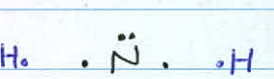
توجه: در موارد نادر می‌شود از دو قانون فوق تخطی کنیم

شناسایی اتم مرکزی: اتم مرکزی در یک یون معمولا اتمی است که تعداد آن از بقیه کمتر باشد. اگر دو یا چند اتم تعدادشان از بقیه کمتر بود، اتمی را انتخاب می‌کنیم که الکترونگاتیوی کمتری داشته باشد. همچنین توجه داشته باشید که اتم هیدروژن دارای ظرفیت 1 است و هیچ‌گاه به عنوان اتم مرکزی قرار نمی‌گیرد

$\underline{N}H_3$ $\quad$ $S_2\underline{O}Cl_2$ $\quad$ $\underline{P}OCl_3$

قدم اول: ساختار الکترون نقطه‌ای اتم مرکزی را رسم کرده و با مدل الکترون نقطه اتم‌های کناری آن را تکمیل می‌کنیم.

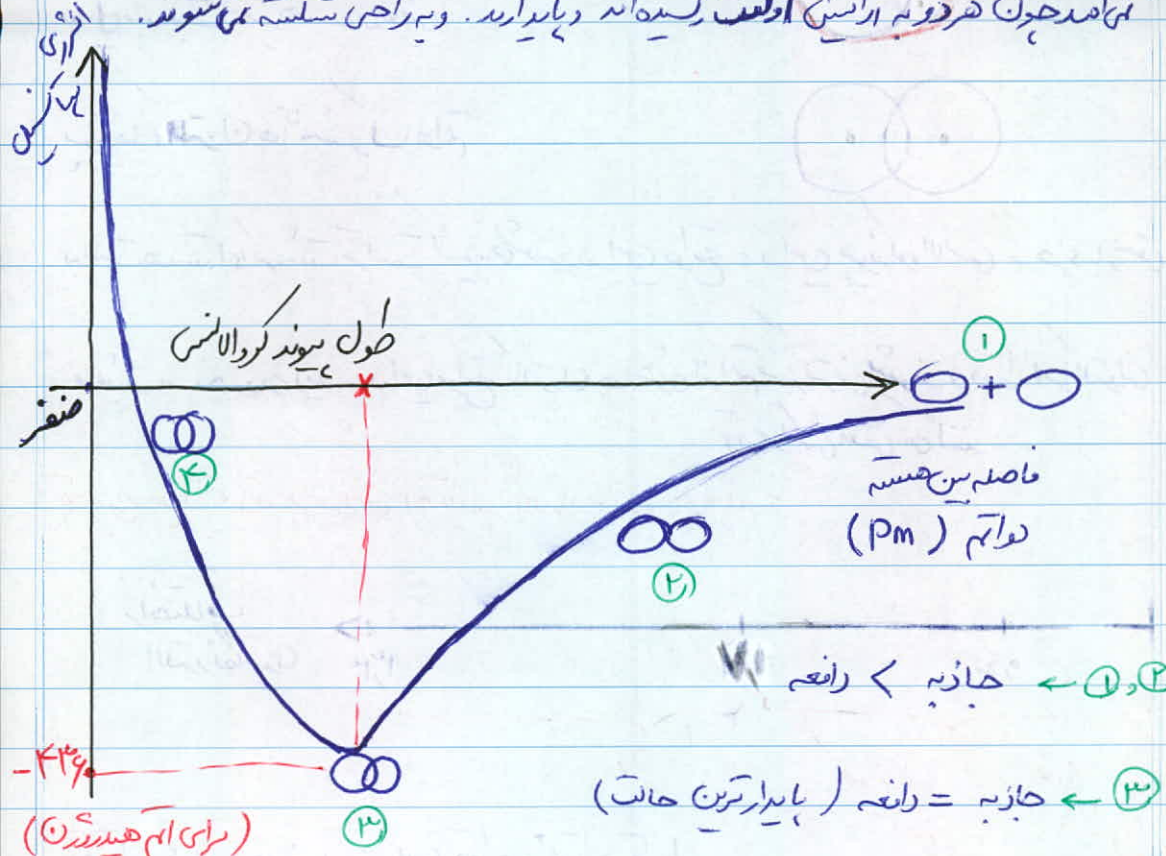
NH_3:



قدم دوم: هیدروژن و هالوژن‌ها، اگر اتم کناری باشند، یک ظرفیت عمل کرده و با پیوند یگانه به الکترون‌های منفرد اتم مرکزی وصل می‌شوند.

نهال NAHAL

چون جاذبه = دافعه است پس باید پیوند شکسته شود اما این اتفاق نمی‌افتد چون هر دو به آرایش پایدار رسیده‌اند و پایدارند. و به راحتی شکسته نمی‌شوند.



① + ① ← دافعه > جاذبه

③ ← جاذبه = دافعه (پایدارترین حالت)

④ ← دافعه > جاذبه

انرژی پیوند : دهیدروژن ← انرژی پیوند = 436

(انرژی پتانسیل پیوند) − = انرژی پیوند

تعریف انرژی پیوند: مقدار انرژی لازم برای شکستن 1 مول پیوند کووالانسی از تولید (حالت گازی) اتم‌های حداقل گازی شکل.

مثال)

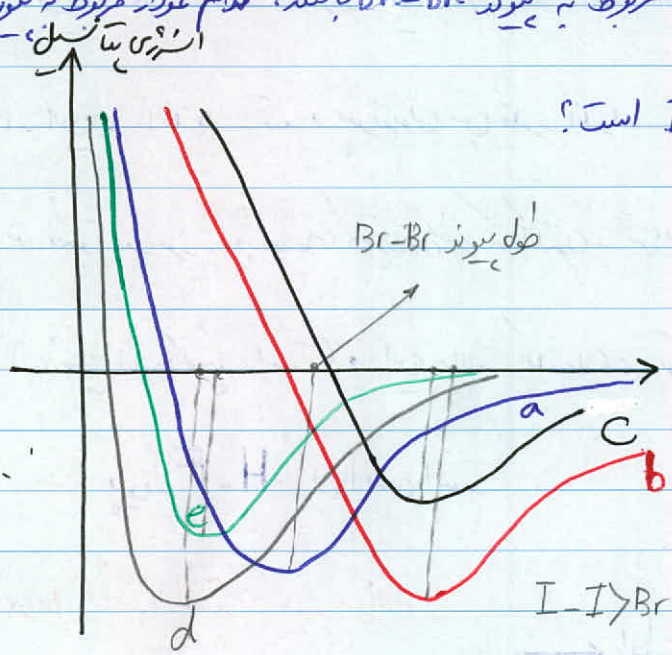
$$HCl_{(g)} + q \longrightarrow H_{(g)} + Cl_{(g)}$$

q ← انرژی پیوند $H-Cl$

نهال NAHAL

مثال: اختلاف الکترونگاتیوی و انرژی پیوند: $H-Cl > H-C$

- با توجه به شکل زیر اگر نمودار A مربوط به پیوند $Br-Br$ باشد، کدام نمودار مربوط به پیوند $Cl-Cl$ و کدام مربوط به $I-I$ است؟



$I-I \Rightarrow c$

$Cl-Cl \Rightarrow d$

چون:

طول پیوند: $I-I > Br-Br > Cl-Cl$

$\Downarrow$

انرژی پیوند: $I-I < Br-Br < Cl-Cl$

$\Downarrow$

انرژی پتانسیل: $I-I > Br-Br > Cl-Cl$

انرژی پتانسیل $=$ $-$ انرژی پیوند $\Rightarrow$

سپس $Cl-Cl$ یا باید d باشد یا e. اما چون انرژی پتانسیل $e > a$، پس d باید برای $Cl-Cl$ باشد. $I-I$ هم باید یا باشد یا b. اما چون انرژی پتانسیل $c > a$، پس c باید متعلق به $I-I$ باشد.

- پیوند بین هیدروژن و فلوئور چیست؟

این دو اتم اختلاف الکترونگاتیوی 1/9 دارند. اما این پیوند یونی نیست. به 2 دلیل:

1- این دو نافلز هستند و پیوند یونی بین فلز و نافلز است.

2- طبق مدل بور، اتم هنگامی پایدار می‌شود که الکترون به ترازی نهایت برود. این پیوند کوچک است (شعاع اتم‌ها کوچک است) و در این حالات الکترون نمی‌تواند به چنین ترازی برسد.

⟸ پیوند H-F کووالانسی است.

عوامل مؤثر در انرژی پیوند کووالانسی:

① مرتبه یا درجه (یا تعداد پیوند بین دو اتم) ⟵ رابطه‌ی مستقیم. مثال: C-C < C=C < C≡C

② طول پیوند کووالانسی (مجموع شعاع کووالانسی دو اتم) ⟵ رابطه‌ی عکس

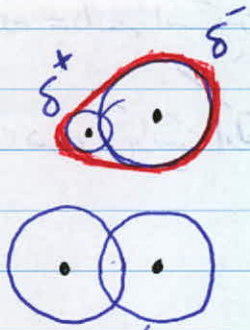
مثال: C-I < C-Br < C-Cl

③ قطبی یا اختلاف الکترونگاتیوی ⟵ رابطه‌ی مستقیم

* اگر موارد ① و ② برای دو پیوند مختلف تقریباً یکسان بود، اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم را مقایسه می‌کنیم.

نهال NAHAL

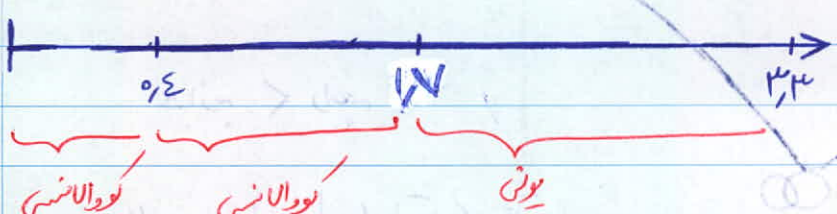
پیوند کووالانسی قطبی:



بدلیل بار مثبت بیشتر هسته در بعضی پیوندها، الکترون ها مشترک هستند

به سمت هسته ای که مثبت تر است کشیده می شوند و در این مواقع، در این پیوند کووالانسی، جزء بار منفی و مثبت به وجود می آید. در این مواقع الکترون ها جزئی از اتم بیشتر نمی شوند و فقط ابر الکترونی آن را کمی منفی می کنند.

تعیین نوع پیوند براساس اختلاف الکترونگاتیوی بین دو اتم.



تقریبا ۰/۴ : پیوند در مرز میان قطبی و ناقطبی قرار دارد

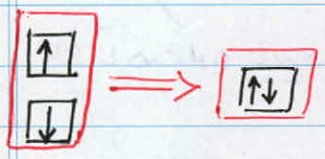
- اختلاف الکترونگاتیوی بین کربن و هیدروژن تقریبا برابر ۰/۴ است و از قطبی این پیوند در ترکیبات آلی صرف نظر می شود (ناقطبی)

تقریبا ۱/۷ : این پیوند، در مرز کووالانسی و یونی است اما کووالانسی در نظر گرفته می شود.

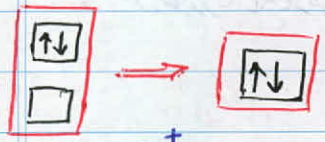
مثل $Si^{+1/8}$ — $O^{-3/5}$ که کووالانسی است اما در مرز یونی شدن قرار دارد (قطبی)

پیوند داتیو (کووالانسی کوئوردیناسی):

پیوندی است که در هنگام تشکیل آن، یک اتم یک جفت الکترون و اتم دیگر اوربیتال خالی به اشتراک می‌گذارد.

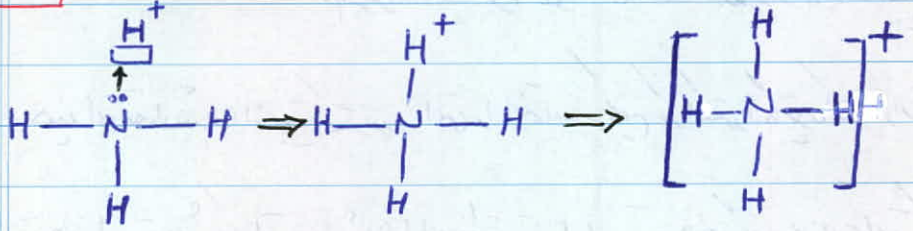


پیوند کووالانسی معمولی:



پیوند داتیو:

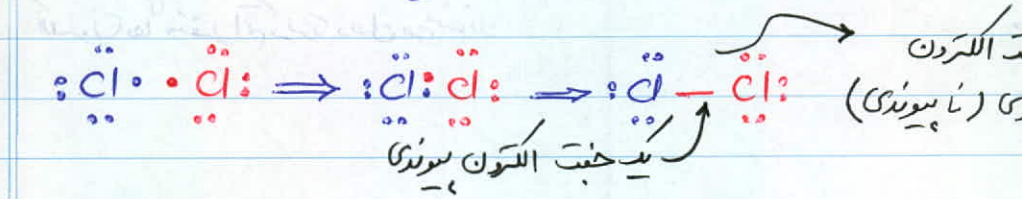
مثلاً در تشکیل NH_4^+



* پیوند داتیو پس از تشکیل، هیچ تفاوتی با کووالانسی معمولی ندارد و آن قابل تشخیص نیست.

مدل الکترون-نقطه (ساختار لوویس):

در این ساختار فقط با الکترون‌های ظرفیتی اتم سروکار داریم.



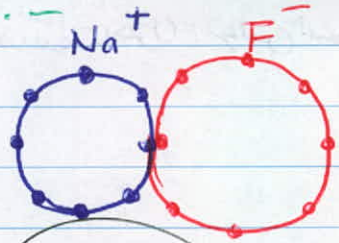
نهال NAHAL

فصل ۴:

پیوندهای کووالانسی و ترکیب‌های مولکولی

$_{11}Na : [_{10}Ne]\ 3s^1$ $\Big)e^- \rightarrow Na^+$

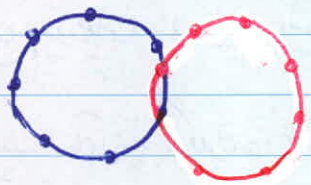
$_{9}F : 1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ $\rightarrow F^-$



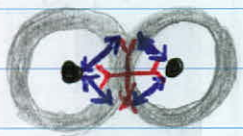
NaF

F_2

$_9F$ $_9F$



هردو ۸ الکترون ظرفیتی دارند.



جاذبه و دافعه‌ها:

جاذبه ⟷ دافعه

بین هسته‌ی یک اتم و الکترون‌های اتم دیگر

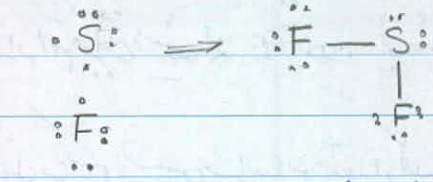
بین هسته‌های دو اتم

بین الکترون‌های دو اتم

قبل و در حین تشکیل پیوند: جاذبه > دافعه

بعد از تشکیل پیوند: جاذبه = دافعه ← سوالی که در ادامه بحث می‌آید این است که:

SF_2:

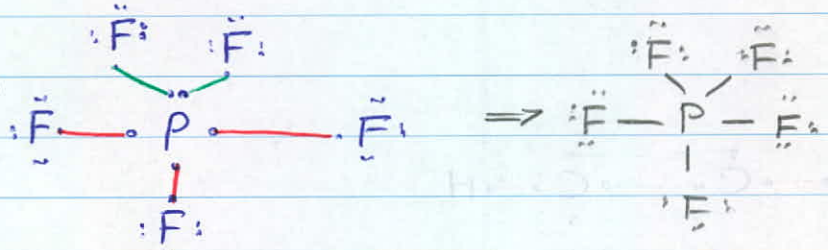


نکته ① : اتم مرکزی به تعداد کافی الکترون منفرد نداشته باشد، هالوژن ها پیرامون آن،

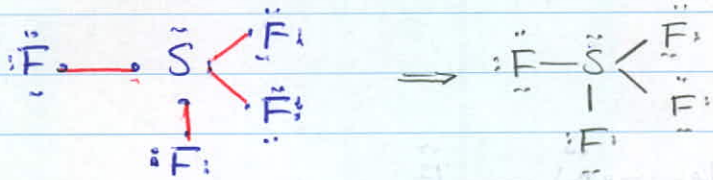
جفت الکترون های اتم مرکزی را می شکنند و با ایجاد الکترون های منفرد، پیوند می دهند.

نکته مهم این است که فقط هالوژن ها هستند که می توانند جفت الکترون شده های قوی باشند.

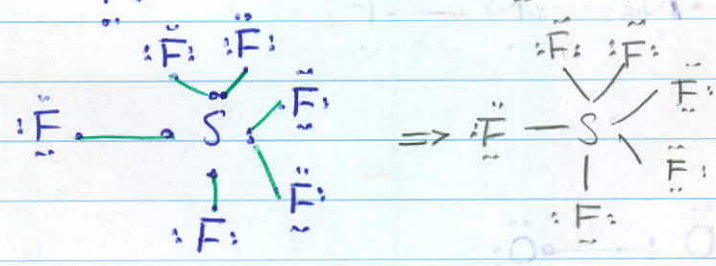
PF_5



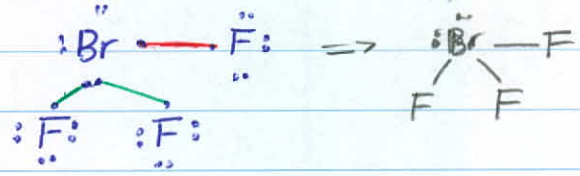
SF_4



SF_6



BrF_3



نهال
NAHAL

انرژی شبکه: $NaF < Na_2O$ | مثال) انرژی شبکه: $MgCl_2 > NaCl$

قدر مطلق بار آنیون: $|-2| > |-1|$ | بار کاتیون: $Mg^{2+} > Na^+$ ؛ دلیل

② هرچه شعاع یون‌ها بزرگ‌تر باشد انرژی شبکه کمتر است.

مثال) انرژی شبکه: $NaF > NaCl$

دلیل: بار آنیون $F^- = Cl^-$

شعاع یون: $F^- < Cl^-$

AlF_3 > MgO

$1+3=4$ $2+2=4$ ← قدر مطلق بار

$Al^{3+} < Mg^{2+}$ ← شعاع

$F^- < O^{2-}$ ← شعاع

زیرا هر دو ۱۰ الکترون دارند اما بار هسته‌ی Al^{3+} بیشتر است ⟸ $MgO > AlF_3$

⟸ انرژی شبکه AlF_3 بیشتر است.

هرچه انرژی شبکه بلور یک ترکیب یونی بیشتر باشد، نقطه‌ی ذوب و جوش بالاتری دارد.

این قاعده در مورد نقطه‌ی جوش یک استثنا دارد:

طبق جدول کتاب درسی:

نقطه‌ی ذوب: $KF > NaCl > KBr > RbCl$

نقطه‌ی جوش: $KF > KBr > NaCl > RbCl$

• روند مقایسه‌ی نقطه‌ی ذوب،

قابل توجه است.

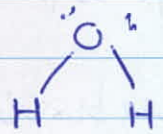
اما روند مقایسه‌ی نقطه‌ی جوش این ۴ عنصر، یک تفاوت و استثناء دارد. آن هم سن

قدم سوم: اکسیژن و الکترون در گروه ۱۶ به سه شکل عناصر هستند. ① دو پیوند یگانه

④ تشکیل یک پیوند دوگانه ③ پذیرفتن یک پیوند دوتایی.

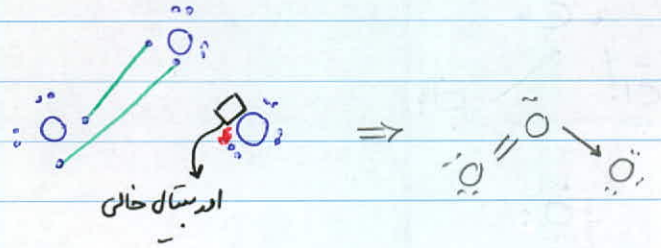
توجه: هیچ کدام در مورد اکسیژن و الکترون ساختارهای حلقوی نیستند.

H_2O:

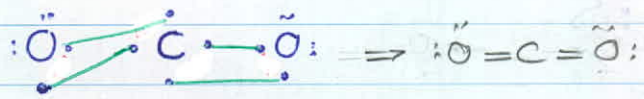


O_2:

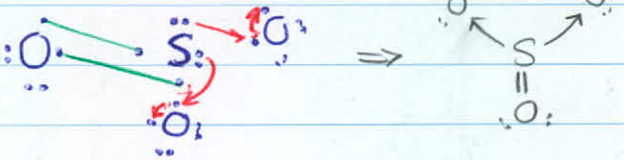
O_3:



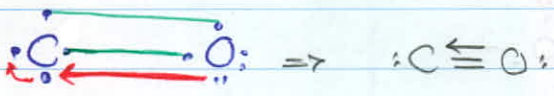
CO_2:



SO_3:



CO:



نهال
NAHAL

تعریف شبکه بلور: به سامانه‌ای که بر اثر چیده شدن ذره‌های سازنده‌ی یک جسم، در سه بعد به وجود می‌آید، شبکه بلور آن جسم گفته می‌شود. به بیان دیگر، شبکه بلور، به آرایش سه بعدی و منظم اتم‌ها، مولکول‌ها، یا یون‌ها در یک شبکه گفته می‌شود.

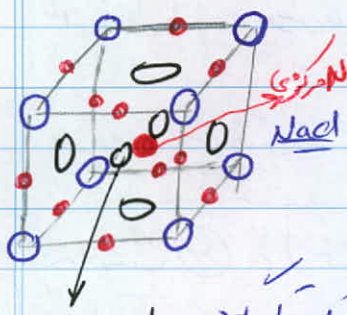
نکته ①: آرایش ذره‌ها در یک شبکه بلور، از یک الگوی ۳ بعدی منظم پیروی می‌کند.

نکته ②: ★ آرایش یون‌ها در شبکه بلور به اندازه‌ی نسبی کاتیون و آنیون بستگی دارد.

شبکه بلور نمک: ① روی رأس‌ها یک Cl^- قرار می‌گیرد

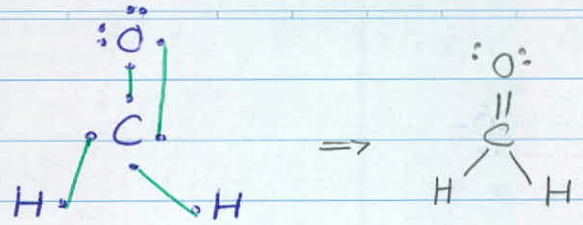
② وسط هر یال، یک Na^+ قرار می‌گیرد

③ وسط هر وجه، یک اتم Cl^- قرار می‌گیرد ④ یک Na^+ هم در مرکز مکعب قرار می‌گیرد



عدد کوئوردیناسیون: به تعداد نزدیک‌ترین یون‌ها یا هم‌نام یا ناهم‌نام یک یون، عدد کوئوردیناسیون آن گفته می‌شود.

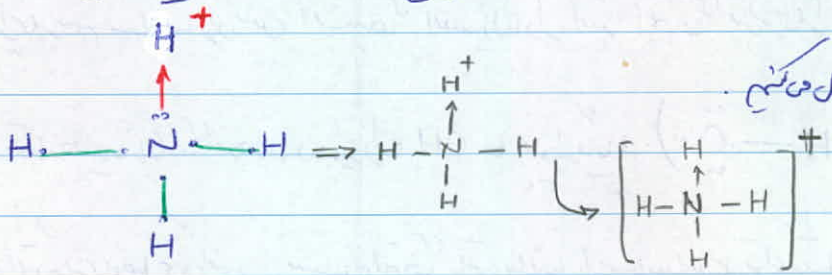
COH_2



قدم پنجم : برای رسم ساختار لوئیس یون ها، اگر یون بار منفی داشت، آن را به اتم های الکترونگاتیوتر

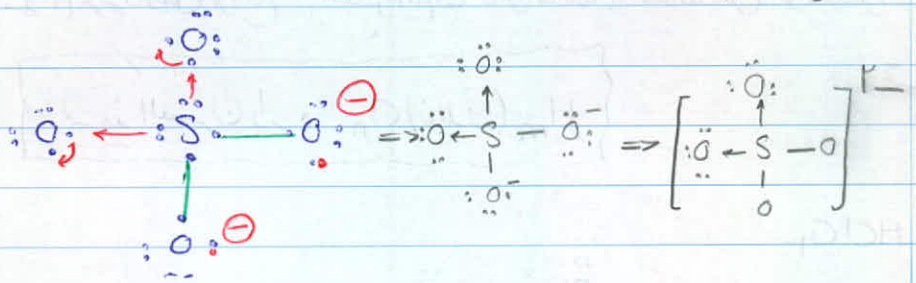
و اگر بار مثبت داشت به اتم های الکترونگاتیوتر اختصاص می دهیم و سپس براساس توالد قبلی

NH_4^+

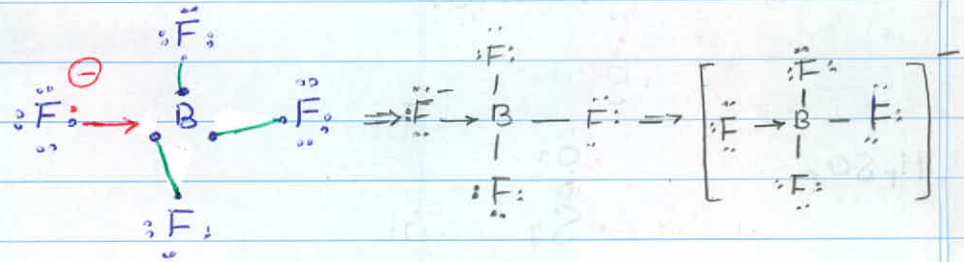


عمل می کنیم.

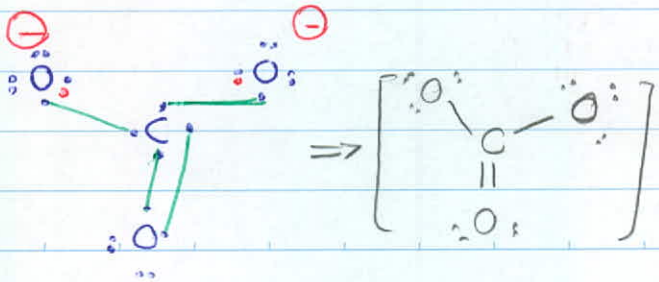
SO_4^{2-}



BF_4^-



CO_3^{2-}



نهال
NAHAL

تشخیص ترکیبات یونی:

① پیوند میان یک فلز اصلی (به جز Be) با نافلزها همواره یونی است.

② Be (بریلیم) هیچگاه یون یا پیوند یونی تشکیل نمی‌دهد. دلیل:

$_4Be : 1s^2\ 2s^2$

یون مرضی ↓

$_4Be^{2+} = 1s^2$: در این جا، چگالی بار (نسبت بار به حجم) بسیار زیاد می‌شود ← و ناپایدار خواهد بود.

③ Al^{3+} نیز تا حدی ناپایدار است و ترکیبات زیر دارای پیوند کووالانسی هستند.

① $AlCl_3$ ، ② $AlBr_3$ ، ③ AlI_3 ، ④ AlH_3

④ شبه‌فلزات (مثل بور و سیلیسیم) پیوند یونی تشکیل نمی‌دهند.

⑤ تمام ترکیب‌های دارای یون چنداتمی (به جز ترکیبات H) از نوع یونی هستند مثل

$AlPO_4 - NH_4Cl - NH_4NO_3 - Na_2SO_4$

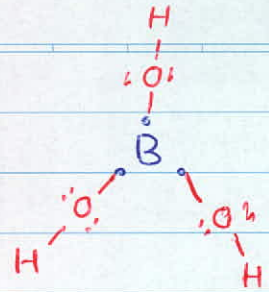
چون ترکیبات H، اسید تشکیل می‌دهند.

⑥ اسیدها اگرچه در آب تولید H^+ می‌کنند اما تمام پیوندهای آن‌ها کووالانسی است و ساختار یونی ندارند.

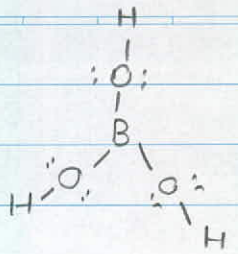
H_2SO_4	HCl	$NaCl$	Na_2SO_4
(اسید ـ پیوند کووالانسی)	(اسید ـ پیوند کووالانسی)	پیوند یونی	پیوند یونی (ترکیب یونی)

نهال NAHAL

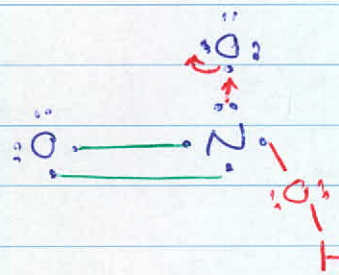
H_3BO_3 ⇒



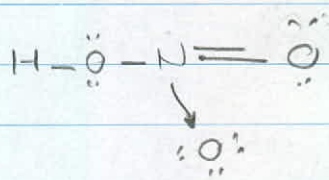
⇒



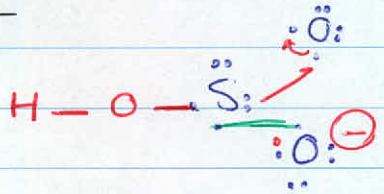
HNO_3



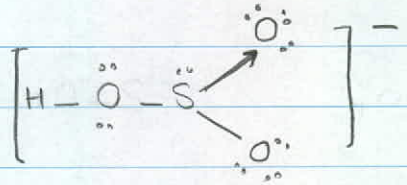
⇒



HSO_4^-



⇒



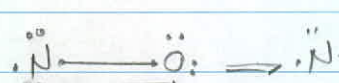
اسیدهای نیتروژن ←

۱) NO ، NO_2 دارای الکترون منفرد هستند

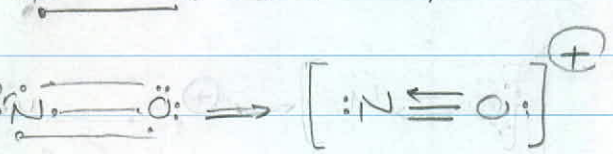
۲) در N_2O اتم مرکزی N است.

۳) در N_2O_5 یک اتم O ، اتم مرکزی است.

NO



NO^+



نهال
NAHAL

نام گذاری اسیدها:

- اسید، ماده ایست که با یونش در آب، H^+ آزاد کند.

اسیدهای دوتایی ← بین دو نوع عنصر داشته باشند. $HCl_{(aq)}$ ، $H_2S_{(aq)}$ و...

اسیدهای اکسیژن دار ← هیدروژن + آنیون چنداتمی اکسیژن دار.

فرمول اسید اکسیژن دار:

H_m (نااتمی) O_n

$HNO_3 \longrightarrow H^+ + NO_3^-$

یون هیدروژن — آنیون چندتایی (بنیان اسید)

نام گذاری اسیدهای اکسیژن دار:

ابتدا همه‌ی هیدروژن‌ها را آن را جدا می‌کنیم و بار آن را نادیده می‌گیریم.

$H_2SO_4 \Rightarrow SO_4^{2-}$

★ همه‌ی این ترکیب‌ها و بنیان‌ها، به «ات» ختم می‌شوند بنیان اسید.

بنیان اسید (بدون تغییر بیشوند) + اسید

- حذف پیوند ات ← قرار دادن پیوند «یک»
- حذف پیوند یت ← قرار دادن پیوند «و»

$HClO$ ← هیپوکلریت ClO^- ← هیپوکلرو اسید

$HClO_4$ ← پرکلرات ClO_4^- ← پرکلریک اسید

نهال NAHAL

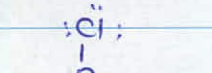
عدم پیروی از قاعده اوکتت :

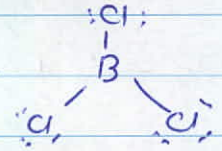
① نقض اوکتت (اتم‌ها در ترکیب کمتر از ۸ الکترون دارند)

۱- هیدروژن در ترکیبات

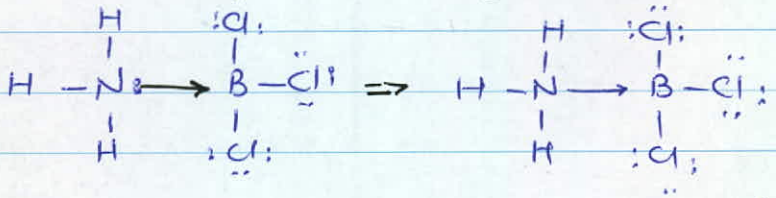
۲- اتم N در NO ، NO_2 الکترون منفرد دارد

۳- بور (B) و بریلیم (Be)

$BeCl_2 \Rightarrow$ 

$BCl_3 \Rightarrow$ 

در حالتی امکان دارد با پیوستن دانتو، به اوکتت برسند.

NH_3BCl_3: 

② اتم‌هایی که بیش از ۸ الکترون دارند.

اوکتت منسیط به شرطی اتفاق می‌افتد که اتم مرکزی متعلق به تناوب سوم و پایین‌تر باشد. هم‌چنین اتم‌های گازی ، اتم‌های هالوژن (دارای الکترونگاتیوی زیاد) باشد.

نهال
NAHAL

SiO_3^{2-} : سیلیکات CrO_4^{2-} : کرومات (کرومات)

فلزهای واسطه:

MnO_4^- : پرمنگنات MnO_4^{2-} : منگنات

CrO_4^{2-} : کرومات $Cr_2O_7^{2-}$: دی‌کرومات

فرمول نویسی در ترکیب‌های یونی:

① فرمول کاتیون را نوشته و سمت راست آن، فرمول آنیون را می‌نویسیم. Ca^{2+} SO_4^{2-}

② ظرفیت کاتیون را ضریب (اندیس) آنیون و ظرفیت آنیون را ضریب (اندیس) کاتیون مقابل می‌دهیم.

Ca^{2+}_{2} $(SO_4^{2-})_2$

★ اگر یون چنداتمی یک اندیس بیشتر از ۱ بگیرد، همهٔ آن را در پرانتز قرار می‌دهیم.

③ بار یون‌ها را حذف کرده و اندیس‌ها (ضریب‌ها) را تا حد ممکن ساده می‌کنیم.

$CaSO_4$

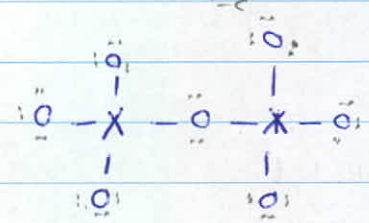
توجه: ضریب ۱ نوشته نمی‌شود و یون چنداتمی اگر ضریب ۱ داشت داخل پرانتز نوشته نمی‌شود.

منیزیم نیترات ⟶ Mg^{2+} NO_3^- $\Rightarrow$ $Mg(NO_3)_2$

نهال NAHAL

$\left[:N \equiv N - N \equiv N - \ddot{N}: \right]^{q}$ q را تعیین کنید

$q = 5 \times 5 - 8 \times 2 - 6 - 2 = +1$



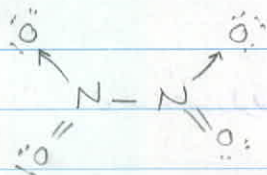
$\underset{\text{پیوندی}}{8 \times 2} + 6 + \underset{36}{6 \times 6} = \underset{42}{\left(6 \times 7\right)} + 2x$

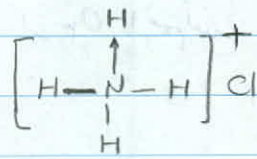
$\Rightarrow 2x = 54 - 42 = 12 \Rightarrow x = 7$ ← گروه ۱۷

سوال) در کدام یک از ترکیب‌های زیر، هر ۳ نوع پیوند یونی، کوالانسی قطبی و داتیو وجود دارد؟

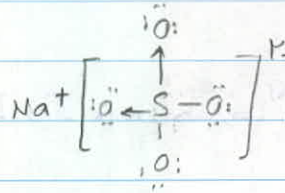
الف) N_2O_4 ب) NH_4Cl ج) Na_2SO_4

د) KNO_3 ه) NH_3BCl_3

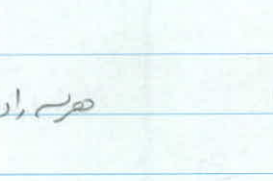




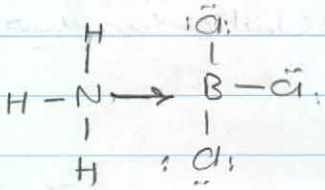
هر سه دارد ✓



هر سه دارد ✓



هر سه دارد ✓



نهال NAHAL

برلیم است $_{4}^{Br}$

★ در گروه فلزی خلی، تنها عنصری که می‌تواند یون تشکیل دهد زیرا حجمی بار آن خیلی زیاد می‌شود

★ شبه فلزها هم یون تشکیل نمی‌دهند ــ گازهای نجیب هم یون تشکیل نمی‌دهند.

★ در گروه ۱۴ هم $_{14}Si$ و $_{6}C$ هم یون تشکیل نمی‌دهد.

عناصری که یون تشکیل نمی‌دهند.

نکته ① ★ برای فلزهایی که فقط یک نوع کاتیون تشکیل می‌دهند، اعم از فلزات واسطه و اصلی، تا این ظرفیت یون با عدد رمی کاملا نادرست است.

نکته ② : مهمترین فلزات واسطه‌ای که تنها یک نوع کاتیون تشکیل می‌دهند (و باید از عدد رمی برای نام‌گذاری آنها استفاده کرد) عبارتند از: Sc^{3+} / Zn^{2+} / Cd^{2+} / Ag^{+} / Hg^{2+}

یون‌های چند اتمی :

★ هر گاه یک ترکیب دارای چند اتم، الکترون از دست می‌دهد یا می‌گیرد، یون چند اتمی تشکیل می‌دهند.

$$\left[\begin{array}{c} H \\ | \\ H-N-H \\ | \\ H \end{array}\right]^{+} \quad NH_4^{+}$$

گروه ۱۷ ← تک اتمی: F^- ، Cl^-

ClO^- ← هیپوکلریت

ClO_2^- ← کلریت

ClO_3^- ← کلرات

ClO_4^- ← پرکلرات

به جای کلر، می‌توانیم Br و I هم قرار دهیم.

ساختار لوییس اوزون ⟷ I یا II

ساختارهای رزونانسی اوزون ⟷ I ↔ II (باهم)

هیبرید رزونانسی اوزون ⟷ III

ساختار III شخصاً پایدارتر از I و II است چون این ساختار در واقعیت تشکیل می‌شود

اما دلیل آن این است که در ساختار I و II ، پیوند دوم در خودش دانه‌ای به وجودی آمده

اما در ساختار III بدلیل فضای بیشتر، این دانه‌ی دورن هیبرید کمتر است و ساختار III تشکیل می‌شود

تشخیص وجود هیبرید رزونانسی:

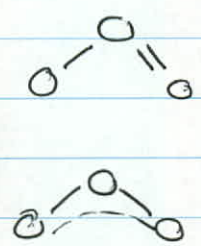
$A = A - A$

$B - A = B$ ↔ $B - A \equiv B$

۱) اولین شرط، داشتن ساختار لوییس به شکل روبرو است:

۲) دومین شرط این است که اتم‌های B دارای حفت الکترون ناپیوندی باشند.

تعیین مرتبه پیوند در ساختار هیبرید رزونانسی:



$$\text{مرتبه پیوند} = \frac{\text{تعداد حفت الکترون‌های پیوندی}}{\text{تعداد جایگاه‌های پیوندی}}$$

مثلاً O_3 → $= \frac{3}{2} = 1.5$

نهال NAHAL

پیوند یونی: به جاذبه‌ای که میان یک یون مثبت و یک یون منفی ایجاد می‌شود، پیوند یونی گفته می‌شود.

- شعاع اتمی سدیم و کلر را مقایسه کنید.

$_{11}Na > _{17}Cl$ (شعاع اتمی)

$Na^{+} < Cl^{-}$ (شعاع یونی)

در اثر تشکیل یون، Cl افزایش شعاع پیدا می‌کند و Na کاهش شعاع.

← حال، میزان کاهش شعاع سدیم بیشتر است. زیرا در آن، لایه الکترونی کاهش پیدا می‌کند و در آن، یک لایه کم می‌شود.

★ در هم موارد، اتم با تبدیل شدن به کاتیون کاهش شعاع پیدا می‌کند.

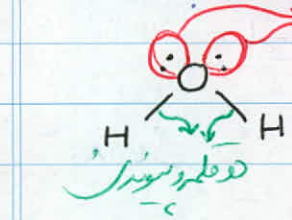
★ " " " ، اتم با تبدیل شدن به آنیون افزایش شعاع پیدا می‌کند.

یون‌ها
- تک اتمی
  - آنیون: ← نام یون = نام عنصر + پسوند "ید"
  - کاتیون: فلزهایی که یک نوع کاتیون دارند ← نام یون = نام عنصر
- چند اتمی
  - آنیون:
  - کاتیون: فلزهایی که دو نوع کاتیون دارند

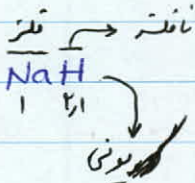
تعریف قلمرو الکترونی:

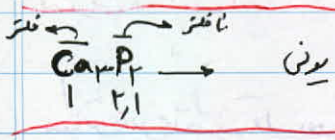
قلمرو الکترونی به ناحیه‌ای از پیرامون اتم که در آن جا الکترون‌ها صرف نظر از تعدادشان حضور دارند، گفته می‌شود

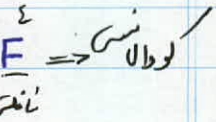
در این تعریف هر پیوند یگانه، دوگانه یا سه‌گانه یک قلمرو پیوندی محسوب می‌شود



* ترکیبات کووالانسی بودن را می‌توان از روی اختلاف الکترونگاتیوی تشخیص دهیم:



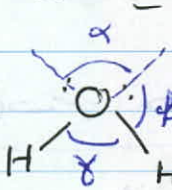




میزان آزادی در فضای اشغال شده: جفت الکترون پیوندی < جفت الکترون ناپیوندی

↳ به دلیل تحت تأثیر بودن الکترون‌های پیوندی توسط دو هسته از دو طرف.

رابطه میان قلمرو‌ها: یگانه < دوگانه < سه‌گانه



اندازه زاویه‌ها: $\alpha > \beta > \gamma$

↳ به دلیل آزادی بیشتر جفت الکترون ناپیوندی

الکترونگاتیوی‌ها هم:

H						
Li	Be	B	C	N	O	F
۱٫۰	۱٫۵	۲٫۰	۲٫۵	۳٫۰	۳٫۵	۴٫۰

۲٫۱

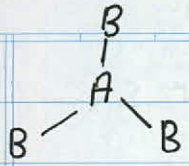
۳٫۰

در میان اتم‌ها:

بیشترین انرژی نخستین یونش: He زیرا در جدول از چپ به راست انرژی نخستین یونش افزایش می‌یابد و از بالا به پایین کاهش می‌یابد پس جواب هلیوم است.

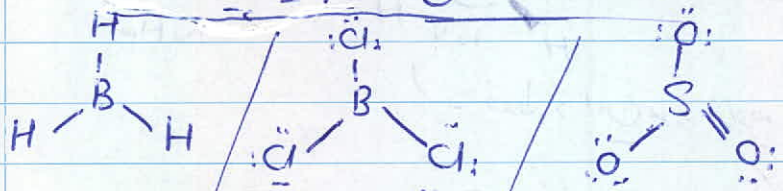
کوچکترین شعاع اتمی: H زیرا طبق جدول، هلیوم کوچکترین شعاع را دارد اما چون گاز نجیب است، برای آن شعاع اتمی در نظر نمی‌گیریم.

نهال
NAHAL



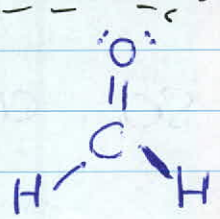
۳) سه قلمرو الکترونی ← سه قلمرو الکترونی پیوندی (۳-۱)

شکل هندسی: مسطح ۳ ضلعی / زاویه پیوندی ۱۲۰°



۳-۲) سه قلمرو پیوندی غیر یکسان ← شکل هندسی: مسطح ۳ ضلعی

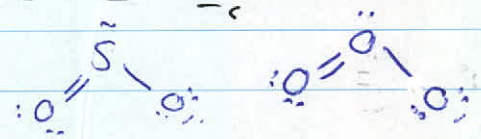
زاویه پیوندی: حدود ۱۲۰°



۳-۳) دو قلمرو پیوندی و یک قلمرو ناپیوندی

شکل هندسی: خمیده

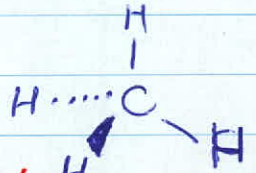
زاویه پیوندی: کمتر از ۱۲۰°



۴) چهار قلمرو الکترونی ← ۴-۱) چهار قلمرو پیوندی یکسان

شکل هندسی: چهاروجهی منتظم

زاویه: ۱۰۹٫۵ درجه



CH_4 ، $SiCl_4$ ، CCl_4

PH_4^+ ، BF_4^-

NH_4^+

ساختار خط-گوه

۴-۲) چهار قلمرو پیوندی غیر یکسان

شکل هندسی: چهاروجهی نامنتظم

زاویه: حدود ۱۰۹٫۵ درجه

$CHFBr_2$ ، CH_2Cl_2 ، $CHCl_3$

نهال NAHAL

مقایسه‌ی شعاع یون‌ها:

① شعاع آنیون > اتم خنثی شعاع کاتیون < اتم خنثی

$Cl < Cl^-$ $Na > Na^+$

$O < O^{2-}$ $Mg > Mg^{2+}$

② یون‌ها با هم الکترون: (ایزوالکترون)

$_{7}N^{3-} > _{8}O^{2-} > _{9}F^{-} > _{11}Na^{+} > _{12}Mg^{2+} > _{13}Al^{3+}$

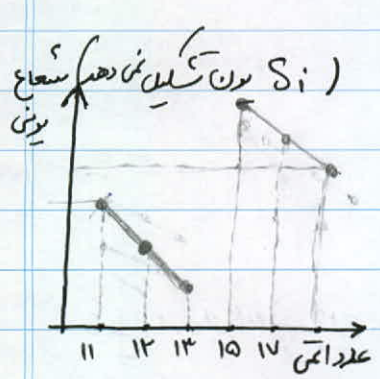
تعداد پروتون بیشتر ← بار مثبت‌تر ← شعاع کوچک‌تر

③ در یک گروه از بالا به پایین هم‌اتم‌ها مانند شعاع اتمی، شعاع یونی هم افزایش پیدا می‌کند.

گروه ۱: $Li < Na < K < Rb \cdots \Rightarrow Li^+ < Na^+ < K^+ < Rb^+ \cdots$

گروه ۱۷: $F < Cl < Br < I \cdots \Rightarrow F^- < Cl^- < Br^- < I^- \cdots$

④ در یک تناوب: Na, Mg, Al, P, S, Cl (Si یون تشکیل نمی‌دهد)



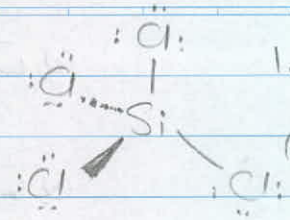
A: $_{11}Na^+ > _{12}Mg^{2+} > _{13}Al^{3+}$ — ۱۰ الکترون

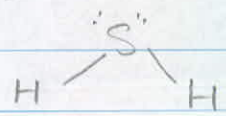
B: $_{15}P^{3-} > _{16}S^{2-} > _{17}Cl^-$ — ۱۸ الکترون

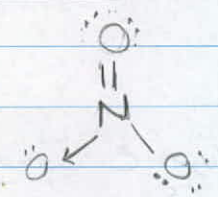
$A < B$

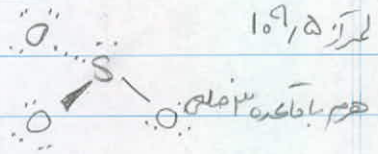
⑤ اگر هیچ یونه ارتباط تناوبی بین دوره‌ها داده نشده باشند، تعداد لایه‌های اصلی الکترونی آن‌ها را مقایسه می‌کنیم.

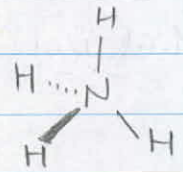
نهال NAHAL

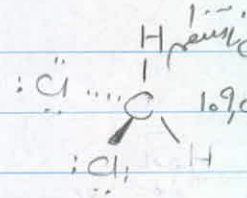
$SiCl_4$:  ۱۰۹٫۵° چهاروجهی منتظم

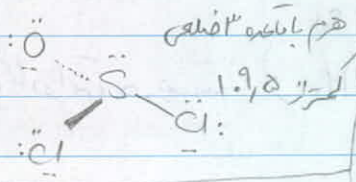
H_2S  خمیده کمتر از ۱۰۹٫۵

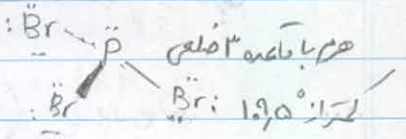
NO_3^-  مسطح سه ضلعی ۱۲۰°

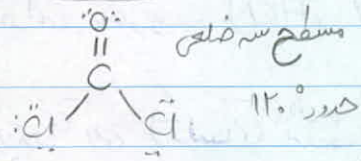
SO_3^{2-}  کمتر از ۱۰۹٫۵ هرم با قاعده ۳ ضلعی

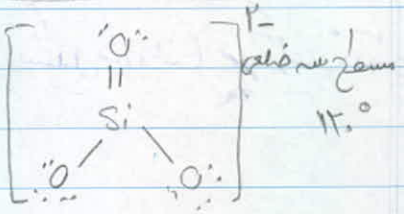
NH_4^+  چهاروجهی منتظم ۱۰۹٫۵

CH_2Cl_2  چهاروجهی نامنظم حدود ۱۰۹٫۵°

$SOCl_2$  هرم با قاعده ۳ ضلعی کمتر از ۱۰۹٫۵

PBr_3  هرم با قاعده ۳ ضلعی کمتر از ۱۰۹٫۵°

$COCl_2$  مسطح سه ضلعی حدود ۱۲۰°

SiO_3^{2-}  مسطح سه ضلعی ۱۲۰°

قطبیت مولکول‌ها:

چه ویژگی باعث می‌شود مولکول قطبی باشد؟

① پیوندها قطبی داشته باشیم

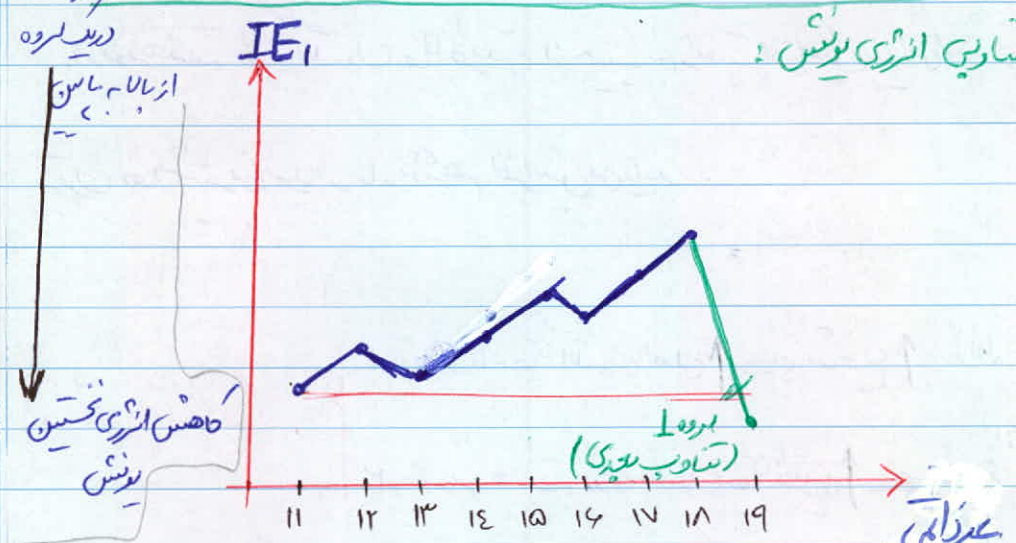
② بردارهای قطبیت یک دیگر را خنثی نکنند.

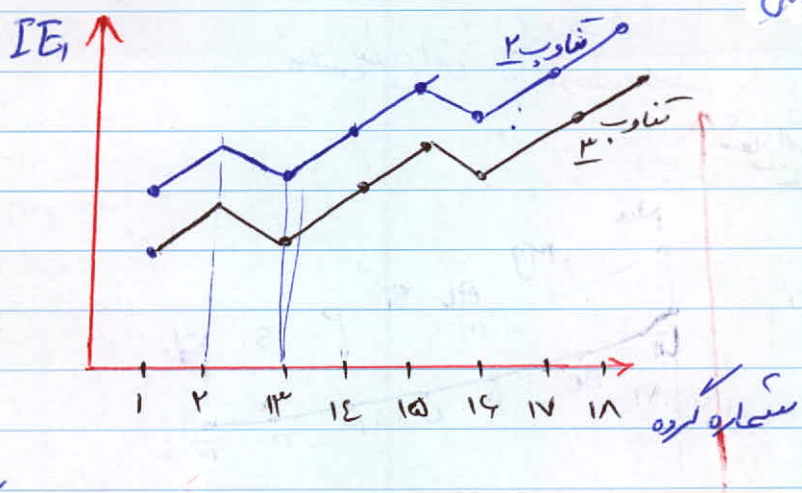
نهال NAHAL

★ شعاع را برای گازهای نجیب در نظر نمی‌گیریم. زیرا شعاع اتمی، شعاع کوواالانسی است.

چون گازهای نجیب، شعاع کوواالانسی ندارند، شعاع وان دروالسی دارند.

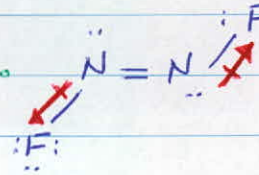
روند تناوبی انرژی یونش:



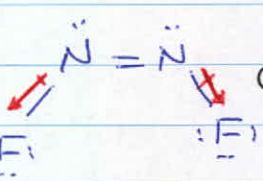


★ در یک دوره از چپ به راست، انرژی نخستین یونش افزایش می‌یابد به جز در گذر از گروه ۲ به ۱۳ و گروه ۱۵ به ۱۶.

N_2F_2 به دو شکل یافت می‌شود که یکی قطبی و دیگری ناقطبی است

1. 

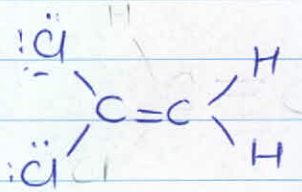
ترانس — غیرقطبی

2. 

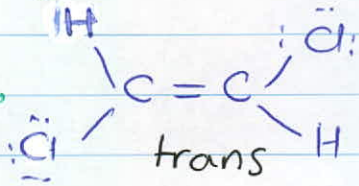
سیس — قطبی

} Isomer

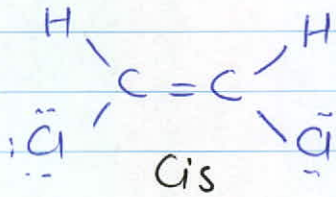
$C_2H_2Cl_2$:

1. 

قطبی

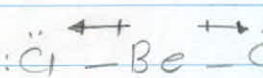
2. 

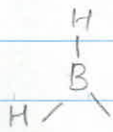
غیرقطبی

3. 

قطبی

* ساختار لوویس ترکیبات را رسم کنید. قطبی یا ناقطبی بودن، شکل هندسی و زاویه پیوندها را مشخص کنید

$BeCl_2$  غیرقطبی — خطی — 180°

BH_3:  غیرقطبی — 120° — هندسی مسطح

نهال
NAHAL

سوال) اگر طول پیوند کووالانسی P-P، P-I، C-I به ترتیب ۲٫۲، ۲٫۱۰، ۲٫۴۳ آنگستروم باشند، طول پیوند C-P را تعیین کنید.

$\mathring{A} = 10^{-10}\,m$ (شعاع کووالانسی P)

$r_{cp} + r_{cp} = 2{,}2 \rightarrow r_{cp} = 1{,}1\ \mathring{A}$ / $r_{cp} + r_{cI} = 2{,}43 \rightarrow r_{cI} = 1{,}33\ \mathring{A}$

$\rightarrow r_{cc} + r_{cI} = 2{,}10\ \mathring{A} \rightarrow r_{cc} = 0{,}77\ \mathring{A} \rightarrow L_{(c-p)} = r_{cc} + r_{cp} = 1{,}1 + 0{,}77 = 1{,}87$

(r_{cI}: شعاع کووالانسی I (ید)، r_{cc}: شعاع کووالانسی کربن (C))

نکته: در مورد گازهایی نجیب که پیوند کووالانسی تشکیل نمی‌دهند، شعاع کووالانسی تعریف نمی‌شود و فقط شعاع وان‌دروالسی تعریف می‌شود.

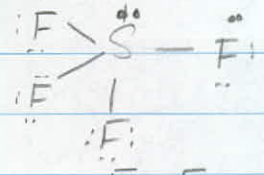
اثر پوشش الکترون‌های درونی:

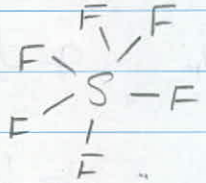
- به کاهش بار مؤثر هسته روی الکترون‌های بیرونی که توسط الکترون‌های درونی ترا نفاق می‌افتد، اثر پوشش الکترون‌های درونی گفته می‌شود.

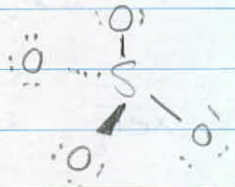
بار مؤثر هسته:

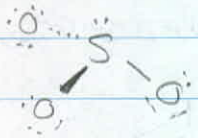
- به میزان بار مثبت و جاذبه‌ای که یک الکترون در فاصله مشخصی از هسته (با در نظر گرفتن اثر پوشش الکترون‌های درونی‌تر) احساس می‌کند، بار مؤثر هسته گفته می‌شود.

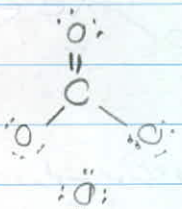
نهال NAHAL

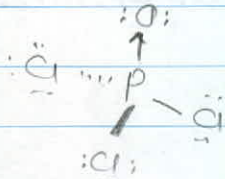
SF_4:  قطبی

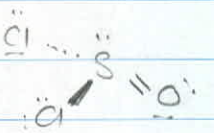
SF_6:  ناقطبی

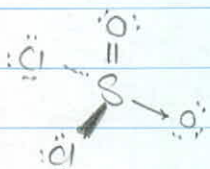
SO_4^{2-}:  چهاروجهی متقارن ـ 109.5° ـ ناقطبی

SO_3^{2-}:  هرم باقاعده ـ کمتر از 109.5° ـ قطبی
۳ ضلعی

CO_3^{2-}:  سه ضلعی مسطح ـ 120° ـ ناقطبی

$POCl_3$:  چهاروجهی نامتقارن ـ حدود 109.5° ـ قطبی

$SOCl_2$:  هرم باقاعده ۳ ضلعی ـ کمتر از 109.5° ـ قطبی

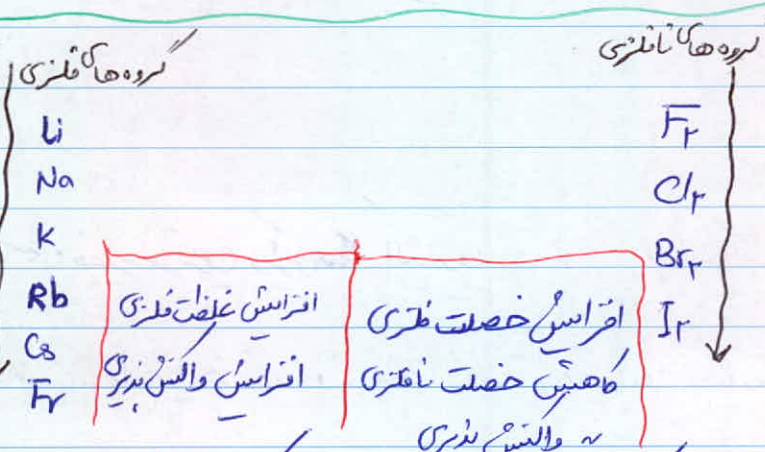
SO_2Cl_2:  چهاروجهی نامتقارن ـ حدود 109.5° ـ قطبی

نهال
NAHAL

خانواده‌ی تک عضوی هیدروژن :

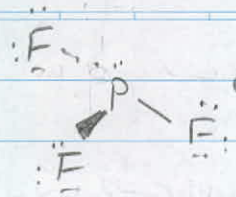
* طبق آرایش الکترونی ، در گروه فلزات قلیایی است ، اما طبق خواص آن ، نافلز است .
* واکنش پذیری بسیار بالایی دارد .
* فراوان ترین ترکیب هیدروژنی ، آب است H_2O
* در طبیعت هیچگاه نمی‌توانیم گاز تکی H_2 را پیدا کنیم ، زیرا سریعا با عضوی دیگر واکنش می‌دهد .

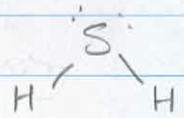
رونده‌های متناوب :



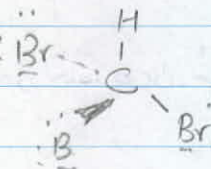
واکنش پذیری :

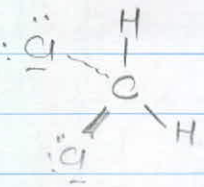
* در فلزها ، واکنش پذیرترین گروه ، قلیایی‌ها هستند و واکنش پذیرترین Cs است .
* در نافلزها ، " " " هالوژن‌ها هستند . " " " ، F است .

PF_3:  قطبی – کمتر از ۱۹۰۵ – هر یک ۵۲ الکترون

H_2S:  خمیده – کمتر از ۱۹۰۵° – قطبی

N_2O: قطبی – خطی – ۱۸۰°

$CHBr_3$:  قطبی – حدود ۱۹۰۵° – چهاروجهی نامنظم

CH_2Cl_2:  چهاروجهی نامنظم – حدود ۱۹۰۵° – قطبی

عدد اکسایش: عدد اکسایش عبارت است از بار الکتریکی که به یک اتم نسبت داده می‌شود. با فرض انتقال عام پیوندها الزنی و انتقال الکترون کامل در نظر گرفته شود.

Na^+Cl^- { Na عدد اکسایش = +۱ ; Cl " " = −۱

$\overset{\delta+}{H}\overset{\delta-}{Cl}$ { H عدد اکسایش = +۱ ; Cl " " = −۱

Cl_2 { عدد اکسایش هر اتم Cl = ۰

F_2 ← تمایل واکنش‌پذیری → $2F^-$

Cl_2 ← " " " → $2Cl^-$

Br_2 ← " " " → $2Br^-$

I_2 ← " " " → $2I^-$

دراین سری F_2 از همه‌ی اتم‌های خنثی راحت‌تر الکترون می‌گیرد و واکنش می‌دهد.

درین سری آنیون‌ها، I^- از $2I^-$ راحت‌تر الکترون می‌دهد.

واکنش‌پذیری: $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$

آمیزه‌ی گازطی برای فراهم کردن واکنش:

$$NaClO_{(aq)} + HCl_{(aq)} \longrightarrow H_2O_{(l)} + Cl_{2(g)} + NaCl_{(aq)}$$

واتلس (سفیدکننده)

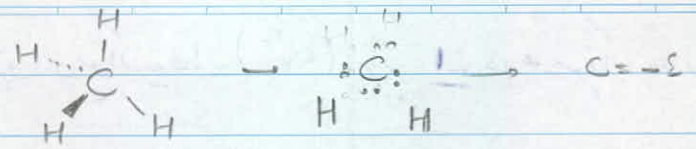
آب گل.

K

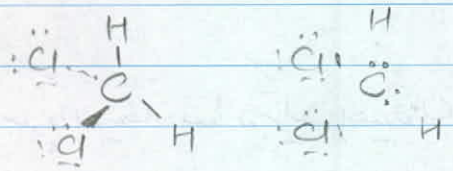
★ معنای لغوی هالوژن، نمک‌ساز است.

- تناوب ۶
  - لانتانیدها ۷۰-۷۱
  - اکتینیدها ۱۰۲-۸۹
  - تناوب ۷
- داخلی (f)
- فلزهای واسطه
- خارجی (d)

CH_4:



CH_2Cl_2:



روش‌های تعیین عدد اکسایش اتم‌ها بدون رسم ساختار لوئیس: (یا استفاده از فرمول شیمیایی)

۱) عدد اکسایش هر اتم، در حالت آزاد و به شکل عنصری برابر ۰ است.

۲) عدد اکسایش هر فلز همواره مثبت و برابر با ظرفیت فلز در ترکیب است. مثلاً فلزهای قلیایی همواره ۱+ و فلزهای قلیایی خاکی همواره ۲+ است.

۳) عدد اکسایش هیدروژن در اکثر ترکیب‌هایش ۱+ است به جز در هیدریدهای فلزی (ترکیب‌های هیدروژن و فلز) که ۱- است

ترکیب	H_2O	H_2SO_4	NH_3	$KHSO_4$	NaH	CaH_2
عدد اکسایش	+۱	+۱	+۱	+۱	-۱	-۱

هیدرید فلزی

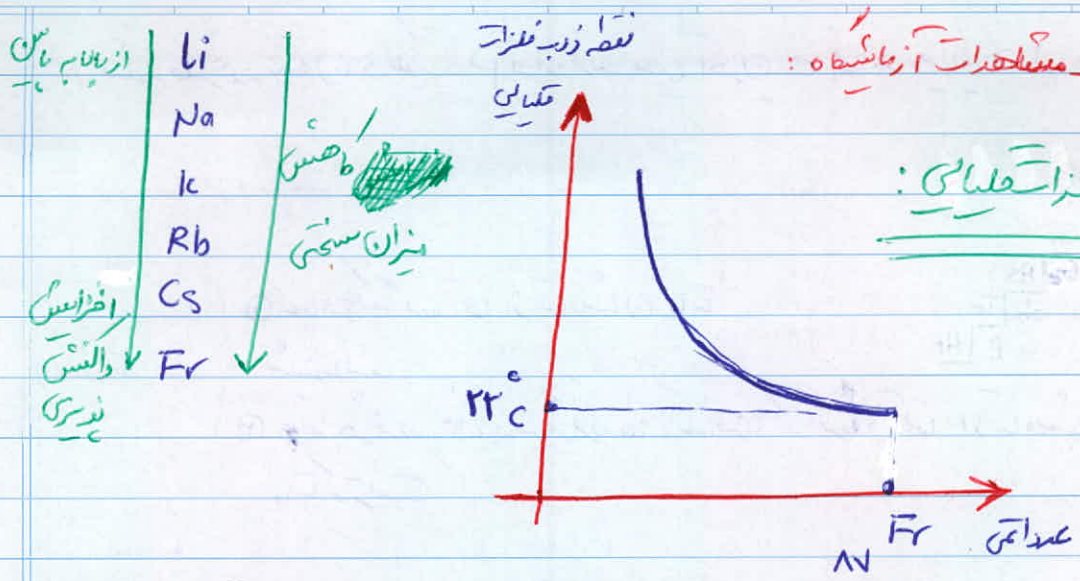
۴) اتم فلوئور به عنوان الکترونگاتیوترین عنصر در تمام ترکیباتش دارای عدد اکسایش ۱- است.

۵) عدد اکسایش اکسیژن در اغلب ترکیباتش ۲- است. استثناء: ①

نهال
NAHAL

• مشاهدات آزمایشگاه :

فلزات قلیایی :



$$2M_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2MOH_{(aq)} + H_{2(g)}$$

فریول واکنش با آب

(هیدروکسید فلز)

محلول بازی (قلیایی)

فلزات قلیایی خاکی :

★ واکنش پذیری آن‌ها از فلزات قلیایی بسیار کمتر است .

با آب سرد واکنش نمی‌دهد: $Mg_{(s)}$

$$Mg_{(s)} + 2H_2O_{(l)} \xrightarrow{\Delta} Mg(OH)_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

(گرم) (کند)

$$Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$$

(سریع)

نهال NAHAL

سوال) در هر ترکیب عدد اکسایش اتم مشخص شده را تعیین کنید

$\underline{N}H_3$: $N + 3(+1) = 0 \rightarrow N = -3$

$\underline{P}F_5$: $P + 5(-1) = 0 \Rightarrow P = 5$

$\underline{C}oCl_2$: $C + (-2) + 2(-1) = 0 \Rightarrow C = 4$

$\underline{C}H_4$: $C + 4(+1) = 0 \Rightarrow C = -4$

$K_2\underline{S}O_4$: $2(+1) + S + 3(-2) = 0 \Rightarrow S = 4$

$NaH_2\underline{P}O_4$: $1 + 2(+1) + P + 4(-2) = 0 \Rightarrow P = 5$

$Ca\underline{Mn}O_4$: $2 + Mn + 4(-2) = 0 \Rightarrow Mn = 6$

$Li_4\underline{Si}O_3$: $2 + Si + 3(-2) = 0 \Rightarrow Si = 4$

۹) عدد اکسایش یک یون تک اتمی برابر با بار آن است و عدد اکسایش یک یون چند اتمی را می‌توان با بار آن در نظر گرفت

توجه ①: مجموع عدد اکسایش عام اتم‌ها در یک یون چند اتمی، برابر با بار آن می‌باشد.

توجه ②: برای محاسبه‌ی عدد اکسایش یک اتم در یک ترکیب یونی دارای یون چند اتمی، بهتر است ابتدا کاتیون و آنیون را از یکدیگر جدا کرده و عدد اکسایش اتم مورد نظر را در یک واحد از یون چند اتمی

نهال
NAHAL

ویژگی‌های عمومی فلزها و نافلزها:

★ فلزات، به جز جیوه (Hg) و فرانسیوم (Fr)، همه دماهای اتاق جامدند و دماهای اتاق، این ۲ عنصر مایعند.

★ فلزات جلش خوارند، سطح براق دارند، رسانای الکتریسیته و گرما هستند. اما نافلزها هم نارسانا نیند به جز کربن (گرافیت) که رسانا است. / خاصیت شکل پذیری و مفتول شدن دارند.

★ فلزها عموماً تمایل به از دست دادن الکترون دارند و نافلزها تمایل به گرفتن الکترون دارند.

★ نافلزات عموماً جلش خوار ندارند.

★ در نافلزها، هر سه حالت فیزیکی را در دماهای اتاق می‌بینیم

نافلزات

★ برومم تنها نافلز مایع است Br_2

★ اکثر نافلزات، گازی هستند: Cl_2 - N_2 - F_2 - H_2 - O_2 - گازهای نجیب

★ نافلزهای جامد: $I_{2(s)}$ - فسفر - گوگرد - کربن (الماس / گرافیت)

یا الکترون‌های مبادله شده است و همواره عددی مثبت است. ولی عدد السایشن نشان دهنده‌ی تعداد الکترون‌هایست که یک اتم از خود دور کرده یا به خود نزدیک کرده است و می‌تواند عددی منفی، مثبت یا صفر باشد.

ترکیب	CH_4	CH_3F	CH_2F_2	CHF_3	CF_4
ظرفیت کربن	۴	۴	۴	۴	۴
عدد السایشن کربن	-۴	-۲	۰	+۲	+۴

نکات مربوط به عدد السایشن:

نکته ۱)

گروه	۱	۲	۱۳	۱۴
باریون	+۱	+۲	+۳	ندارد
ظرفیت	۱	۲	۳	۴
عدد السایشن	+۱	+۲	+۳	-۴ تا +۴

نکته ۲)

گروه	۱۵ (ns^2np^3)	۱۶ (ns^2np^4)	۱۷ (ns^2np^5)
باریون	-۳	-۲	-۱
ظرفیت	۳	۲,۴,۶	۱,۳,۵,۷
عدد السایشن	-۳ تا +۵	-۲ تا +۶	-۱ تا +۷

نکته ۳) اکسیژن در گروه ۱۶ دارای تعداد یک ظرفیت ۲، فلوئور در گروه ۱۷ دارای تعداد یک ظرفیت ۱ است.

نهال NAHAL

نکته: ناشناخته‌ها یعنی عنصرهای ۵۷ تا ۷۰ در زیرلایه 4f (با عدد اتمی) آن‌ها در حال پرشدن است.

به تناوب ششم و گروه ۳ تعلق دارند. هم چنین اکتینیدها (عنصرهای ۸۹ تا ۱۰۲) در زیرلایه 5f آن‌ها در حال پرشدن است، به تناوب هفتم و گروه ۳ تعلق دارند.

گروه ۱۸

$_{2}He$

$_{10}Ne$

$_{18}Ar$

$_{36}Kr$

$_{54}Xe$

$_{86}Rn$

تعیین گروه و دوره با استفاده از مقایسه‌ی گاز نجیب:

① تعیین اینکه عدد اتمی عنصر بین کدام دو گاز نجیب قرار دارد.

② عنصر مورد نظر هم دوره (هم تناوب) با گاز نجیب بعدی است.

③ برای تعیین گروه، عدد اتمی مورد نظر را با گاز نجیب نزدیک‌تر مقایسه می‌کنیم (گازهای نجیب در گروه ۱۸ قرار دارند)

$_{36}Kr < {}_{50}X < {}_{54}Xe$

$_{36}Kr$ → چهارم

$_{50}X$ → تناوب پنجم

$_{54}Xe$ → پنجم

؟

گروه ۱۸

$_{50}X \leftarrow {}_{54}Xe$

گروه عنصر X $= 18 - (54 - 50) = 14$

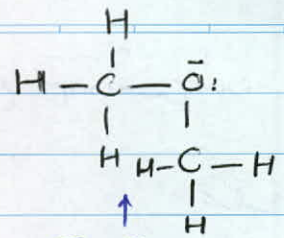
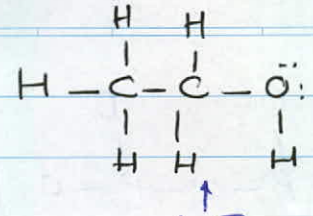
$_{33}A$: $_{18}Ar < {}_{33}A < {}_{36}Kr$

$_{18}Ar$ → سوم

$_{33}A$ → تناوب چهارم

$_{36}Kr$ → چهارم

گروه : $18 - (36 - 33) = 15$

C_2H_6O ⟶  , 

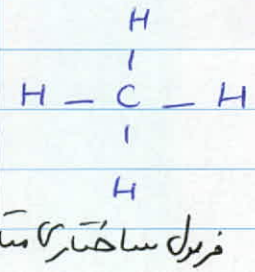
دی متیل اتر — اتانول

ایزومر (هم پار): ترکیب هایی که فرمول مولکولی یکسانی دارند ولی فرمول ساختاری آن‌ها متفاوت است. (مثل اتانول و دی متیل اتر)

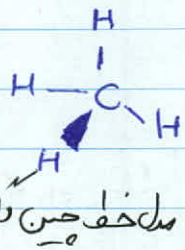
فرمول ساختاری: نحوه‌ی اتصال اتم‌ها به یکدیگر را نشان می‌دهد.

توجه: فرمول ساختاری مانند ساختار لوویس است با این تفاوت که در ساختاری، جفت‌ها نشویدی نمایش داده نمی‌شوند.

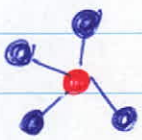
مدل‌های مختلف فرمول ساختاری



فرمول ساختاری متان



مدل خط چین دار



مدل فرمه دیلیه

مدل گلوله فضا پر کن

لذا هم به واقعیت نزدیک‌تر

نام گذاری و فرمول نویسی ترکیب‌های مولکولی:

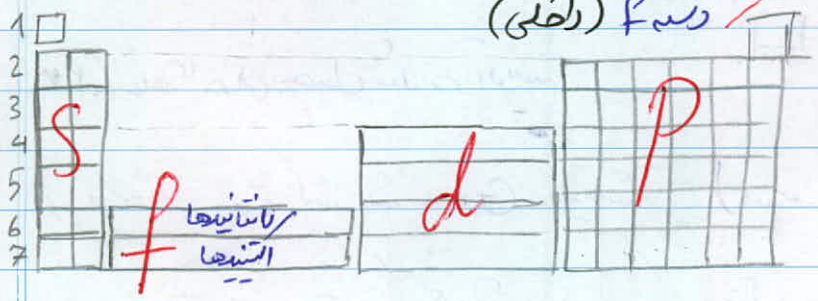
ترکیب مولکولی ناشی از پیوندهای دو یا چند نافلز است.

جدول تناوبی
- ردیف افقی ← دوره یا تناوب (۷ تناوب)
- ستون عمودی ← گروه (۱۸ گروه)

(۱) شماره خانه هر عنصر ← عدد اتمی — در تناوب (هم خانه) ← حجم اتمی میانگین

(۲) فلز ـ نافلز ـ شبه فلز — فلز > نافلز > شبه فلز : فرادانی

(۳) فلزها
- اصلی ← رشته S و P
- واسطه
  - رشته d (خارجی)
  - رشته f (داخلی)



گروه ۳ (III B)
- تناوب ششم ← لانتانیدها (۴f) — ۵۷ – ۷۰
- تناوب هفتم ← اکتینیدها (۵f) — ۸۹ – ۱۰۲

طولانی ترین تناوب در جدول، تناوب ششم است. زیرا بلوک f دارد.

تناوب هفتم هم ناقص است.

توجه: اگر تعداد عنصر سمت چپ برابر ۱ بود، از پیشوند "مونو" در ابتدای نام ترکیب خودداری می‌شود

CO_2: کربن دی‌اکسید CO: کربن مونوکسید

N_2O: دی‌نیتروژن مونوکسید NO: نیتروژن مونوکسید

N_2O_3: دی‌نیتروژن تری‌اکسید NO_2: نیتروژن دی‌اکسید

N_2O_5: دی‌نیتروژن پنتا اکسید

روش دوم: استفاده از عدد اکسایش

عدد	۱	۲	۳	۴	۵	۶	۷	۸
عناصری	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII

کربن (II) اکسید CO

کربن (IV) اکسید CO_2

نام ترکیب = نام عنصر سمت چپ + (عدد اکسایش عنصر سمت چپ) + نام عنصر سمت راست + پسوند -ید

با عددهای رومی

SF_6: گوگرد (VI) فلوئورید SO_2: گوگرد (IV) اکسید

N_2O_3: نیتروژن (III) اکسید SO_3: گوگرد (VI) اکسید

Cl_2O_7: کلر (VII) اکسید N_2O_5: نیتروژن (V) اکسید

ClF_3: کلر (III) فلوئورید

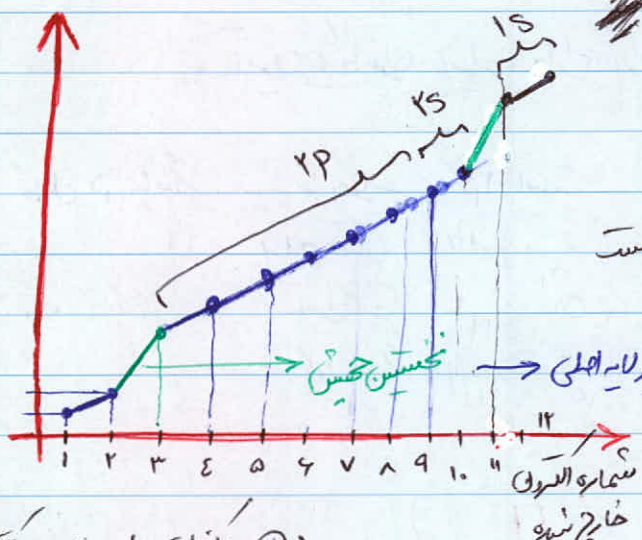
نهال
NAHAL

همواره: $IE_1 < IE_2 < IE_3 < \cdots < IE_Z$

$_{12}Mg: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

نکته ۱: تعداد جهش‌های بزرگ برابر است با تعداد لایه‌های اصلی کمتر از تعداد الکترون‌های ظرفیتی

نکته ۲: تعداد الکترون‌های ظرفیتی برابر است با تعداد یونش‌ها قبل از اولین جهش بزرگ

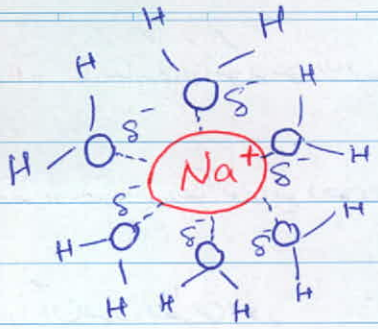


نکته ۳: اگر جهش بین IE_n و IE_{n+1} باشد

① با کندن $n+1$ امین الکترون جهش داشتیم

② با کندن n الکترون تغییر جهش اول را می‌بینیم.

④ یون-دوقطبی:



⑤ پیوند هیدروژنی: این پیوند یک جاذبه‌ی دوقطبی - دوقطبی

بسیار قوی است که در مولکول‌های H_2O ، HF ، NH_3 ، الکل‌ها ... وجود دارد

مقایسه‌ی قدرت نیروهای بین مولکولی:

یون - دوقطبی > پیوند هیدروژنی > دوقطبی - دوقطبی > دوقطبی ناقطبی > ناقطبی - ناقطبی

نیروهای دوقطبی القایی - دوقطبی القایی (نیروهای لوندن):

نیروجاذبه میان دو مولکول ناقطبی می باشد. که بر اثر ایجاد دوقطبی‌های القایی بدلیل حرکت و خیزهای ابر الکترونی، ایجاد می‌شود

نکته ۱) همانند سایر نیروهای جاذبه بین مولکولی، نیروهای لوندن با افزایش جرم و حجم مولکول افزایش می یابد

نکته ۲) از آن جایی که نیروهای لوندن نیروهای ضعیفی هستند مواد ناقطبی عموما دارای نقطه‌ی ذوب و جوش پایینی هستند

نکته ۳) میان اتم‌های گازهای نجیب در حالت مایع و جامد، تنها نیروی بین ذره‌ای، نیروی لوندن است

نهال
NAHAL

هسته) ns $(n-2)f$ $(n-1)d$ np

زیرلایه‌ی داخلی‌تر

زیرلایه‌ی خارجی‌تر

زیرلایه‌ی f: واسطه داخلی

زیرلایه‌ی d: واسطه خارجی

سوال ۱: کدام یک از زیرلایه‌های زیر را می‌توان منحصراً به آخرین زیرلایه‌ی یک کاتیون نسبت داد؟

۱) $4s^2$ ۲) $3p^6$ ۳) $4p^5$ ۴) $3d^5$

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5\ 4p^6\ 5s^2$

$4p^5 \rightsquigarrow {}_{35}I^-$ ✗

$3p^6 \rightsquigarrow {}_{18}Ar$

سوال ۲: کدام زیرلایه زیر را هم می‌توان به آخرین زیرلایه‌ی یک کاتیون و یک آنیون پایدار نسبت داد؟

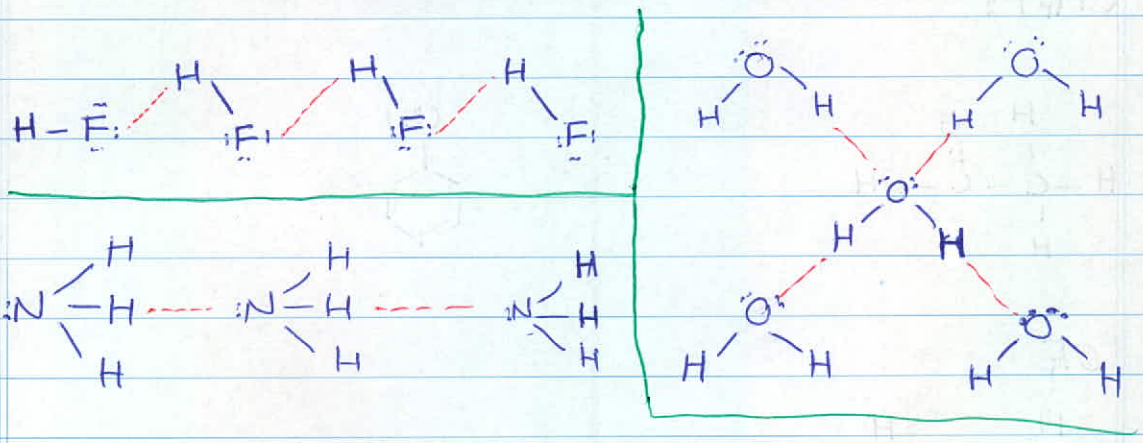
۱) $4p^5$ ۲) $3d^6$ ۳) $2p^6$ ۴) $4s^2$

نکته) بین دو مولکول آن که نیروی جاذبه بین مولکولی قوی‌تری دارد، نقطه جوش بالاتری دارد.

آسان‌تر متراکم شده و آسان‌تر مایع می‌شود

پیوند هیدروژنی:

هنگامی که هیدروژن (یعنی کوچک‌ترین اتم شناخته شده) با اتم‌های F، O، N که الکترونگاتیو ترین و کوچک‌ترین اتم‌ها شناخته شده هستند پیوند کووالانسی تشکیل دهد، این پیوند کووالانسی قطبی با بارهای δ^+ و δ^- تشکیل می‌شود که جاذبه‌ای بارها تشکیل شده بسیار زیاد است. از این رو بین دو مولکول مختلف در این شرایط جاذبه‌ای بسیار قوی بوجود می‌آید که پیوند هیدروژنی نامیده می‌شود



قدرت پیوند هیدروژنی: $H\cdots F > H\cdots O > H\cdots N$

نقطه جوش: $H_2O > HF > NH_3$

$_{24}Cr^{2+}: [_{18}Ar]\,3d^5, 4s^1 \rightsquigarrow [_{18}Ar]\,3d^4$ ← فقط یک اوربیتال خنثی d^4 و d^9 ندارد. پس این آرایش‌ها درست است.

$_{29}Cu^{2+}: [_{18}Ar]\,3d^{10}, 4s^1 \rightsquigarrow [_{18}Ar]\,3d^9$

$_{51}Sb^{3-}: [_{36}kr]\,4s^2, 4d^{10}, 4p^3 \xrightarrow{3-} [_{36}kr]\,4s^2, 4d^{10}, 4p^6 \rightsquigarrow [_{54}Xe]$

الکترون‌های ظرفیتی: (لایه ظرفیت) ← n بزرگ‌ترین ضریب در آرایش الکترونی

۱- اگر آخرین الکترون به زیرلایه s وارد شود، زیرلایه ns ← ظرفیت

$_{12}Mg: 1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2$ ← ظرفیتی

۲- ~ ~ ~ ~ ~ ~ d ~ ~ ~ ~ ~ ~ زیرلایه‌های ns, (n-1)d ← ظرفیت

$_{22}Ti: [_{18}Ar]\,3d^2\,4s^2$ ← ظرفیتی

۳- ~ ~ ~ ~ ~ ~ p ~ ~ ~ ~ ~ ~ زیرلایه‌های np, ns ← ظرفیت

$_{16}S: [_{10}Ne]\,3s^2\,3p^4$ ← ظرفیتی

نهال NAHAL

مقایسه‌ی نقطه‌ی ذوب و جوش در ترکیب‌های مولکولی:

به ترتیب اولویت در بین چند ترکیب مولکولی، موارد زیر را مقایسه می‌کنیم.

① ⇐ پیوند هیدروژنی: با توجه به اینکه پیوند هیدروژنی قوی‌ترین نیروی جاذبه‌ی بین مولکولی است، در بین چند ترکیب مولکولی، آن‌که مانند به شکل پیوند هیدروژنی باشد نقطه ذوب و جوش بالاتری دارد.

مثال) نقطه ذوب و جوش: $H_2O > H_2S$

★ یادآوری: با توجه به قوی‌تر بودن پیوند هیدروژنی H ... F از H ... O، باتوجه به دلیل بیشتر بودن تعداد پیوند هیدروژنی H_2O نقطه ذوب و جوش بالاتری نسبت به HF دارد.

② ⇐ قطبی بودن مولکول: در بین چند ترکیب مولکولی که هیچ یک پیوند هیدروژنی ندارند، مولکول‌های قطبی نسبت به مولکول‌های ناقطبی نیروی جاذبه‌ی بین مولکولی قوی‌تر و در نتیجه نقطه ذوب و جوش بالاتری دارند.

مثال) نقطه ذوب و جوش: $CO > N_2$

③ ⇐ جرم و حجم مولکول: در بین چند ترکیب که همگی قطبی یا همگی ناقطبی‌اند، هرچه جرم و حجم مولکول بیشتر شود، نیروهای جاذبه‌ی بین مولکولی قوی‌تر شده و نقطه ذوب و جوش بالاتر است.

مثال) نقطه ذوب و جوش: $H_2Se > H_2S$ / $HI > HBr$ / $I_2 > Br_2$

نهال
NAHAL

نوشتن آرایش الکترونی با استفاده از گاز نجیب.

$_{2}He$ $_{36}Kr$
$_{10}Ne$ $_{54}Xe$
$_{18}Ar$ $_{86}Rn$

① عدد اتمی و شماره تناوب گازهای نجیب را باید به خاطر سپارید

② تعیین می‌کنیم عدد اتمی عنصر مورد نظر ما بین کدام گاز نجیب است.

③ گاز نجیب با عدد اتمی کمتر را انتخاب می‌کنیم

$_{2}He$ $_{10}Ne$ $_{18}Ar$ $_{36}Kr$ $_{54}Xe$

$1s^2$ | $2s^2$ $2p^6$ | $3s^2$ $3p^6$ | $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$ | $5s^2$ $4d^{10}$ $5p^6$ | $6s^2$ $4f^{14}$ $5d^{10}$ $6p^6$ |

$7s^2$ $5f^{14}$ $6d^{10}$ $7p^6$

$_{86}Rn$

④ بعد از گاز نجیب، یک زیرلایه کمتر را می‌دهیم که ضریب (n) آن یکی بزرگتر از شماره ردیف (تناوب) گاز نجیب است.

⑤ ادامه آرایش الکترونی طبق اصل آفبا را نوشته و مرتب می‌کنیم.

$_{23}V : [_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^3 \rightarrow [_{18}Ar]\ 3d^3\ 4s^2$

$_{30}Zn : [_{18}Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2$

$_{33}As : [_{18}Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3$

$_{52}Te : [_{36}Kr]\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^4 \rightarrow 4d^{10}\ 5s^2\ 5p^4$

نهال NAHAL

هیدروژنی

$HF > HI > HBr > HCl$

در ترکیب های هیدروژن دار هر گروه، نقطه ذوب را مقایسه کنید.

هیدروژنی

$H_2O > H_2Te > H_2Se > H_2S$

کاهش جرم و حجم

$SbH_3 > NH_3 > AsH_3 > PH_3$

پیوند هیدروژنی جرم و حجم زیاد

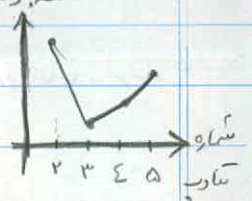
کاهش جرم و حجم

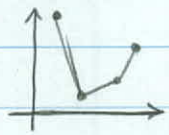
$SnH_4 > GeH_4 > SiH_4 > CH_4$

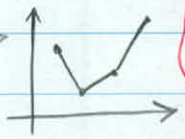
کاهش جرم و حجم

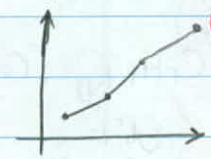
(همه ترکیب مولکولی هستند)

کاهش جرم و حجم ← جرم و حجم را بزرگ کنیم ← قطبی اند









نقطه جوش: $H_2O > HF$

نقطه ذوب: $H_2O > HF$

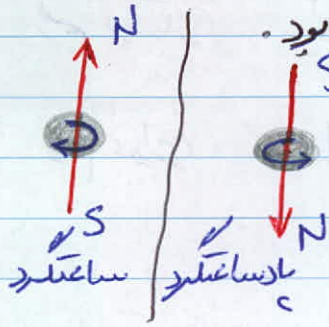
نمودارهای مهم کتاب درسی: ① نمودار انرژی یونش ② نمودار صفحه ۹۲ ***

آخر تو پایان ترم حتما ۲۵ نمره سوال میاد

- نیروهای بین ذره ای
  - پیوند بین اتمی
    - یونی
    - کووالانسی
      - قطبی
      - ناقطبی
    - فلزی
  - نیروهای بین مولکولی
    - وان دروالسی
    - پیوند هیدروژنی

نهال NAHAL

- کاشف این عدد مغناطیسی اسپین، و لغات پائولی بود.



$m_s = +\frac{1}{2}(\uparrow)$ $\quad m_s = -\frac{1}{2}(\downarrow)$

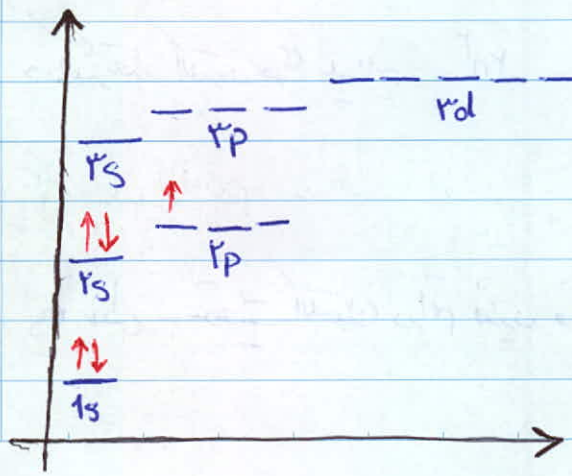
اصل طرد پائولی: در یک اتم هیچ دو الکترونی را نمی‌توان یافت که هر ۴ عدد کوانتومی آن‌ها یکسان باشد.

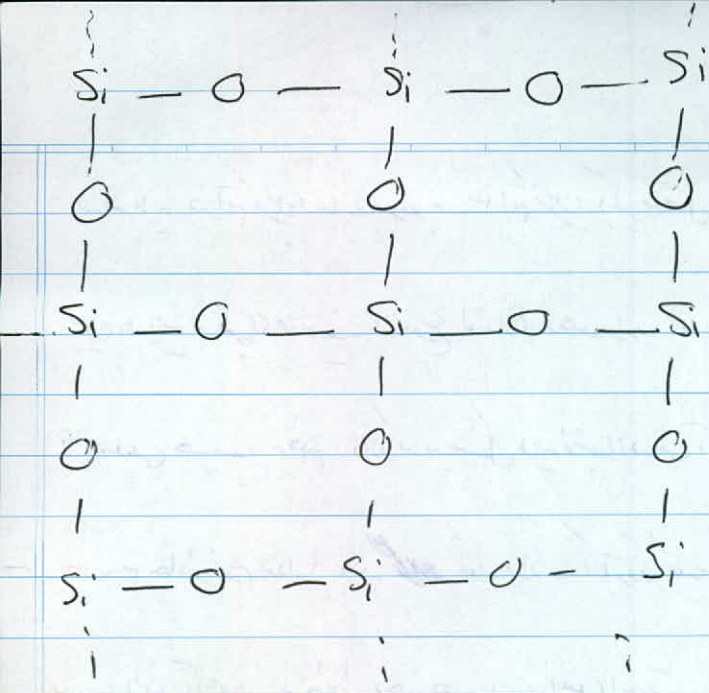
← به بیان دیگر: در یک اوربیتال حداکثر ۲ الکترون با اسپین‌های مخالف قرار می‌گیرند.

اوربیتال پرشده ← دو الکترونی
اوربیتال نیمه پر ← تک الکترونی

اوربیتال اشغال شده: ۱ یا ۲ الکترونی

- الکترون‌ها را از سطوح انرژی پایین تر طبق اصل هوندو پائولی مرتب می‌نویسیم و به این طرز آرایش الکترونی می‌گوییم.





سیلیس : (SiO_2)

از تعداد زیادی واحد $Si-O-Si$

تشکیل شده اند و شبیه بلور سیلیس

می‌دهد. اما بی‌نظم است.

تعریف آلوتروپ (دگرشکل) :

به شکل‌های مختلفی از یک عنصر که در طبیعت یافت می‌شوند، آلوتروپ یا دگرشکل گفته می‌شود. مثلاً:

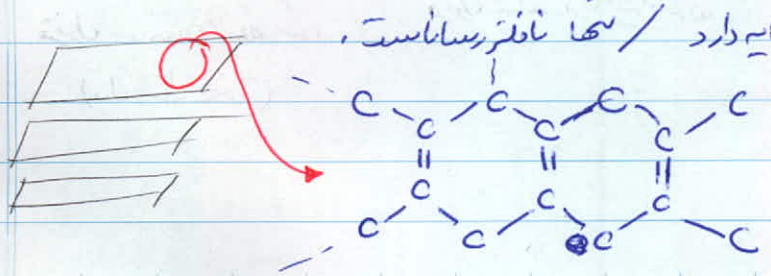
اکسیژن دارای دو آلوتروپ O_2 و O_3 می‌باشد. یا کربن دارای آلوتروپ‌هایی مختلف مانند الماس گرافیت و ... است.

الماس : ⟸ هر اتم کربن با ۴ اتم کربن دیگر پیوند یگانه دارد ⟸ چهاروجهی منتظم

۳۵۹ درجه

مهم‌ترین کاربرد الماس هم در وسایل تزیینی و جواهرآلات است.

گرافیت : ⟸ ساختار لایه لایه دارد / تنها نافلز رسانا است.



بیشترین تعداد الکترون یک اتم (در حالت پایه) حداکثر هشت تایی اصلی الکترونی مشاهده شده است.

۲- عدد کوانتومی دوم یا اوربیتالی (l)

$l = 0, 1, 2, 3, \dots, (n-1)$

نوع زیرلایه

$n=1 \rightarrow l=0$ (1s)

$n=2 \rightarrow l=0$ (2s)، $l=1$ (2p)

$n=3 \rightarrow l=0$ (3s)، $l=1$ (3p)، $l=2$ (3d)

$l=0 \rightarrow s$ / $l=1 \rightarrow p$ / $l=2 \rightarrow d$ / $l=3 \rightarrow f$

$l=4 \rightarrow g$ / $l=5 \rightarrow h$ / $l=6 \rightarrow i$ / ...

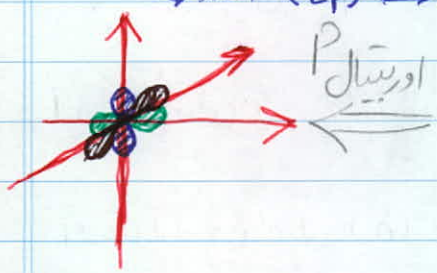
۳- عدد کوانتومی مغناطیسی (m_l): جهت گیری اوربیتال های یک زیرلایه را در فضا مشخص می کند.

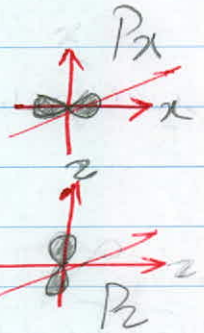
$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$

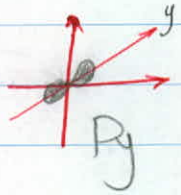
$n=1 \rightarrow l=0$ (1s) $\rightarrow m_l=0$

$n=2 \rightarrow l=0$ (2s)

$\rightarrow l=1$ (2p) $\rightarrow m_l$ { -1, 0, 1







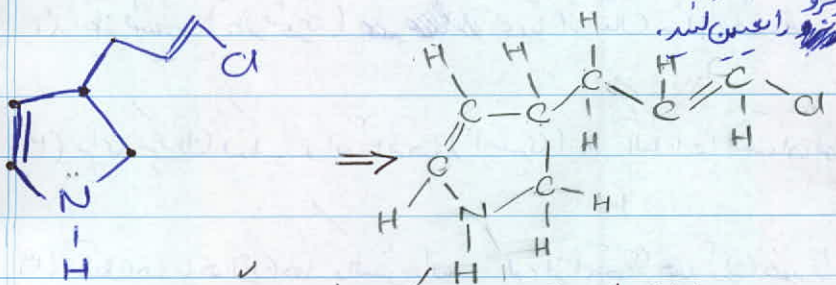
نهال
NAHAL

تبدیل مدل نقطه خط به مدل ساختاری کشیدن:

① محل تلاقی دو خط و انتهای هر خط به شرط عدم وجود یک عنصر دیگر، مربوط به عنصر کربن است

② با توجه به اینکه ظرفیت کربن برابر ۴ است، کمبود ظرفیت کربن را با اتم های هیدروژن جبران می کنیم.

مثال: فرمول مولکولی ترکیب روبرو را تعیین کنید.



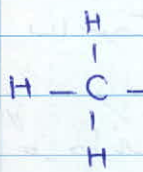
$\Rightarrow C_7H_{10}ClN$

* در فرمول ساختاری هیچ الکترون ناپیوندی را نمی نویسیم. *

هیدروکربن ها: ترکیباتی که در ساختار آن ها کربن و هیدروژن وجود داشته باشد، هیدروکربن نام دارد.

آلکان ها: ⟸ فرمول عمومی: C_nH_{2n+2}

متان $\hookrightarrow CH_4$



اتان $\hookrightarrow C_2H_6$

نام گذاری = پیشوند مربوط + آن

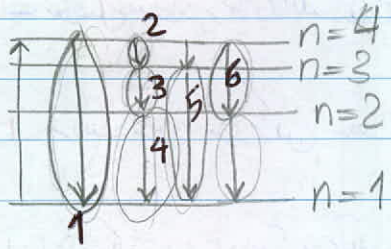
تعداد	۱	۲	۳	۴	۵	۶	۷	۸	۹	۱۰
پیشوند	مت	ات	پروپ	بوت	پنت	هگز	هپت	اکت	نون	دک

پیوندهای همگلی ساده (یگانه) / آرایش سه بعدی کربن: چهاروجهی نامتقارن

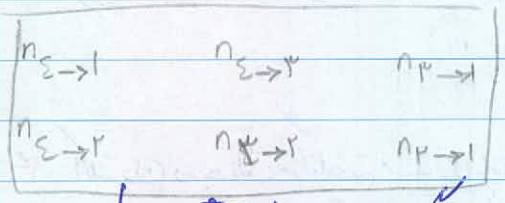
زاویه: حدود ۱۰۹/۵ درجه

- به همین دلیل همزمان با این طیف ها و رنگ ها، انتقالات دیگری در ناحیه فرابنفش و فروسرخ

می بینیم.



- در انتقال الکترون از $n=4$ به $n=1$ چند نوع فوتون ممکن است آزاد شود؟



۶ نوع فوتون

- مدل بور برای اتم های دیگر و توجیه طیف اتمی شان، حواله شود و فقط می توانست طیف اتمی هیدروژن و اتم های تک الکترونی (He^+ , Li^{2+} و ...) صحیح بوده

زیرا به فقط اینکه دو الکترون در هسته مرکز بگیرند، این دو می توانند روی یکدیگر و موقعیت دیگری تأثیر

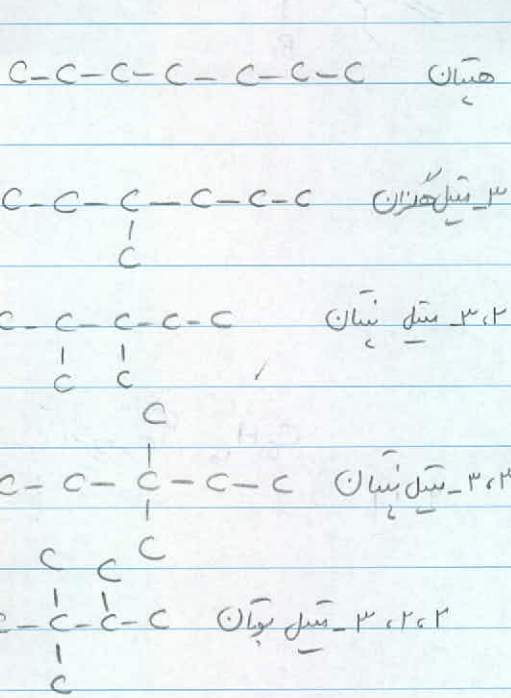
گذارده

- اصل دیگری که مدل بور را نقض می کرد، اصل عدم قطعیت هایزنبرگ بود که به روش ریاضی

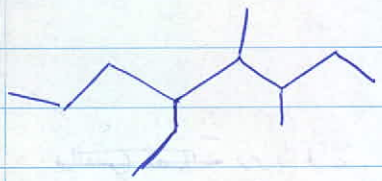
اشکالاتی به مدل بور وارد کرده

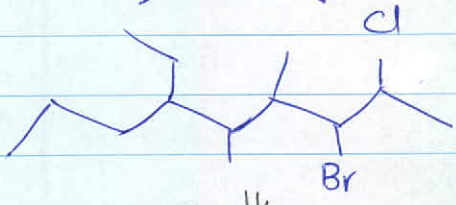
- انیشتین به رفتار شبه ذره ای و رفتار

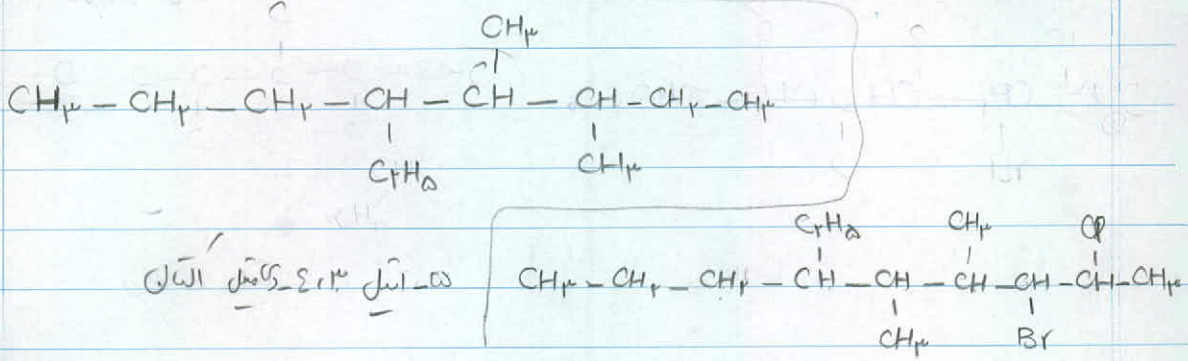
- تمام ایزومرهای ممکن برای C_7H_{16}



مثال) به روش آیوپاک نام گذاری کنید.







۳-برومو ۲-کلرو ۶-اتیل ۴،۵-دی متیل نونان

- هر نوع طیفی، ۲ برایش یک واژه (نشری یا جذبی) و یک واژه (گسسته یا پیوسته) بکار می‌بریم.

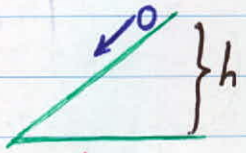
★ البته ما عملا طیف جذبی پیوسته نداریم. چرا؟ زیرا برابر با طیف سیاه می‌شود و انگار ما طیفی نداریم.

- بعد از این فرض فهمیدند که طیف‌های اتمی مربوط به حرکت و انتقال الکترونیست.

نیلز بور برای توجیه طیف‌های اتمی مدل اتمی رادرفورد را نارسا دانست ولی شکل هسته را به شکل مدل رادرفورد فرض کرد. اما برای الکترون‌ها حرکات نامنظم تعریف کرد.

(تغییر انرژی کوانتومی)

(گسسته)



(تغییر انرژی کلاسیک)

(پیوسته)

ما می‌دانیم که طیف‌های اتمی طول موج‌های خاصی دارند و هر مقداری را نمی‌پذیرند. از طرفی می‌دانیم که این طول موج‌ها در اثر حرکات الکترونی تولید می‌شوند.

طیف‌های گسسته (خطی) هستند

⇐ تغییر انرژی الکترون بصورت کوانتومی یا گسسته است.

- الکترون از کجا می‌فهمد که هر مقدار انرژی را نگیرد؟

نهال NAHAL

معرفی آلکین ها:

فرمول عمومی: C_nH_{2n-2}

در ساختار خود فقط یک پیوند سه گانه دارد. زاویه پیوندی: 180°

C_2H_2 C_3H_4 ---

آلکان < آلکن < آلکین : واکنش پذیری

اتین پروپین ---

واکنش پذیری: اتان < اتن < اتین : $C_2H_6 < C_2H_4 < C_2H_2$

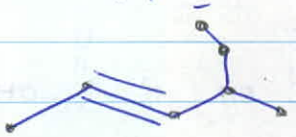
طول پیوند کربن-کربن: اتان > اتن > اتین : $C_2H_6 > C_2H_4 > C_2H_2$

زاویه پیوندی سه اتم کربن: اتان > اتن > اتین : $C_2H_6 > C_2H_4 > C_2H_2$

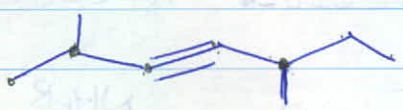
اهم کربن

نام گذاری آلکین ها به روش آیوپاک:

نام گذاری آلکین ها دقیقا مشابه آلکن هاست با این تفاوت که در نوشتن نام زنجیره ی اصلی به جای پیوند (ـ ـن) از پیوند (ـاین) استفاده می شود یعنی زنجیره اصلی بر اساس آلکین هم کربن خود نام گذاری می شود



۴ـ متیل ۲ـ هگزین



۵،۲ـ دی متیل ۳ـ هپتین

نهال
NAHAL

مروری بر مطالب پیش

طیف: گستره یا بازه

چینی‌ها در جشن‌هایشان، تولید آتش می‌کردند و رنگ و نور از آن به وجود می‌آمد.

گوگرد + زغال + پتاسیم نیترات : باروت سیاه

KNO_3 + C + S

طیف الکترومغناطیس گستره یا بازه‌ای از امواج الکترومغناطیس برحسب طول موج و انرژی.

(موج: انتقال انرژی بدون ماده)

یعنی در یک موج، ماده انرژی را منتقل نمی‌کند.

موج دو نوع است: ۱) موج مکانیکی: که نیاز به ماده دارند مثل صوت.

۲) موج الکترومغناطیس که برای انتقال نیاز به ماده ندارند. مثل:

امواج رادیویی	ریزموج	زیرقرمز IR	نور مرئی	فرابنفش UV	پرتو X	پرتو گاما

(۷۵۰ nm) قرمز ... نارنجی ... زرد ... سبز ... آبی ... نیلی ... بنفش (۳۸۰ nm)

بیشترین انرژی

افزایش طول موج ← کاهش فرکانس.

نکته)

در میان خانواده‌ها گروه‌های عاملی، الل‌ها، فنوتیپ‌ها، کروموزوم‌های اسیدها، آمین‌ها و اسیدها

تا درجه‌ای پیوند هیدروژنی هستند.

NAHAL