نشـــریه آموزشـــی ، مشـــاوره ای و انگیـــزشـــی

آی کنکوری

www.ikonkuri.ir

ثبت شـــده در وزارت فرهـــنگ و ارشـــاد اســـلامی

مصاحبه اختصاصی
با رتبه های برتر

آرشیـــــو جامع
نمـــونه ســـــؤالات

آزمون های کنکور سراسری
آزمون های آزمایشـــــی

میان تـرم و پایان تـرم
دبیـرستان و دانشـــگاه
سراسری ، پیام نور ، آزاد و المپیاد

مشاوره تحصیلی و آموزشی
کارشناسی ، ارشد و دکتری

مشاوره انگیزشی و...

برنامه ریزی ، آموزش و آزمون
کتاب ، جزوه ، آزمونهای تستی
و تشـــــریحی استاندارد

نام و شهر خود را به

۵۰۰۰ ۲۲۰ ۴۳ ۵۵

ارسال کنید و با مشـــاوره و بـرنامـه ریزی تخصصـی و حرفـه ای همراه ما باشید

instagram.com/ikonkuri

telegram.me/ikonkuri_Channel

اساتید گرامی برای ارسال جزوات خود لطفا فایل جزوه را به ایمیل:

INFO@IKONKURI.IR

ارسال کرده تا در اسرع وقت در سایت قرار گیرد

« بنام خدای بخشنده‌ی مهربان » « جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه »

- مناسبه‌ی تعداد الکترون (e)، پروتون (p)، نوترون (n) و عدد اتمی (Z)، عدد جرمی (A):

- مثال‌ها از عنصر و یون:

۱) $^{23}_{11}Na$ (A: عدد جرمی، Z: عدد اتمی) $\begin{cases} e = 11 \\ p = 11 \\ n = 23-11 = 12 \end{cases}$

۲) $^{16}_{8}O$ $\begin{cases} e = 8 \\ p = 8 \\ n = 16-8 = 8 \end{cases}$

۳) $^{23}_{11}Na^{+}$ (فقط باعث کم و زیاد شدن الکترون می‌شود) $\begin{cases} e = 11-1 = 10 \\ p = 11 \\ n = 23-11 = 12 \end{cases}$

نکته: فلزها ← کاتیون ← یون مثبت
نافلزها ← آنیون ← یون منفی

۴) $^{16}_{8}O^{2-}$ (کم و زیاد شدن تعداد الکترون‌ها) $\begin{cases} e = 8+2 = 10 \\ p = 8 \\ n = 16-8 = 8 \end{cases}$

نکته: وقتی اتمی به یون (کاتیون یا آنیون) تبدیل شد فقط و فقط تعداد الکترون آن عوض می‌شود (تغییر می‌کند).

۵) $^{1}_{1}H$ $\begin{cases} e = 1 \\ p = 1 \\ n = 1-1 = 0 \end{cases}$

چند نکته در مورد هیدروژن (H):

① تنها اتمی که نوترون ندارد.
② تنها اتمی که عدد جرمی، عدد اتمی برابر دارد.
③ تنها اتمی که فقط جاذبه دارد ولی دافعه ندارد.

- عدد اتمی چیست؟ به تعداد پروتون‌ها؛ عدد اتمی (Z) می‌گویند.

- عدد جرمی چیست؟ به مجموعه پروتون‌ها و نوترون‌ها؛ عدد جرمی (A) می‌گویند.

نکته بسیار مهم: $^{A}_{Z}X$ ← نماد شیمیایی عنصر
A ← عدد جرمی
Z ← عدد اتمی

$A = Z + N$
A: عدد جرمی
Z: تعداد پروتون‌ها (عدد اتمی)
N: تعداد نوترون‌ها

(T) در یون X^{-} تعداد الکترون (e) با نوترون (n) برابر است: اگر $A = 35$ باشد آنگاه عدد اتمی (Z) را بدست آورید؟

فرمول مهم تستی ⇐ $Z = \frac{A - \text{اختلاف نوترون و پروتون}}{2}$

$= \frac{35-1}{2} = \boxed{17}$

(T) در X^{2-} تعداد e با n برابر و مساوی 14 است؛ مقدار جرم اتمی (A) را بیابید؟

$A = p + n \Rightarrow A = 14+14 = \boxed{30}$

$X^{2-}: e = 14 \Rightarrow X: e = 14$

(T) اختلاف پروتون (p) و نوترون (n) برابر ۳ می‌باشد و اگر $A = 45$: حال یون X^{3+} چند الکترون دارد؟

$Z = \frac{A - \text{تفاوت } p \text{ و } n}{2} = \frac{45-3}{2} = \boxed{21}$

نکته: عدد اتمی (Z) که برابر ۲۱ می‌باشد مربوط به یون X^{3+} است

$X^{3+}: e = 21 \Rightarrow X: e = 21-3 = \boxed{18}$

(T) جرم الکترون (e) $\frac{1}{2000}$ نوترون (n) و پروتون (p) است نسبت جرم الکترون به جرم اتم در $^{2Z}_{Z}X$ کدام است؟

$\frac{\text{جرم الکترون } e}{\text{جرم اتم}} = \frac{\frac{1}{2000}Z}{2Z} = \boxed{\frac{1}{4000}}$

(T) تفاوت الکترون (e) و نوترون (n) در یون $^{95}_{50}X^{+}$ برابر 16 می‌باشد عدد اتمی (Z) چقدر است؟ ★

$Z = \frac{A - \text{اختلاف } p \text{ و } n}{2} = \frac{95-11}{2} = \frac{84}{2} = \boxed{41}$

(T) عدد جرمی عنصری بر حسب N کدام است اگر: $N = 2Z - 8$

$N = 2Z + N \Rightarrow Z = \frac{N+8}{2}$

$A = Z + N \Rightarrow A = \frac{N+8}{2} + N = \frac{N}{2} + \frac{8}{2} + \frac{N}{1} = \boxed{\frac{3}{2}N + 4}$

(T) تعداد الکترون، پروتون، نوترون در یون H_3O^{+} کدام است:

نکته: در این گونه تست‌ها ایزوتوپ‌ها را سئوال مشخص می‌کند یعنی: $^{1}_{1}H$ $^{16}_{8}O$

H_3O^{+} $\begin{cases} p = 3(1)+8 = \boxed{11} \\ e = 11-1 = \boxed{10} \\ n = 3(0)+8 = \boxed{8} \end{cases}$

- ایزوتوپ: به اتم‌های یک عنصر که عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوت داشته باشند.

- شباهت‌ها:
① عدد اتمی (Z) یکسان است.
② تعداد پروتون (p) یکسان است.
③ تعداد الکترون (e) یکسان است.
④ خواص شیمیایی یکسان دارند.

- تفاوت‌ها:
① عدد جرمی متفاوت است.
② تعداد نوترون متفاوت است.
③ درصد فراوانی در طبیعت متفاوت است.
④ پایداری آن متفاوت و خواص فیزیکی وابسته به جرم متفاوت است.

«بنام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

- بررسی ایزوتوپ‌های هیدروژن و اکسیژن:

$^{1}_{1}H$ هیدروژن معمولی — $^{2}_{1}D$ دوتریم هیدروژن سنگین — $^{3}_{1}T$ تریتیم هیدروژن پرتوزا ناپایدار

$^{16}_{8}O$ $^{17}_{8}O$ $^{18}_{8}O$

(T) اگر هیدروژن ۳ و اکسیژن ۴ ایزوتوپ داشته باشد چند نوع مولکول آب H_2O داریم:

H_2O

x_2 x_y y_2 x_z z_2 y_z — ۶ حالت

x y z — ۳ حالت

مدل مولکول آب داریم $\boxed{18} = 6 \times 3$

نکته ★:
- سبک‌ترین حالت آب: $2(1)+16=18$
- سنگین‌ترین حالت آب: $2(3)+18=24$

(T) اگر تعداد ایزوتوپ‌های H و O (هیدروژن و اکسیژن) ۲ فرض شود چند نوع مولکول آب H_2O داریم:

H_2O

x_2 y_2 z_2 — ۳ حالت

x y — ۲ حالت

مدل مولکول آب داریم $\boxed{6} = 2 \times 3$

(T) اگر اکسیژن ۳ ایزوتوپ داشته باشد چند نوع مولکول ازون O_3 خواهیم داشت؟

O_3

x_3 y_3 z_3 — ۳ حالت

x_2y x_2z — ۲ حالت

y_2x y_2z — ۲ حالت

z_2x z_2y — ۲ حالت

xyz — ۱ حالت

مدل مولکول ازون داریم $\boxed{10} = 1+2+2+2+3$

نکته: در چنین تست‌هایی باید تمام حالات را نوشته سپس هر حالت را باهم جمع کرد.

(T) اگر گاز کلر دارای دو ایزوتوپ ^{35}Cl و ^{37}Cl باشد و درصد فراوانی ایزوتوپ سبکتر ۷۵٪ باشد؛ جرم اتمی میانگین کلر کدام است؟

جرم اتم سبکتر + (درصد فراوانی ایزوتوپ سنگین‌تر × اختلاف جرم اتمی) ⇐ فرمول حجم تستی

جرم میانگین اتمی کلر $= 35 + (2 \times \frac{25}{100}) = \boxed{35.5}$

(T) اگر مس دو ایزوتوپ ^{63}Cu و ^{65}Cu داشته باشد و میانگین جرم اتمی آن ۶۳٫۵ باشد؛ آنگاه درصد فراوانی ایزوتوپ سبک‌تر کدام است؟

درصد فراوانی سنگین $= x$

درصد فراوانی سبک $= 100 - x$

$$63.5 = \frac{(65x) + 63(100-x)}{100}$$

$$65x + 6300 - 63x = 6350 \Rightarrow 2x = 50$$

$$\Rightarrow x = \boxed{25}$$

درصد فراوانی ایزوتوپ سنگین‌تر

$$\Rightarrow x' = \boxed{75\%}$$

درصد فراوانی ایزوتوپ سبک‌تر

(T) اگر به ازای ۲ اتم $^{20}_{10}Ne$ و ۳ اتم $^{22}_{10}Ne$ وجود داشته باشد؛ میانگین جرم اتمی کدام است؟

ضرب در صورت — ضرب در صورت — جمع در مخرج

$$\frac{(2 \times 20) + (3 \times 22)}{2+3} = \frac{40+66}{5} = \boxed{21.2}$$

جرم اتمی میانگین

(T) در یون x^{2+} مطلوب است: الکترون $e = 36$ ، نوترون $n = 45$

حال کدام اتم زیر ایزوتوپ x است؟

گزینه ۱) $^{84}_{38}D$ — گزینه ۲) $^{79}_{34}C$ — گزینه ۳) $^{80}_{34}B$ — گزینه ۴) $^{83}_{38}A$

$38 + 45 = 83$ (عدد جرمی)

$36 + \boxed{2} = 38$ (عدد اتمی)

به دلیل x^{2+}

جواب گزینه 1 است؛ زیرا گفته شده که ایزوتوپ x را بدست بیاورید یعنی:

$^{83}_{38}X$ و $^{84}_{38}X$

باهم ایزوتوپ هستند؛ یعنی دارای عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوت.

University of Engineering
8MiT8 1861 Massachusett Institute of Technology

« بنام خدای بخشنده‌ی مهربان » « جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه »

- رسم آرایش الکترونی :

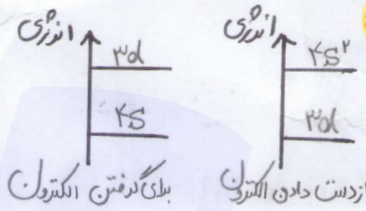
حتماً باید حفظ شود

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

شروع

افزایش سطح انرژی

نکته‌ی بسیار مهم کنکوری :



۱ وقتی که زیرلایه‌ی $4s^2$ الکترون گرفت بالاتر از لایه‌ی 3d قرار می‌گیرد.

۲ زیرلایه‌ی 4s نسبت به زیرلایه‌ی 3d هم زودتر پر می‌شود یعنی الکترون می‌گیرد و هم زودتر الکترون از دست می‌دهد و خالی می‌شود.

۳ دو زیرلایه‌ی 3d و 4s هستند که سطح انرژی آن‌ها یکدیگر را قطع می‌کند.

نکته‌ی بسیار مهم کنکوری :

۱ سطح‌های انرژی در اتم هیدروژن برابر است.

۲ هیدروژن [تک الکترونی] می‌گویند.

— 3s — 3p — 3d
— 2s — 2p
— 1s

نمودار زیرلایه‌های اتم هیدروژن (تک الکترونی)
فقط و فقط برای هیدروژن

- بررسی آرایش الکترونی :

$\underbrace{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6}_{18\,[Ar]}\ \underbrace{4s^2\ 3d^{10}}_{Z=21\ \text{تا}\ 30\ \text{واسطه دوره ۴}}\ 4p^6\ \underbrace{5s^2\ 4d^{10}}_{Z=39\ \text{تا}\ 48\ \text{واسطه دوره ۵}}\ 5p^6\ 6s^2$

مثال : آرایش الکترونی موارد زیر را بنویسید :

۱) $_{21}Sc$: $[Ar]\ 3d^1\ 4s^2$

۲) $_{26}Fe$: $[Ar]\ 3d^6\ 4s^2$

۳) $_{28}Ni$: $[Ar]\ 3d^8\ 4s^2$

۴) استثناء مهم ⇐ $_{24}Cr$: $[Ar]\ 3d^5\ 4s^1$

۵) استثناء مهم ⇐ $_{29}Cu$: $[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^1$

۶) $_{25}Mn$: $[Ar]\ 3d^5\ 4s^2$

۷) $_{30}Zn$: $[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2$

نکته مهم : در واسطه‌های دوره ۴ چند تا عنصر d آن‌ها نیمه پر هستند که عبارتند از : (۲) عنصر

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

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

زیرلایه‌ی d نیمه پر است.

۸) $_{40}X$: $[Kr]\ 4d^2\ 5s^2$ ⇐ $40 - 18 = \boxed{22}$

۹) $_{46}X$: $[Kr]\ 4d^8\ 5s^2$ ⇐ $46 - 18 = \boxed{28}$

۱۰) استثناء مهم $_{42}X$: $[Kr]\ 4d^5\ 5s^1$ ⇐ $42 - 18 = \boxed{24}$

۱۱) استثناء مهم $_{47}X$: $[Kr]\ 4d^{10}\ 5s^1$ ⇐ $47 - 18 = \boxed{29}$

۱۲) $_{32}X$: $[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^2$

چون از عنصر ۳۰ گذشته و به ۳۲ رسیده پس آرایش الکترونی عنصر ۳۰ را رسم کرده و $4p^2$ را اضافه می‌کنیم

- مثال برای یون‌ها :

۱۳) $_{21}Sc^{3+}$: $[Ar]\ 3d^1\ 4s^2 = [Ar]$

۱۴) $_{26}Fe^{3+}$: $[Ar]\ 3d^6\ 4s^2 = [Ar]\ 3d^5$

۱۵) $_{24}Cr^{3+}$: $[Ar]\ 3d^5\ 4s^1 = [Ar]\ 3d^3$

۱۶) $_{29}Cu^{2+}$: $[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^1 = [Ar]\ 3d^9$

۱۷) $_{33}X^{3-}$: $[Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^3 = [Ar]\ 3d^{10}\ 4s^2\ 4p^6$

نکته بسیار مهم : برای بررسی و رسم آرایش الکترونی برای یون‌ها ابتدا آرایش الکترونی خنثی عنصر را نوشته سپس به تعداد آنیون یا کاتیون از زیرلایه‌ها به ترتیب کم می‌کنیم مانند مثال‌های بالا :

University of Engineering
8MiT8 sajad 18 61
Massachusett Institute of Technology

«بنام خدای بخشنده مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

- لایه های ظرفیت :

۱) $_{۲۵}Mn : [Ar]\ \underbrace{۳d^{۵}\ ۴s^{۲}}_{\text{لایه ظرفیت}}$ ← الکترون های ظرفیت $۵+۲=\boxed{۷}$

- الکترون های ظرفیت : ۷
- تعداد لایه ها : ۴
- لایه ظرفیت : $۳d^{۵}۴s^{۲}$
- دوره : $n=۴$

۲) $_{۳۴}X : [Ar]\ ۳d^{۱۰}\ ۴s^{۲}\ ۴p^{۴}$ ← الکترون های ظرفیت $۲+۴=\boxed{۶}$

- الکترون های ظرفیت : $۲+۴=\boxed{۶}$
- تعداد لایه ها : ۴
- لایه ظرفیت : $۴s^{۲}۴p^{۴}$
- دوره : $n=۴$

۳) $_{۳۷}Rb : [Kr]\ ۵s^{۱}$

اعداد کوانتومی:
$n=۵$
$l=۰$
$m_l=۰$
$m_s=+\frac{۱}{۲}$

- الکترون های ظرفیت : ۱
- تعداد لایه ها : ۵
- لایه ی ظرفیت : $۵s^{۱}$
- دوره : $n=۵$
- گروه : ۱

- رسم آرایش الکترونی (تعیین دوره و گروه) :

نکته ⇐ اگر به $s^{۱}$ ختم شد آنگاه ⇐ گروه ۱

نکته ⇐ اگر به $s^{۲}$ ختم شد آنگاه ⇐ گروه ۲

نکته ⇐ اگر به p^{x} ختم شد آنگاه ⇐ گروه $x+۱۲$

نکته ⇐ اگر به $d^{x}s^{x'}$ ختم شد آنگاه ⇐ گروه $x+x'$

- به بزرگترین ضریب سمت چپ : دوره می گویند.

مثال :

۱) $X : \underbrace{۵}_{\text{دوره}}p^{۵}$ — گروه : $p^{x}=x+۱۲ \Rightarrow ۵+۱۲=\boxed{۱۷}$ ؛ دوره : $n=۵$

۲) $X : ۳d^{۷}\underbrace{۴}_{\text{دوره}}s^{۲}$ — گروه : $d^{x}s^{x'}=x+x' \Rightarrow ۷+۲=\boxed{۹}$ ؛ دوره : $n=۴$

۳) $X : ۴d^{۱۰}\underbrace{۵}_{\text{دوره}}s^{۱}$ — گروه : $d^{x}s^{x'}=x+x' \Rightarrow ۱۰+۱=\boxed{۱۱}$ ؛ دوره : $n=۵$

۴) $X^{۳-} : ۳p^{۶}$ — گروه : $p^{x}=x+۱۲ \Rightarrow ۳+۱۲=\boxed{۱۵}$ ؛ دوره : $n=۳$

$\underset{\text{خنثی}}{X} : ۳p^{۳}$

۵) $\underbrace{X}_{\text{یون}}^{۳+} : ۳p^{۶}$ — گروه : $d^{x}s^{x'}=x+x' \Rightarrow ۱+۲=\boxed{۳}$ ؛ دوره : $n=۴$

$\underset{\text{خنثی}}{X} : ۳p^{۶}\ ۳d^{۱}\ \underset{\text{دوره}}{۴s^{۲}}$

۶) $X^{۳+} : ۳d^{۳}$ — گروه : $d^{x}d^{x'}=x+x' \Rightarrow ۵+۱=\boxed{۶}$ ؛ دوره : $n=۴$

$\underset{\text{خنثی}}{X} : ۳d^{۵}\ ۴s^{۱}$

۷) $X^{۲+} : ۳d^{۹}$ — گروه : $۱۰+۱=\boxed{۱۱}$ ؛ دوره : $n=۴$

$\underset{\text{خنثی}}{X} : ۳d^{۱۰}\ \underset{\text{دوره}}{۴s^{۱}}$

- بررسی تعیین ظرفیت (خیلی مهم) :

گروه	۱	۲	۱۳	۱۴	۱۵	۱۶	۱۷
ظرفیت	۱	۲	۳	۴	۳ ۵	۲ ۴ ۶	۱ ۳ ۵ ۷

مثال : اگر $_{۳۳}A$ و $_{۲۰}B$ باشد فرمول حاصل از ترکیب را بیابید؟

$_{۲۰}B : [Ar]\ ۴s^{۲}$ ⇐ گروه : ۲ ؛ ظرفیت : ۲

$_{۳۳}A : [Ar]\ ۳d^{۱۰}\ ۴s^{۲}\ ۴p^{۳}$ ⇐ گروه : $۱۲+۳=۱۵$ ؛ ظرفیت : ۳

فرمول حاصل از ترکیب

$B_{۳}A_{۲}$

ظرفیت A به B داده می شود.

ظرفیت B به A داده می شود

University of Engineering
8MiT8 1861 sajad
Massachusett Institute of Technology

« بنام خدای بخشنده‌ی مهربان » « جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه »

مثال مهم کنکوری : در اتم $_{۲۶}F$ مطلوب است :

۱- چند اوربیتال از الکترون پر شده است ؟ ۱۱ اوربیتال پُر

۲- چند اوربیتال از الکترون اشغال شده است ؟

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

↑↓	↑	↑	↑	↑

اوربیتال ناقص

تعداد اوربیتال اشغال شده = تعداد اوربیتال پر شده + تعداد اوربیتال ناقص (ناکامل)

تعداد اوربیتال اشغال شده = ۱۱ + ۴ = $\boxed{۱۵}$

۳- چند زیرلایه از الکترون پر شده است ؟ فقط ۶ اوربیتال تکمیل و پُر است

۴- چند زیرلایه از الکترون اشغال شده است ؟

تعداد زیرلایه‌های اشغال شده = تعداد زیرلایه‌ی پر + تعداد زیرلایه‌های (ناتکمیل)

تعداد زیرلایه‌های اشغال شده = ۶ + ۱ = $\boxed{۷}$

۵- چند لایه از الکترون پر شده است ؟ ۲ لایه (فقط لایه اوّل و دوّم)

۶- چند لایه از الکترون اشغال شده است ؟ ۴ لایه (همه)

مثال بسیار مهم کنکوری : در تناوب ۴ جدول تناوبی عناصر ذیل مطلوب است :

①	②	③ →	← ⑫	⑬ →	← ⑱
S		d		P	
$_{19}K$	$_{20}Ca$	۲۱	۳۰	۳۱	۳۶
		واسطه		غیرواسطه	

۱- چند عنصر ختم به $4s^1$ می‌شوند : ۳ عنصر $_{19}K + _{29}Cu + _{24}Cr$

۲- چند عنصر ختم به $4s^2$ می‌شوند : ۹ عنصر ۸ عنصر واسطه + $_{20}Ca$

۳- چند عنصر زیرلایه‌ی $3d^{10}$ پُر می‌کنند ؟ ۸ عنصر

۶ تا عنصر غیرواسطه + $_{30}Zn + _{29}Cu$.

۴- چند عنصر زیرلایه‌ی $3d^5$ را نیمه پر می‌کند ؟ ۲ عنصر

$_{25}Mn + _{24}Cr$

۵- چند عنصر زیرلایه‌ی $4s^2$ دارند ؟ ۱۵ عنصر

۶ عنصر غیرواسطه + ۸ عنصر واسطه + $_{20}Ca$ = ⑮ جمعاً

- بررسی اعداد کوانتومی :

- **عدد کوانتومی اصلی (n) :**
  ۱- نشان‌دهنده فاصله از هسته.
  ۲- شماره لایه‌ها.
  ۳- اندازه اوربیتال.

نکته ۱ : اگر n افزایش پیدا کند انرژی نیز افزایش پیدا می‌کند.

↑ انرژی ↑ n

نکته ۲ : حداکثر فقط ۷ لایه اطراف هسته وجود دارد که پایدارترین حالت آن زمانی است که n = ۱ باشد.

نکته ۳ :
- فرمول تعداد زیرلایه‌ها = n
- فرمول تعداد اوربیتال‌ها = n^2
- فرمول تعداد الکترون (e) = $2n^2$

نکته بسیار مهم : به مجموعه‌ی زیرلایه‌هایی که با n برابر است « لایه » می‌گویند :

n=۲ → ۲p , ۲s

- **عدد کوانتومی فرعی (l) :**
  ۱- نوع زیرلایه را نشان می‌دهد.
  ۲- شکل اوربیتال را نشان می‌دهد.

نکته ۱ :

l	s	p	d	f
شماره	۰	۱	۲	۳

۰ ← کروی شکل است
۱ ← دمبلی شکل است

نکته ۲ :
- فرمول تعداد اوربیتال = $2l+1$
- فرمول تعداد الکترون‌ها = $2(2l+1)$
- فرمول هر لایه‌ی l = (۰ الی n-1)

نکته بسیار مهم : زیرلایه : یعنی مجموعه‌ای از اوربیتال‌های برابر با l .

- **عدد کوانتومی مغناطیسی (m_l) :** جهت‌گیری اوربیتال‌ها را در فضا از $-l$ تا $+l$ نشان می‌دهد.

اوربیتال s : ↑↓ — ۰

اوربیتال‌های d : ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ — ۲- ۱- ۰ +۱ +۲

اوربیتال‌های p : ↑↓ ↑↓ ↑↓ — ۱- ۰ +۱

اوربیتال‌های f : ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ — ۳- ۲- ۱- ۰ +۱ +۲ +۳

University of Engineering 8MiT8 Massachusett Institute of Technology sajad 1861

«بنام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

- **عدد کوانتومی اسپینی (m_s)**: نوع حرکتی که الکترون به دور خودش می‌چرخد.

$\boxed{\uparrow}\ m_s = +\frac{1}{2}$ $\boxed{\downarrow}\ m_s = -\frac{1}{2}$

- **اصل طرد پائولی**: در یک اتم هیچ دو الکترونی یافت نمی‌شود که هر چهار عدد کوانتومی آن (n, l, m_l, m_s) یکسان و برابر باشد.

- هر اوربیتال حداکثر گنجایش ۲ الکترون دارد، که دو الکترون هوازی و غیرهم سو هستند.

نکته: بحث پائولی فقط و فقط روی عدد کوانتومی چهارم یعنی «m_s» است.

مثال: $_2He: 1s^2 \xrightarrow{\text{یا}} \boxed{\uparrow\downarrow}$ $n = l = m_l \neq m_s$

نکته: وجود ۲ الکترون در یک اوربیتال باعث توجیه خواص فیزیکی مواد می‌شود.

مثال: مشخصات کوانتومی الکترون‌های لایه‌ی ظرفیت عنصری به صورت ($n=4$, $m_s = \pm\frac{1}{2}$, $l=0$) می‌باشد عدد اتمی آن کدام است؟

$4s^2 \Rightarrow {}_{18}[Ar]\,4s^2 \Rightarrow Z = \boxed{20}$

مثال: در اتم $_{16}S$ چند الکترون $n=2$ و $m_l=0$ دارند؟

$_{16}S: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

جمعاً می‌شود ۴ الکترون

با توجه به مشخصات مسئله.

$\boxed{\uparrow\downarrow}$ $m_l=0$ $\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}$ (−1 ، 0 ، +1)

مثال: در اتم $_{30}Zn$ چند الکترون $m_l = +2$ دارند؟

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

۲ الکترون

$\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}$ (−2 ، −1 ، 0 ، +1 ، +2)

مثال: در اتم آرگون $_{18}Ar$ چند الکترون $m_l = -1$ دارند؟

$_{18}Ar: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

جمعاً ۴ الکترون وجود دارد.

$\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}$ (−1 ، 0 ، +1) $\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow\downarrow}$ (−1 ، 0 ، +1)

مثال: عنصری در دوره ۴ و گروه ۱۱ قرار دارد چند الکترون در آن $m_l = 0$ دارند؟

$_{29}Cu: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3\ 3d^{10}\ 4s^1$

$s \rightarrow 7e$
$p \rightarrow 4e$
$d \rightarrow 2e$
جمعاً ۱۳ الکترون

مثال: آخرین الکترون x^{2+} دارای مشخصات زیر است:

$n=3$, $l=2$, $m_l=-1$, $m_s=+\frac{1}{2}$

خواص x شبیه کدام عنصر زیر است؟

۱) $_{24}A$ ۲) $_{40}B$ ۳) $_{28}C$ ۴) $_{49}D$

$\boxed{\ }\boxed{\uparrow}\boxed{\ }\boxed{\ }\boxed{\ }$ (−2 ، −1 ، 0 ، +1 ، +2)

$x^{2+}: 3d^2$

$x: 3d^2\ 4s^2 \Rightarrow {}_{22}x$

۲۱ ، (۲۲) ، ۳۰

۲۹ ، (۴۰) ، ۴۸

مثال: مشخصات کوانتومی آخرین الکترون در اتم $_5B$ کدام است؟

$_5B: 1s^2\ 2s^2\ 2p^1$

$n=2$
$l=1$
$m_l=-1$
$m_s=+\frac{1}{2}$

- **انرژی یونش**:

- **تعریف انرژی اولین یونش**: به مقدار انرژی لازم برای جدا کردن یک مول الکترون از یک مول اتم گازی شکل و تبدیل آن به یک مول یون یک بار مثبت در حالت گازی.

$$x_{(g)} + E_1 \longrightarrow e^- + x^+_{(g)}$$

- **تعریف انرژی دومین یونش**: به مقدار انرژی لازم برای جدا کردن یک مول از سست‌ترین الکترون‌ها از یک مول یون مثبت گازی و تشکیل یون دوبار مثبت گازی بر حسب واحد kJ/mol.

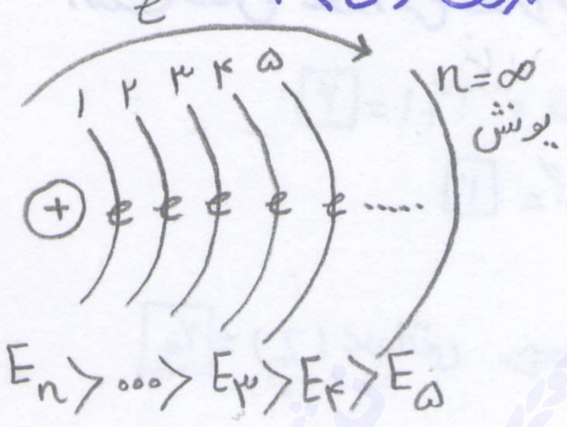
$$x^+_{(g)} + E_2 \longrightarrow e^- + x^{2+}_{(g)}$$

University of Engineering 8MiT8 Massachusett Institute of Technology sajad 1861

«بنام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

نکات مهم:

① منظور از جدا شدن الکترون (e):

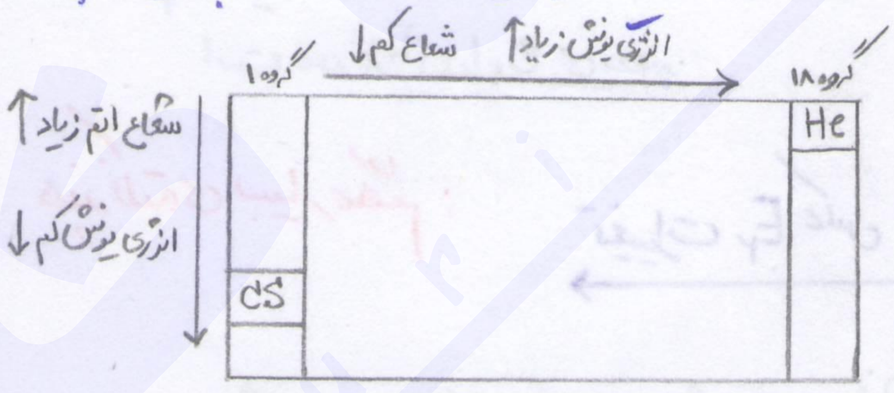


② درباره‌ی سست‌ترین الکترون (e):

- یعنی از آخرین لایه الکترون را جدا کنیم و الکترون $n=\infty$ منتقل شود.

- یعنی هرچه به هسته نزدیک‌تر شویم کندن الکترون انرژی بسیار زیادتری می‌خواهد.

③ تغییرات انرژی اولین یونش (IE_1) در جدول تناوبی:



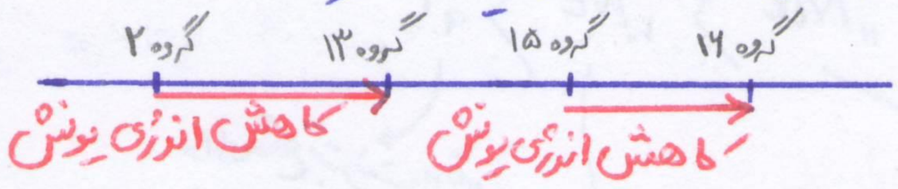
نکته: بیشترین انرژی یونش مربوط به عناصر گروه ۱۸ یعنی گازهای نجیب است و بیشترین انرژی یونش مربوط به عنصر هلیم He می‌باشد.

نکته: کمترین انرژی یونش مربوط به عناصر گروه ۱ یعنی عناصر قلیایی است و کمترین انرژی یونش مربوط به عنصر سزیم Cs می‌باشد.

نکته: شعاع اتمی با انرژی نخستین یونش رابطه‌ی عکس داریم.

نکته: در گروه ۱۳ جدول تناوبی به استثناء شعاع اتمی عنصر Ga (گالیم) کمتر است از شعاع اتمی عنصر Al (آلومینیوم) هم چنین به استثناء انرژی نخستین یونش عنصر Ga (گالیم) بیشتر است از انرژی نخستین یونش عنصر Al (آلومینیوم). {استثناء گالیم و آلومینیوم}

★ ④ بررسی استثناء در یک دوره:



$_4Be > _5B$ $_7N > _8O$

$_{12}Mg > _{13}Al$ $_5P > _{16}S$

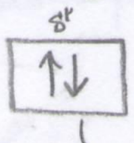
نکته: به دلیل اینکه $_4Be$ و $_{12}Mg$ پایدارتر و دارای تقارن هستند دارای انرژی یونش بیشتری هستند ولی چون $_5B$ و $_{13}Al$ ناپایدار و نامتقارن هستند دارای انرژی یونش کمتری هستند دلیل چون:

$_4Be$ ⇒ چون به s^2 ختم می‌شوند

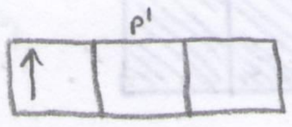
$_5B$ ⇒ چون به p^1 ختم می‌شوند

$_{12}Mg$ ⇒ چون به s^2 ختم می‌شوند

$_{13}Al$ ⇒ چون به p^1 ختم می‌شوند



اوربیتال دارای تقارن است و پایدارتر است یعنی انرژی یونش زیادتری دارند



اوربیتال نامتقارن است و ناپایدارتر است یعنی انرژی یونش کمتری برای جدا کردن الکترون نیاز دارد.

نکته بسیار مهم: انرژی نخستین یونش گروه ۴ ⇐ ۱۸ > ۱۷ > ۱۵ > ۱۶ > ۱۴ > ۲ > ۱۳ > ۱

مثال: انرژی یونش عناصر داده شده‌ی زیر را مرتب کنید:

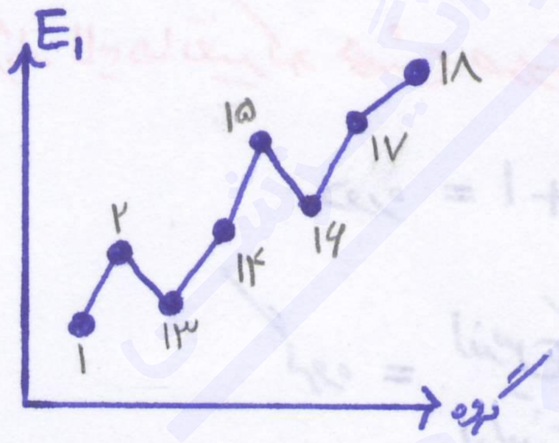
S، P، Mg، Al

S → گ ۱۶ ، P → گ ۱۵ ، Mg → گ ۲ ، Al → گ ۱۳

۱۸ > ۱۷ > ۱۵ > ۱۶ > ۱۴ > ۲ > ۱۳ > ۱

P > S > Mg > Al

- بررسی نمودار انرژی نخستین یونش عناصر گروه‌های جدول تناوبی:



- نکته‌ی بسیار مهم و کنکوری: اگر در تستی گفتند که کدام عنصر هم از عنصر قبلی و بعدی خودش انرژی یونش کمتری دارد می‌گوییم:

بعدی ⇐ ۱۷ ، (۱۶) ، ۱۵ ⇐ قبلی

بعدی ⇐ ۱۴ ، (۱۳) ، ۲ ⇐ قبلی

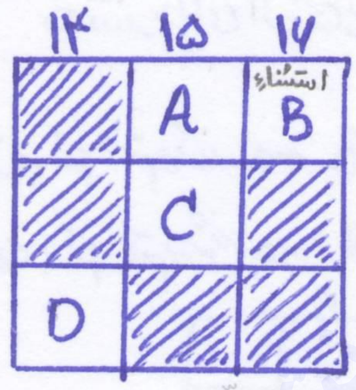
بعدی ⇐ ۲ ، (۱) ، ۱۸ ⇐ قبلی

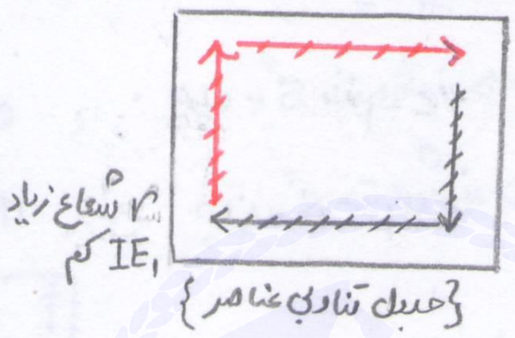
پس عناصر گروه‌های ۱، ۱۳، ۱۶ هم از عناصر گروه قبلی و هم از عناصر گروه بعدی خود دارای انرژی یونش کمتری اند.

University of Engineering
8MiT8 18 sajad 61
Massachusett Institute of Technology

«بنام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

مثال: با توجه به جدول داده شده‌ی زیر کمترین و بیشترین انرژی یونش مربوط به کدام عنصرها است؟





بیشترین IE_1 ⇐ A

کمترین IE_1 ⇐ D

- بررسی جهش در انرژی یونش:

① $_{12}Mg: 1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2$

جهش دوم $E_{10} E_{11}$ — جهش اول $E_2 E_3$

② $_{19}K: 1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 / 4s^1$

جهش سوم $E_{17} E_{18}$ — جهش دوم $E_9 E_{10}$ — جهش اول $E_1 E_2$

✓ هرگاه لایه‌ها تغییر کند جهش صورت می‌گیرد.

دوره = ۱ + تعداد جهش ⇐ فرمول مهم

گروه = اندیس کوچکتر در اولین IE_1 یونش ⇐ فرمول مهم

مثال ⇐ $_{12}Mg: 1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2$

جهش دوم $E_{10} E_{11}$ — جهش اول $E_2 E_3$

۲ = گروه = اندیس کوچکتر در اولین یونش است

دوره = ۱ + تعداد جهش

۲ + ۱ = ۳

مثال ⇐ $_{19}K: 1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^2 3p^6 / 4s^1$

جهش سوم — جهش دوم — جهش اول $E_1 E_2$

دوره = ۱ + تعداد جهش ⇐ ۳ + ۱ = ۴

گروه = اندیس کوچکتر در اولین یونش ⇐ ۱

مثال: اتمی در E_3 جهش کرده است و در کل ۳ بار جهش کرده است حال عدد اتمی Z را پیدا کنید؟

$E_2 E_3$

دوره = تعداد جهش + ۱ ⇐ دوره = ۳ + ۱ = ۴

گروه = اندیس کوچکتر نخستین یونش ⇐ گروه = ۲

$X: {}_{18}[Ar]\,4s^2$ ⇐ عدد اتمی (Z) = ۲۰

مثال: اعداد زیر انرژی یونش‌های متوالی در اتم A می‌باشد فرمول اکسید آن چیست؟

۱۰۰ - ۲۰۰ - ۵۰۰ - ۲۸۵۸

E_1 E_2 E_3 (جهش اول) E_4

اکسید: O^{2-}

گروه ۱۳ — ۳ ظرفیتی اند

X_2O_3

نکته مهم: اکسید عدد ② خودش را به عنصر X می‌دهد و عنصر X هم که ③ ظرفیتی است عدد خودش را به O می‌دهد.

چند نکته‌ی بسیار مهم:

تغییرات E_2 عکس E_1 است.

E_1 و E_2 مشابه هم هستند

✓ بررسی انرژی دومین یونش بر حسب انرژی نخستین یونش.

① در یک دوره از چپ به راست E_1 زیاد می‌شود ولی E_2 کم می‌شود هم چنین در یک گروه از بالا به پایین E_1 کم می‌شود E_2 هم کم می‌شود.

✓ برای بررسی انرژی یونش میان اتم و یون ابتدا شعاع اتم و یون را بررسی می‌کنیم سپس شعاع هر کدام که بیشتر بود انرژی یونش کمتری دارد و هر چه شعاع کمتر شود انرژی یونش بیشتر است.

مثال: $Li^+ > He$

Li^+ ← شعاع کمتری دارد پس انرژی یونش بیشتری دارد

مثال: $_{11}Na^+ > {}_{10}Ne > {}_{9}F^-$

$_{11}Na^+$ ← دارای شعاع اتمی کم نسبت به بقیه پس دارای انرژی یونش بیشتر نسبت به بقیه

$_{10}Ne$ ← خنثی است

$_{9}F^-$ ← دارای شعاع بیشتر نسبت به بقیه ولی دارای انرژی یونش کمتر نسبت به بقیه

University of Engineering
8MiT8
Massachusett Institute of Technology
sajad 1861

«بنام خدای بخشنده مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

نکته مهم کنکوری: اگر در مورد اختلاف انرژی یونش بیشتر یا کمتر یا حتی اختلاف شعاع بیشتر یا کمتر سئوالی مطرح شد در جواب می گوییم:

هرچه فاصله دو عنصر کمتر باشد اختلاف انرژی یونش و شعاع اتمی کم است. هرچه فاصله بین دو عنصر بیشتر باشد، اختلاف انرژی یونش و شعاع اتمی بیشتر است مانند:

۱، ۱۱Na ۱۷Cl

۲، ۱۵F ۱۷Cl

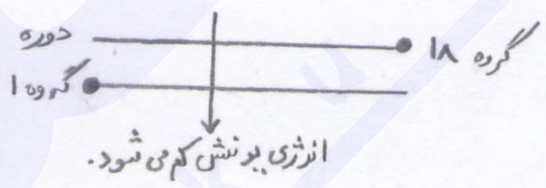
۳، ۲۶Fe ۲۷Co ✓

درجواب: همان طور که در گزینه ۴ مشاهده می کنیم هرچه فاصله میان عنصرها کمتر باشد اختلاف شعاع و انرژی یونش کمتر است و بالعکس.

مثال: اعداد زیر انرژی یونش عناصر متوالی در جدول است. کدام عدد مربوط به عنصری از گروه ۱۵ می باشد؟

۵۸۴ - $\boxed{۹۳۶}$ - ۸۲۷ - ۱۲۸۶ - ۱۸۱۹ - ۱۲۱

گروه ۱۵ — گروه ۱۶ — گروه ۱۷ — گروه ۱۸



مثال: چند الکترون از سدیم باید جدا شود تا دومین جهش صورت بگیرد؟

۱۱Na: $1s^2 / 2s^2 2p^6 / 3s^1$

جهش دوم: $E_9 E_{10}$

جهش اول: $E_1 E_2$

یعنی باید ۹ الکترون جدا شود تا دومین جهش صورت بگیرد.

$2+6+1=\boxed{9e}$

مثال: بین کدام دو عنصر با افزایش عدد اتمی IE_1 (انرژی نخستین یونش) زیاد می شود؟

۱، Si-C C, Si ↓

۲، Al-Mg Mg-Al →

$\boxed{۳، Ne-F}$ F-Ne →

۴، S-P P S →

مثال: اتمی دارای ۳ جهش و ۵ الکترون ظرفیتی دارد؛ عدد اتمی (Z) آن کدام است؟

تعداد جهش + ۱ = ۳+۱ = $\boxed{۴}$: دوره

۱۵ : گروه

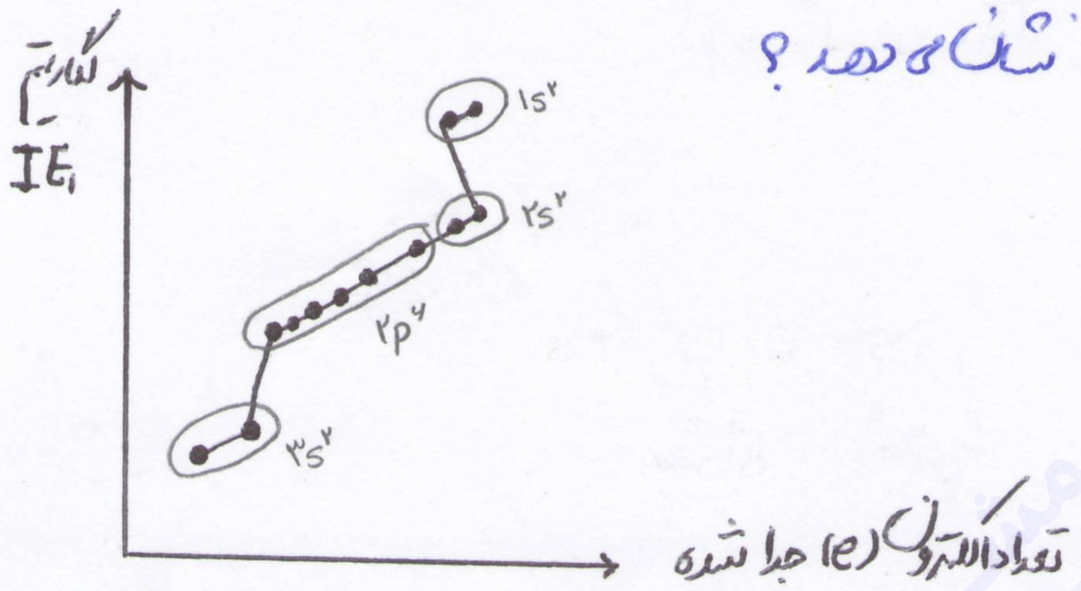
عدد اتمی = ۳۳ ⟵ $_{33}X$

مثال: کدام عنصر نسبت به عنصر بعدی خود انرژی یونش IE_1 بیشتری ندارد؟

$\boxed{۱، Si}$ ۲، Ne ۳، Be ۴، P

$_{14}Si < _{15}P$ $_{10}Ne > _{11}Na$ $_4Be > _5B$ $_{15}P > _{14}S$

مثال: در نمودار شکل زیر که مربوط به انرژی یونش در اتم منیزیم Mg است، کدام قسمت جدا شدن الکترون از زیرلایه ی 2s را نشان می دهد؟



University of Engineering
8MiT8 sajad 1861
Massachusett Institute of Technology

«بنام خدای بخشنده مهربان» — «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

- بخش دوم (خواص تناوبی عنصرها):

- بررسی تغییر شعاع اتمی در یک دوره:

1 ← 17 ← 18

بیشترین شعاع — از چپ به راست جدول شعاع اتمی «کاهش» می‌یابد — کمترین شعاع

نکته: دوره سوم ($n=3$) منظم‌ترین کاهش شعاع را دارد.

★ بررسی دلایل تغییر شعاع در یک دوره:

1. تعداد لایه‌ها ثابت است.
2. اثر پوششی تقریباً ثابت است.
3. چون از چپ به راست عدد اتمی زیاد می‌شود در نتیجه پروتون‌ها در هسته زیاد می‌شود در نتیجه جاذبه‌ی هسته بر روی لایه‌ی آخر زیاد می‌شود و شعاع کم می‌شود.

- بررسی تغییر شعاع اتمی در یک گروه:

از بالا به پایین جدول شعاع اتمی «زیاد» می‌شود.

Al
Ga

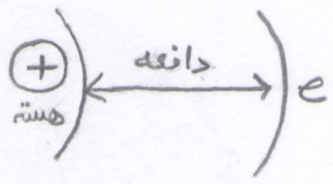
استثناء مهم: در گروه ۱۳ جدول تناوبی به استثناء شعاع اتمی عنصر گالیم (Ga) کمتر از شعاع اتمی عنصر آلومینیوم (Al) است.

★ بررسی دلایل تغییر شعاع در یک گروه:

1. تعداد لایه‌ها زیاد می‌شوند.
2. اثر پوششی زیاد می‌شود.
3. جاذبه‌ی هسته روی لایه‌ی آخر کم می‌شود.

- تعریف بار (جاذبه) مؤثر هسته: جاذبه‌ای که از طرف هسته به یک الکترون وارد می‌شود را جاذبه‌ی مؤثر هسته می‌گویند.

- تعریف اثر پوششی (پوشندگی): به دافعه‌ی بین الکترون‌های درونی که بین هسته و لایه‌ی آخر قرار دارند و از تأثیر جاذبه‌ی هسته بر لایه‌ی آخر می‌کاهند.



- بررسی تغییر شعاع یونی:

از چپ به راست شعاع یونی کم می‌شود.

از بالا به پایین شعاع یونی زیاد می‌شود.

Li^+
Na^+
K^+

$Na^+ > Mg^{2+} > Al^{3+}$ — به گاز نجیب قبل از خود یعنی $_{10}Ne$ می‌رسند.

$P^{3-} > S^{2-} > Cl^-$ — به گاز نجیب بعد از خود یعنی $_{18}Ar$ می‌رسند.

- نکات مهم:
★ کم‌ترین شعاع یونی گروه ۱۳
★ بیش‌ترین شعاع یونی گروه ۱۵

مثال: شعاع یونی موارد زیر را بررسی کنید:

۱) $_{7}N^{3-} < {}_{19}K^+$
$_{7}N^{3-} \to {}_{10}Ne$ ، $_{19}K^+ \to {}_{18}Ar$

۲) $_{17}Cl^- < {}_{16}S^{2-}$ (منفی‌تر)
$_{17}Cl^- \to {}_{18}Ar$ ، $_{16}S^{2-} \to {}_{18}Ar$

نکته: اگر هر دو یون به یک گاز نجیب رسیدند آنگاه یونی شعاع بیشتری دارد که منفی‌تر باشد.

۳) $_{11}Na^+ > {}_{12}Mg^{2+}$ (مثبت‌تر)
$_{11}Na^+ \to {}_{10}Ne$ ، $_{12}Mg^{2+} \to {}_{10}Ne$

نکته: اگر هر دو یون به گاز نجیب رسیدند آنگاه یون شعاع بیشتری دارد که مثبت‌تر باشد.

۴) $_{17}Cl^- > {}_{19}K^+$ (منفی)
$_{17}Cl^- \to {}_{18}Ar$ ، $_{19}K^+ \to {}_{18}Ar$

نکته: اگر باز دو یون به گاز نجیب رسیدند آنگاه یونی شعاع بیشتری دارد که منفی باشد.

- بررسی تغییر شعاع تبدیل اتم به یون و بالعکس:

● فلز ← کاتیون (مثبت) ← شعاع کاهش می‌یابد.

مثال ⇐ $Na > Na^+$

شعاع کاهش می‌یابد چون

$Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
$Na^+: 1s^2 2s^2 2p^6$

چون لایه‌ی آخر در Na^+ از بین می‌رود پس شعاع کم می‌شود.

● نافلز ← آنیون (منفی) ← شعاع افزایش می‌یابد.

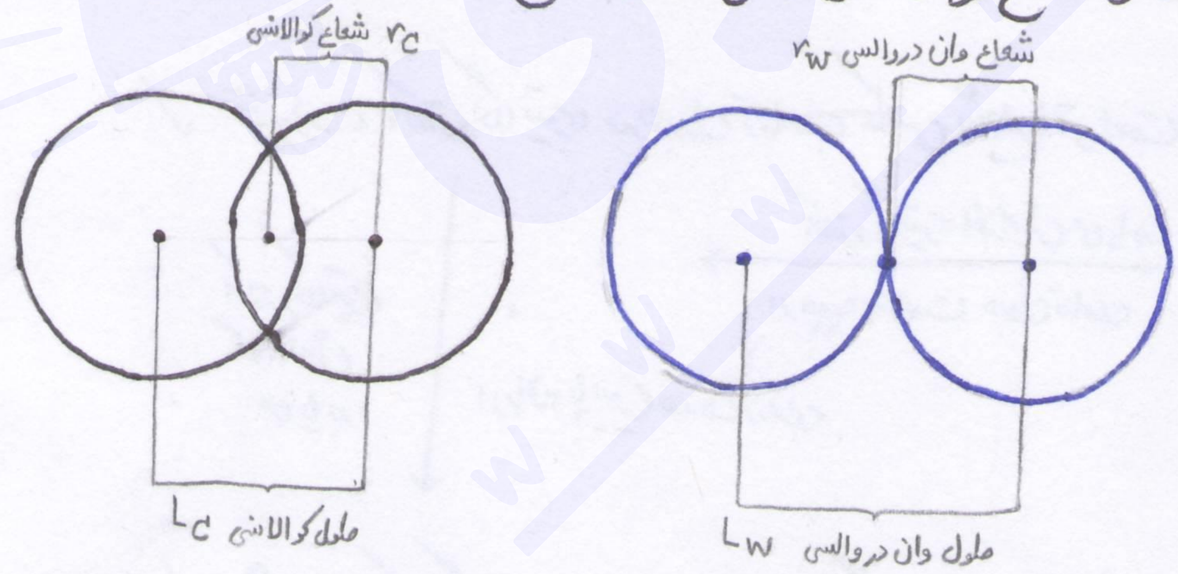
مثال ⇐ $_{17}Cl > {}_{17}Cl^-$

شعاع افزایش می‌یابد چون

$Cl: 1s^2 2s^2 2p^6 \underbrace{3s^2 3p^5}$
$Cl^-: 1s^2 2s^2 2p^6 \underbrace{3s^2 3p^6}$

چون دافعه بین $3s^2 3p^6$ بیشتر است از $3s^2 3p^5$ پس جاذبه هسته روی لایه‌ی آخر کم می‌شود و شعاع افزایش می‌یابد.

- بررسی شعاع کوالانسی (r_c) و شعاع وان دروالسی (r_w):



نکته: اختلاف جزئی شعاع اتمی به خاطر این است که ما نمی‌توانیم سرزشخص برای اتم در نظر بگیریم.

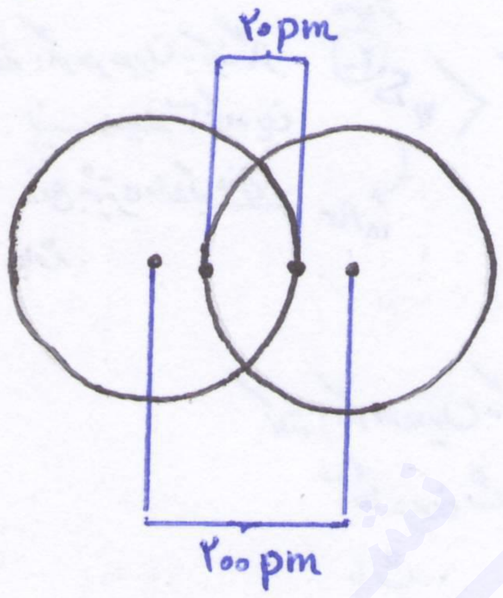
$r_w > r_c$

شعاع وان دروالسی > شعاع کوالانسی

University of Engineering
8MiT8 sajad 1861
Massachusett Institute of Technology

«بنام خدای بخشنده مهربان» — «مرجوده کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

مثال: با توجه به شکل زیر شعاع وان در والسی (r_w) را مشخص کنید؟



$L_w = ۲۰۰ + ۲۰ = ۲۲۰ pm$

$r_w = ۲۲۰ \div ۲ = \boxed{۱۱۰ pm}$

مثال: اگر طول پیوند در مولکول های Cl_2 و HCl و PH_3 بترتیب ۱۲۰ و ۹۰ و ۱۱۰ باشد شعاع کوالانسی (r_c) اتم فسفر P را بدست آورید؟

$Cl \xrightarrow{۱۲۰} Cl$ ⟶ r_c کلر $= \boxed{۶۰}$

$H \xrightarrow{۹۰} Cl$ ⟶ r_c هیدروژن $= ۹۰ - \underbrace{۶۰}_{\text{کلر}} = \boxed{۳۰}$

$P \xrightarrow{۱۱۰} H$ ⟶ r_c فسفر $= ۱۱۰ - \underbrace{۳۰}_{\text{هیدروژن}} = \boxed{۸۰}_{\text{فسفر}} pm$

- بررسی الکترونگاتیوی:

تعریف الکترونگاتیوی: تمایل نسبی هر اتم جهت جذب و نزدیک کردن الکترون های مشترک یا پیوندی به سمت هسته ی خود را الکترونگاتیوی می گوییم.

نکات مهم مبحث الکترونگاتیوی:

✓ برای گازهای نجیب (He - Ne - Ar - Kr - Xe - Rn) الکترونگاتیوی نداریم چون این گازها تمایلی به پیوند با اتم های دیگر ندارند.

✓ تغییرات الکترونگاتیوی در جدول تناوبی عکس شعاع اتمی است یعنی:

الکترونگاتیوی افزایش می یابد. ⟶ از چپ به راست جدول تناوبی

الکترونگاتیوی کاهش می یابد. ⟶ از بالا به پایین جدول تناوبی

✓ بیشترین الکترونگاتیوی را اتم فلوئور (F) گروه ۱۷ دارد.

✓ کمترین الکترونگاتیوی را اتم سزیم (Cs) گروه ۱ دارد.

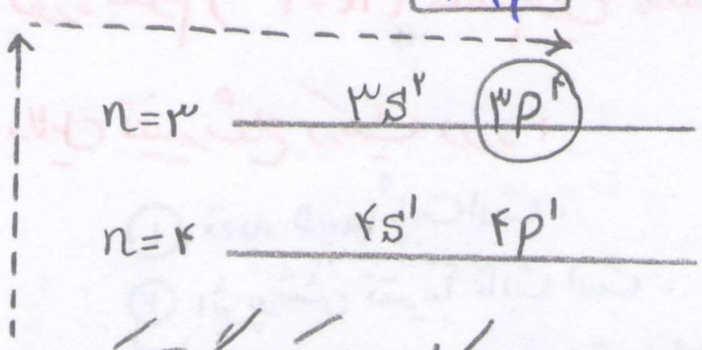
✓ مهم ترین الکترونگاتیوی در اتم های جدول تناوبی عبارتند از:

F - O - N - Cl - Br - C - S - I

✓ نسبی بودن اندازه گیری الکترونگاتیوی مربوط به دانشمندی بنام «پاولینگ» می باشد.

مثال: کدام آرایش زیر مربوط به لایه ی آخر اتمی است که الکترونگاتیوی بیشتری دارد؟

۱) $۴s^1$ ۲) $۳s^2$ ۳) $۳p^4$ ✓ ۴) $۴p^1$



نکته: اگر در همین تست می پرسید کدام دارای الکترونگاتیوی کمتری است می گفتیم: $۴s^1$

علی مقدم نیا
سروش موئیدی
همراه با جزوات نایاب اساتید کنکور
رمز ســـازی ، کتاب های برتـــر و ...
WWW.KONKURBASHI.BLOG.IR
@KONKURBASHI
@KONKURBASHI
کنکورباشی : خرید و فروش محصولات و کتاب های دست دوم کنکوری

University of Engineering
8MiT8 sajad 18 61
Massachusett Institute of Technology

«بنام خدای بخشنده و مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

- بخش سوم (ترکیب های یونی):

یون ← تک اتمی (فقط دارای یک اتم اند) ← کاتیون (+) Mg^{2+} یون منیزیم / آنیون (-) Cl^- کلرید

یون ← چند اتمی (دارای چند اتم اند).

- یون های کم متداول (کم تر دیده می شوند):

Sr^{2+} یون استرانسیم | Cr^{2+} یون کرم | Mn^{3+} یون منگنز | Co^{3+} یون کبالت | N^{3-} نیترید | H^+ یون هیدروژن | H^- هیدرید

★ نکته: این یون ها باید حفظ شود.

- بررسی یون های clo:

ClO^- هیپوکلریت | ClO_2^- کلریت | ClO_3^- کلرات | ClO_4^- پرکلرات

عدد اکسایش (+1) | عدد اکسایش (+3) | عدد اکسایش (+5) | عدد اکسایش (+7)

★ نکته: این یون ها به همراه نام و عددهای اکسایششان باید حفظ شود.

بیشترین عدد اکسایش ← (پر) ← مانند: BrO_4^- (پربرمات)

عدد اکسایش بیشتر ← (آت) ← مانند: BrO_3^- (برمات)

کمترین عدد اکسایش ← (هیپو) ← مانند: BrO^- (هیپوبرمیت)

عدد اکسایش کمتر ← (ایت) ← مانند: BrO_2^- (برمیت)

★ چندین استثناء مهم:

CN^- سیانید | OH^- هیدروکسید | O_2^{2-} پراکسید

★ تنها یونی که چند اتمی است و دارای اتم های یکسان هم است فقط یون «پراکسید (O_2^{2-})» می باشد.

★ تنها یون چند اتمی که دارای بار مثبت است فقط یون «آمونیوم (NH_4^+)» می باشد.

نکته مهم: در یون چند اتمی بار به کل مجموعه تعلق دارد.

$NH_4^+ \rightsquigarrow [NH_4]^+$

$SO_4^{2-} \rightsquigarrow [SO_4]^{2-}$

نکته: پیوند بین اتم های در یون چند اتمی از نوع پیوند کوالانسی است.

بررسی نام چندین مهم و کاربردی و غلط انداز!

MnO_4^- پرمنگنات | MnO_4^{2-} منگنات

★ $H_2PO_2^-$ یون هیپوفسفیت | Hg_2^{2+} جیوه (I)

Hg^{2+} جیوه (II) | $HgCl_2$ جیوه (II) کلرید

Hg_2Cl_2 جیوه (I) کلرید

★ نام برخی از یون های تک اتمی:

یون هیدرید ← H^-
یون فلوئورید ← F^-
یون کلرید ← Cl^-
یون برمید ← Br^-
یون یدید ← I^-
یون اکسید ← O^{2-}
یون سولفید ← S^{2-}
یون نیترید ← N^{3-}
یون هیدروژن ← H^+
یون لیتیم ← Li^+
یون سدیم ← Na^+
یون پتاسیم ← K^+
یون سزیم ← Cs^+
یون نقره ← Ag^+
یون منیزیم ← Mg^{2+}
یون کلسیم ← Ca^{2+}

یون استرانسیم ← Sr^{2+}
یون باریم ← Ba^{2+}
یون روی ← Zn^{2+}
یون آلومینیوم ← Al^{3+}
یون کروم (II) ← Cr^{2+}
یون کروم (III) ← Cr^{3+}
یون منگنز (II) ← Mn^{2+}
یون منگنز (III) ← Mn^{3+}
یون آهن (II) ← Fe^{2+}
یون آهن (III) ← Fe^{3+}
یون کبالت (II) ← Co^{2+}
یون کبالت (III) ← Co^{3+}
یون مس (II) ← Cu^{2+}
یون مس (III) ← Cu^{3+}

University of Engineering
8MiT8 sajad 18 61
Massachusett Institute of Technology

«در نام خدای نخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

★ نام برخی از یون های چندا تمی :

نیتریت ← NO_2^-

نیترات ← NO_3^-

سولفیت ← SO_3^{2-}

سولفات ← SO_4^{2-}

هیدروژن سولفات ← HSO_4^-

هیدروژن سولفیت ← HSO_3^-

کربنات ← CO_3^{2-}

هیدروژن کربنات ← HCO_3^-

فسفات ← PO_4^{3-}

هیدروژن فسفات ← HPO_4^{2-}

دی هیدروژن فسفات ← $H_2PO_4^-$

کرومات ← CrO_4^{2-}

دی کرومات ← $Cr_2O_7^{2-}$

پرمنگنات ← MnO_4^-

منگنات ← MnO_4^{2-}

کلریت ← ClO_2^-

هیپوکلریت ← ClO^-

کلرات ← ClO_3^-

پرکلرات ← ClO_4^-

سیانید ← CN^-

هیدروکسید ← OH^-

آمونیوم ← NH_4^+

آمونیاک ← NH_3

- نام گذاری مواد معدنی :

① اسید بدون اکسیژن :

هیدرو + نام نافلز + پیشوند «اِک» + اسید

$HCl_{(aq)}$ ← هیدرو + کلر + اِک + اسید ⇦ هیدروکلراِک اسید
(جوهر نمک)

$H_2S_{(aq)}$ ← هیدرو + سولفور + اِک + اسید ⇦ هیدروسولفوراِک اسید

② اسید دارای اکسیژن :

بنیان ← ایت ← (تبدیل) او + اسید
بنیان ← آت ← (تبدیل) اِک + اسید

$HClO$ (هیپوکلریت) ← هیپوکلرو اسید
$HClO_3$ (کلرات) ← کلریک اسید

$HClO_2$ (کلرات) ← کلرو اسید
$HClO_4$ (پرکلرات) ← پرکلریک اسید

H_2SO_3 (سولفیت) ← سولفور اسید
H_2SO_4 (سولفات) ← سولفوریک اسید (اسید باطری)

H_2CO_3 (کربنات) ← کربنیک اسید
H_3PO_4 (فسفات) ← فسفوریک اسید

H_3PO_3 (فسفیت) ← فسفرو اسید
H_3PO_2 (هیپوفسفریت) ← هیپوفسفرو اسید

③ بازها (قلیاها) :

نام کاتیون + هیدروکسید (OH)

$Ca(OH)_2$ ← کلسیم + هیدروکسید ⇦ کلسیم هیدروکسید (آب آهک)

$NaOH$ ← سدیم هیدروکسید (سود سوزآور)

KOH ← پتاسیم هیدروکسید (پتاس)

NH_4OH ← آمونیوم هیدروکسید (محلول آمونیاک)

$Cu(OH)_2$ ← مس (II) هیدروکسید

$Fe(OH)_3$ ← آهن (III) هیدروکسید

University of Engineering 8MiT8 Massachusett Institute of Technology sajad 1861

«بنام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

۴) ترکیب های یونی : آنیون + کاتیون

$(NH_4)_2CO_3$ ← آمونیوم کربنات

Li_2O_2 ← لیتیم پراکسید

* نکته : اگر حرتتی از ما نسبت $\frac{2Li^+}{1O_2^{2-}}$ (کاتیون / آنیون) را خواستند باید به این گونه عمل کنیم.

Fe_2O_3 ← آهن (III) اکسید

$Mg(CN)_2$ ← منیزیم سیانید

Na_2HPO_4 ← سدیم هیدروژن فسفات

NaH_2PO_4 ← سدیم دی هیدروژن فسفات.

$NaHCO_3$ ← سدیم هیدروژن کربنات

نکات مهم:

✓ به فرمول های ترکیب های یونی ، فرمول مولکولی نمی گوییم.

✓ ترکیبات یونی ۲ تایی را می توان فرمول تجربی یا واحد فرمولی بگوییم:

منظور از ترکیبات یونی ۲ تایی عبارتست از:

مثال: $\underset{1}{Na}\underset{2}{Cl}$ و $\underset{1}{K}\underset{2}{F}$

✓ نوع عناصر همواره چند تایی بودن آن ها را مشخص می کند:

مثال: $\underset{2}{Li_2}\underset{2}{O_2}$ (عنصر ۲ تایی)

$\underset{1}{Na}\underset{2}{H_2}\underset{3}{P}\underset{4}{O_4}$ (عنصر ۴ تایی)

$(\underset{1}{N}\underset{2}{H_4})_2\underset{3}{C}\underset{4}{O_3}$ (عنصر ۴ تایی)

۵) ترکیب های مولکولی :

عدد اکسایش → (+۴) CO_2 ← کربن دی اکسید / کربن (IV) اکسید

$\overset{+2}{C}O$ ← کربن منو اکسید / کربن (II) اکسید

$\overset{+4}{N}O_2$ ← نیتروژن دی اکسید / نیتروژن (IV) اکسید

$\overset{+3}{N_2}O_3$ ← دی نیتروژن تری اکسید / نیتروژن (III) اکسید

$\overset{+4}{S}O_2$ ← گوگرد دی اکسید / گوگرد (IV) اکسید

عدد اکسایش → (+۶) SO_3 ← گوگرد تری اکسید / گوگرد (VI) اکسید

$\overset{+4}{C}Cl_4$ ← کربن تترا کلرید / کربن (IV) کلرید.

$\overset{+5}{P_4}O_{10}$ ← تترا فسفر دکا اکسید / فسفر (V) اکسید

P_2O_5 ← دی فسفر پنتا اکسید

$\overset{+3}{P_4}O_6$ ← تترا فسفر هگزا اکسید / فسفر (III) اکسید.

P_2O_3 ← دی فسفر تری اکسید.

نکته: CH_4 متان نام دارد و نام دیگر CCl_4 تترا کلرو متان نام دارد.

مثال: در «آمونیوم کربنات» مطلوب است: $(NH_4)_2CO_3$

الف) نسبت تعداد اتم ها به عنصرها کدام است؟

(اتم ها ← اندیس ها ، عنصرها ← نوع)

۱۴ : تعداد اتم ها

۴ : تعداد عنصرها $\Rightarrow \frac{14}{4}$

ب) نسبت تعداد کاتیون به آنیون کدام است؟

$\frac{2NH_4^+}{1CO_3^{2-}} \Rightarrow \frac{2}{1} = \boxed{2}$

ج) ترکیب چند تایی است؟

$(\underset{1}{N}\underset{2}{H_4})_2\underset{3}{C}\underset{4}{O_3}$

پس ترکیب ۴ تایی است.

د) نسبت بار آنیون به کاتیون کدام است؟

$\frac{CO_3^{2-}}{NH_4^+} = \frac{2-}{1+} = \frac{2}{1} = \boxed{2}$

مثال: اگر فرمول فسفات M به صورت $M^{3+}PO_4^{3-}$ باشد فرمول کروماتِ آن چیست؟ (دارای ۳ ظرفیت است)

$M_2(CrO_4)_3$

مثال: برای تشکیل یک مول کلسیم فسفید چند مول الکترون مبادله می شود؟ (Ca^{2+} P^{3-})

* نکته مهم: برای اینکه ببینیم چند مول الکترون مبادله می شود کافی است از ضرایب کلسیم و فسفر مخرج مشترک بگیریم که می شود ۶.

مثال: اگر فرمول اکسید عنصر X با بیشترین ظرفیت XO_3 باشد (۶ ظرفیتی) فرمول ترکیب هیدروژن دار آن کدام است؟

گروه = ۱۶ → (۲) - ۴ - ۶ → H_2X

University of Engineering
8MiT8 sajad 18 61
Massachusett Institute of Technology

«به نام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

- بررسی عددهای اکسایش:

- اتم هیدروژن H
  - $\overset{+1}{H}Cl$: +H
  - $Na\overset{-1}{H}$: اگر همراه فلز باشد -۱

- اتم اکسیژن O
  - اکسید : -۲
  - پراکسید : -۱
  - of_2 : +۲
  - HOf : ۰ صفر

- اتم فلوئور F ← -۱

- جمع اعداد اکسایش در یک ترکیب خنثی باید صفر شود.

مثال: اعداد اکسایش موارد زیر را تعیین کنید:

۱) CO_2 : $C+2(-2)=0 \Rightarrow C=\boxed{4}$ عدد اکسایش

۲) N_2O_3 : $2N+3(-2)=0 \Rightarrow N=\boxed{3}$ عدد اکسایش

۳) P_4O_{10} : $4P+10(-2)=0 \Rightarrow P=\boxed{5}$ عدد اکسایش

۴) CCl_4 : $C+4(-1)=0 \Rightarrow C=\boxed{4}$ عدد اکسایش

نکته مهم: معمولاً، اکثر هالوژن‌ها دارای اعداد اکسایش -۱ اند.

- بررسی مشخصات ترکیب یونی (الکترووالانسی):

(الکترونگاتیوی ↑) نافلز — (الکترونگاتیوی ↓) فلز

$Na^+ \quad Cl^-$

e^-

Cl چون الکترونگاتیوی بیشتری دارد الکترون لایه‌ی آخر Na را جابجا می‌کند و انتقال الکترون صورت می‌گیرد هم چنین شعاع Na کم می‌شود و شعاع Cl زیاد می‌شود.

$Na + Cl \longrightarrow NaCl + \underbrace{q}_{\text{گرماده}}$

نکته: به جاذبه‌ی بین Na و Cl وجود دارد، پیوند یونی می‌گویند و گرماده است.

۱) چگونگی تشکیل:
۲) تغییر شعاع:
۳) گرماده:
۴) ظرفیت یونی:
۵) هشتایی شدن (الکترون)
۶) نداشتن راستای خاص
۷) محدود نشدن جاذبه به یک جفت یون.

- به تعداد الکترونی که فلز به نافلز می‌دهد، ظرفیت یونی می‌گوییم.

مثال: $Na^{\oplus} \quad Cl^{\ominus}$ • چون هر دو اتم دارای یک هشت و یک منفی است پس ظرفیت یونی هم ۱ است.

$Mg^{(2+)} \quad O^{(2-)}$ • چون هر دو اتم دارای دو هشت و دو منفی است پس ظرفیت یونی هم ۲ است.

$Al_2^{(3+)} \quad O_3^{(2-)}$ • چون هر دو اتم دارای سه هشت و دیگری دو منفی است پس باید موازنه کنیم یعنی: $3\times2=\boxed{6}$ پس ظرفیت یونی هم ۶ است.

- برای هشتایی شدن فلز Na یک الکترون از دست می‌دهد و به گاز نجیب قبل از خود یعنی $_{10}Ne$ می‌رسد و نافلز Cl^+ ۱۷ یک الکترون می‌گیرد و به گاز نجیب بعد از خود یعنی $_{18}Ar$ می‌رسد که این مراحل برای هشتایی شدن لایه‌ی ظرفیت صورت می‌گیرد.

مثال: $_{12}Mg^{2+} \quad _8O^{2-} \rightsquigarrow {}_{10}Mg_{10}O$

مثال: $_3Li^+ \quad _9F^- \rightsquigarrow {}_2Li_{10}F$

★ گازهای نجیب (گروه ۱۸ جدول تناوبی) عبارتند از:

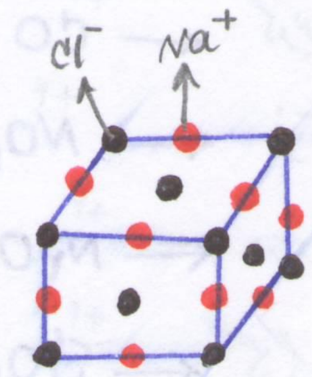
$_2He$	$_{10}Ne$	$_{18}Ar$	$_{36}Kr$	$_{54}Xe$	$_{86}Rn$
هلیم	نئون	آرگون	کریپتون	زنون	رادون

- جاذبه‌ی بین یون مثبت و یون منفی راستای خاص ندارد. یعنی در تمامی جهت‌ها به یکدیگر جاذبه وارد می‌کند. به عبارت دیگر به یک جهت یون محدود نمی‌شوند.

$Na^+ \quad Cl^-$

نکته مهم: در بلور NaCl جاذبه برای یک جفت یون ۱٫۷۶ است.

نکته مهم: ترکیبات یونی مولکول مجزا ندارند.



بلور:
- ● Na^+ مرکز و وسط یال
- ● Cl^- رئوس وسط

University of Engineering
8MiT8
Massachusett Institute of Technology
sajad 1861

«بنام خدای بخشنده ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

نکته: برای آنکه بخواهیم جاذبه > دافعه باشد باید یون های ناهم نام به یکدیگر نزدیک باشند.

نکته بسیار مهم: آرایش یون ها در بلور وابسته است به: اندازه نسبی کاتیون به آنیون.

(۸) نمک ها ترکیب یونی هستند ولی ترکیب های یونی همگی نمک نیستند.

نمک ترکیب یونی است که کاتیون آن H نباشد و آنیون آن OH و O نباشد.

مثال ⇐ NaCl (NaCl یک نمک است)
(هم چنین ترکیب یونی هم است).

مثال ⇐ NaOH (NaOH یک نمک نیست)
(ولی ترکیب یونی است)

(۹) جمع کل بارهای مثبت و منفی در ترکیبات یونی با هم برابر هستند یعنی در کل خنثی اند.

مثال ⇐ $CaCl_2 \rightsquigarrow Ca^{2+} + 2Cl^-$

★ می بینیم که Ca دارای +۲ و Cl هم دارای -۲ است و در کل خنثی اند

(۱۰) اتم های Be و B پیوند یونی نمی دهند چون دارای چگالی زیاد و شعاع اتمی کم هستند، پس پیوند کوالانسی است:

مثال ⇐ BeF_2 (پیوند کوالانسی) BF_3 (پیوند کوالانسی)

(۱۱) به جز سه ترکیب زیر که هر سه پیوند یونی اند بقیه ی پیوند هایی که اتم Al می دهد کوالانسی است.

AlF_3 (پیوند یونی) Al_2O_3 (پیوند یونی) Na_3AlF_6 (پیوند یونی)

(۱۲) عدد کوئوردیناسیون: به نزدیک ترین یون هایی که دور یون مخالف خودش را احاطه کرده است.

مثال ⇐ NaCl

در بلور NaCl هر Na^+ را ۶ تا Cl^- احاطه کرده است.

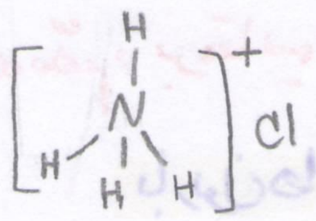
★ نکته: عدد کوئوردیناسیون بلور NaCl برابر ۶ است.

★ نکته: عدد کوئوردیناسیون بلور CsCl برابر ۸ است.

(۱۳) سلول واحد: کوچکترین واحد تکراری که ساختار کل بلور را نشان می دهد، سلول واحد می گویند.

★ شکل سلول واحد NaCl با CsCl شبیه به هم نیستند. چون عدد کوئوردیناسیون NaCl که ۶ است با عدد کوئوردیناسیون CsCl که ۸ است برابر نیستند، بنابراین هم شکل نیستند.

نکته مهم: NH_4Cl هم دارای پیوند یونی، پیوند داتیو پیوند کوالانسی است.



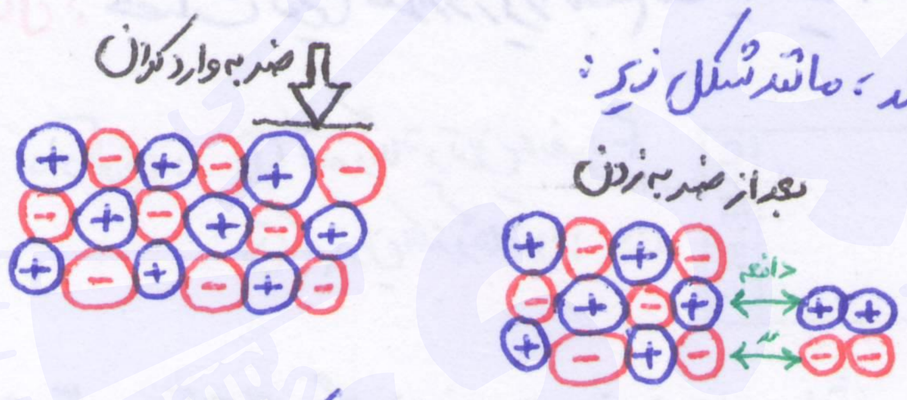
یعنی آمونیوم هم با نافلزها هم پیوند یونی می دهد.

(۱۴) رسانایی الکتریکی ترکیبات یونی:

در حالت های
- جامد ← نارسانا (برق) ← عدم حرکت یونها
- مذاب و محلول ← رسانا (برق) ← حرکت یونها

(۱۵) متلاشی شدن ترکیبات یونی در اثر ضربه خوردن:

به دلیل وجود جاذبه میان یون ها اگر ضربه ای به این ترکیبات وارد کنیم یون های هم نام در کنار یکدیگر قرار می گیرند و هم دیگر را دفع می کنند، مانند شکل زیر:



(۱۶) انرژی شبکه بلور: انرژی که به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از مقداری یون های گازی شکل خود آزاد می شود.

★ $Na^+(g) + Cl^-(g) \rightarrow \underset{mol}{1}\ NaCl\ \underset{جامد}{(s)} + q$

انرژی شبکه ↑ بیشتر نقطه ی ذوب و جوش ↑ بیشتر

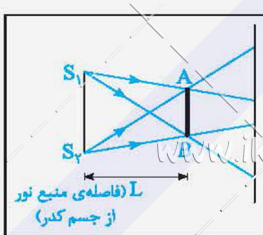
★ انرژی شبکه با بار یون ها رابطه ی مستقیم دارد و با شعاع (حجم) رابطه ی عکس دارد.

$$\uparrow \text{چگالی} = \frac{\uparrow \text{باریون}}{\downarrow \text{شعاع (حجم)}}$$

همان‌گونه که مشاهده می‌کنید، با دور کردن پرده از جسم کدر، در هر دو حالت نیم‌سایه بزرگ شده است. این موضوع اتفاقی نبوده و در مورد آن می‌توان به نتیجه‌ی مهم زیر در حالت کلی اشاره کرد:

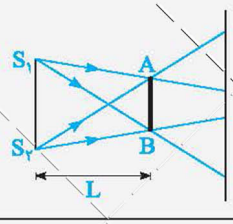
بحث کاربردی ۲: به خاطر داریم در حالتی‌که قطر منبع نور از قطر جسم کدر کوچک‌تر بود، نحوه‌ی تغییرات ابعاد نیم‌سایه با L رابطه‌ی عکس داشت. در حالتی‌که قطر منبع نور از قطر جسم کدر بزرگ‌تر باشد نیز نحوه‌ی تغییرات ابعاد نیم‌سایه با L رابطه‌ی عکس دارد. (همواره تغییرات قطر نیم‌سایه برعکس L است).

افزایش قطر نیم‌سایه ⇐ کاهش L و کاهش قطر نیم‌سایه ⇐ افزایش L



۳ با توجه به نتیجه‌ی (۱) در حالتی‌که قطر منبع نور از قطر جسم کدر بزرگ‌تر است، تغییرات ابعاد سایه و نیم‌سایه برعکس یک‌دیگر است. با توجه به این موضوع نحوه‌ی تغییرات سایه در این حالت با L رابطه‌ی مستقیم دارد. به‌عبارتی با افزایش L در این حالت، ابعاد سایه افزایش یافته و بالعکس.

قطر نیم‌سایه	قطر سایه	
کاهش	افزایش	افزایش L
افزایش	کاهش	کاهش L



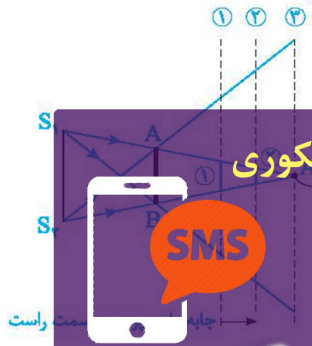
جمع‌بندی:

حالت کلی ۱ (افزایش فاصله‌ی بین منبع نور و جسم کدر) ⇐ L افزایش می‌یابد.		
حالت ۱	منبع نور نقطه‌ای	↓ سایه ⇐ L↑
حالت ۲	قطر جسم کدر < قطر منبع	↓ نیم‌سایه و ↓ سایه ⇐ L↑
حالت ۳	قطر جسم کدر > قطر منبع	↓ نیم‌سایه و ↑ سایه ⇐ L↑

حالت کلی ۲ (کاهش فاصله‌ی بین منبع نور و جسم کدر) ⇐ L کاهش می‌یابد.		
حالت ۱	منبع نور نقطه‌ای	↑ سایه ⇐ L↓
حالت ۲	قطر جسم کدر < قطر منبع	↑ نیم‌سایه و ↑ سایه ⇐ L↓
حالت ۳	قطر جسم کدر < قطر منبع	↑ نیم‌سایه و ↓ سایه ⇐ L↓

و اما جمع‌بندی نهایی: همان‌گونه که مشاهده می‌شود در مقایسه‌ی سه حالت، هنگامی‌که جسم کدر یا منبع جابه‌جا می‌شود، تغییرات سایه و نیم‌سایه همواره با L رابطه‌ی عکس دارد، به‌جز سایه در حالت سوم (که در آن قطر منبع بزرگ‌تر از قطر جسم کدر است). مجدداً تأکید می‌شود هنگامی‌که پرده را جابه‌جا کردیم، پاسخ سؤال باید با کشیدن یک شکل ساده به‌دست آید.

با توجه به شکل مقابل، با دور کردن پرده از توپ (جابه‌جایی پرده به سمت راست)، قطر سایه کاهش یافته و هنگامی‌که پرده در محل (۳) قرار می‌گیرد، قطر سایه صفر می‌شود. پس از آن با جابه‌جایی پرده به سمت راست و دور کردن آن از جسم کدر، دیگر سایه‌ای بر روی پرده تشکیل نمی‌شود.



۶- (۲) با توجه به شکل مقابل، با دور کردن پرده از قطر جسم کدر، قطر سایه کاهش یافته و هنگامی‌که پرده در محل (۳) قرار می‌گیرد، قطر سایه صفر می‌شود. پس از آن با جابه‌جایی پرده به سمت راست و دور کردن آن از جسم کدر، دیگر سایه‌ای بر روی پرده تشکیل نمی‌شود. برعکس [illegible] مانع کدر، فاصله‌ی L افزایش یافته و در این حالت ابعاد سایه افزایش و ابعاد نیم‌سایه کاهش می‌یابد.

[illegible] سایه و ↑ سایه ⇐ L↑: دور کردن منبع نور از مانع کدر در حالت (۳)

www.ikonkuri.ir
@ikonkuri
@ikonkuri_channel
با ارسال نام ، رشته و شهر خود به سامانه پیامکی آی کنکوری
از خدمات و پشتیبانی حرفه ای بهره مند شوید
SMS
۵۰۰۰۲۲۰۴۳۵۵
@ikonkuri_channel
در کانال رسمی آی کنکوری عضو شوید

University of Engineering 8MiT8 Massachusett Institute of Technology sajad 18 61

«بنام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

مثال: انرژی شبکه و نقطه‌ی ذوب و جوش موارد زیر را مقایسه کنید:

$Mg^{2+}O^{2-} > Na^{+}Cl^{-}$

نکته: باریون با نقطه‌ی ذوب و جوش و انرژی شبکه رابطه‌ی مستقیم دارد.

$Na^{+}Cl^{-} > Na^{+}Br^{-}$

نکته: چون شعاع Br بیشتر از Cl است و هم چنین شعاع با انرژی شبکه و نقطه‌ی ذوب و جوش رابطه‌ی عکس (وارونه) دارد.

نکته مهم: برمقایسه انرژی شبکه و نقطه‌ی ذوب و جوش ابتدا باید باریون‌ها را مقایسه کرد مانند مثال اولی و در غیر این صورت باید شعاع اتمی را مقایسه کرد که رابطه‌ی عکس با انرژی شبکه و نقطه‌ی ذوب و جوش دارد.

$Ba^{2+}O^{2-} > Ba^{2+}Cl_2^{-}$

(۱۷) مقایسه‌ی خصلت یونی:

★ اگر اختلاف الکترونگاتیوی $> 1/7$ باشد آنگاه پیوند یونی است و خصلت یونی بیشتری دارد.

مثال: خصلت یونی موارد زیر را باهم مقایسه کنید:

Na K Cs		F Cl Br

یادآوری: ① الکترونگاتیوترین عنصر: F
② کم‌ترین الکترونگاتیوی: Cs

نکته مهم: CsF بیشترین خصلت یونی را دارا می‌باشد.

NaCl > NaBr
کلر به فلوئور F نزدیکتر است. — برم به فلوئور F دورتر است.

KCl > NaCl
پتاسیم به سدیم نزدیک‌تر است — سدیم به سدیم دورتر است.

★ **نمک‌های آب پوشیده:** اگر یون‌های نمک با مولکول‌های آب پیوند بدهند، به آن نمک متبلور یا (نمک آب پوشیده) می‌گوییم.

مثال: $\underbrace{CuSO_4 \cdot 5H_2O}_{\text{آبی}} \rightarrow \underbrace{CuSO_4}_{\text{سفید}} + 5H_2O$ کات کبود

$\underbrace{CoCl_2 \cdot 6H_2O}_{\text{صورتی}} \rightarrow \underbrace{CoCl_2}_{\text{آبی}} + 6H_2O$ کلرید کبالت

نکته: تغییر رنگ نشان دهنده خروج آب است.

نکته مهم: نمک KCl نمی‌تواند آب تبلور داشته باشد، چون بلور آن متداکم است.

★ **فرمول اصلی تعداد آب تبلور:**

$$\frac{\text{جرم نمک متبلور}}{\text{جرم مولی نمک} + 18n} \quad \frac{\text{جرم نمک خشک}}{\text{جرم مولی نمک}} \quad \frac{\text{گرم آب } gr}{18n}$$

$$\frac{\text{مول نمک متبلور } mol}{1} \quad \frac{\text{مول نمک خشک } mol}{1} \quad \frac{\text{مول آب } mol}{n}$$

مثال: ۰/۰۲ مول نمک متبلور در اثر حرارت ۱/۸gr کاهش جرم دارد، n چقدر است؟

$$\frac{\text{نمک متبلور } mol}{1} = \frac{\text{آب } gr}{18n}$$

$$\frac{0/02}{1} = \frac{1/8}{18n} \Rightarrow \frac{2}{100} = \frac{1/8}{18n} \Rightarrow n = \frac{180}{36} = \boxed{5}$$

مثال: ۴/۳gr کلسیم سولفات متبلور در اثر حرارت ۰/۰۵ مول آب تولید کرده است، n چقدر است؟

$CaSO_4 = 136$

$$\frac{\text{جرم (gr) نمک متبلور}}{\text{جرم مولی نمک} + 18n} = \frac{\text{آب mol}}{n} \Rightarrow \frac{4/3}{136+18n} = \frac{0/05}{n}$$

$$\Rightarrow n = \frac{480}{340} = \boxed{2}$$

مثال: ۲/۷۲gr باریم کلرید آب پوشیده در اثر گرما ۲/۳۲gr نمک خشک تولید کرده است، n چقدر است؟

$BaCl_2 = 208$

$$\frac{\text{نمک آب پوشیده } gr}{\text{جرم مولی} + 18n} = \frac{\text{نمک خشک } gr}{\text{جرم مولی}} \Rightarrow \frac{2/72}{208+18n} = \frac{2/32}{208} \Rightarrow n = ?$$

مثال: نصف جرم سدیم سولفیت آب پوشیده را آب تشکیل داده است، n چقدر است؟

$Na_2SO_4 = 126$ $\quad \frac{126+18n}{2} = 18n \Rightarrow n = ?$

University of Engineering
8MiT8
Massachusett Institute of Technology
sajad 18 61

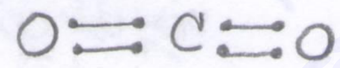
«بنام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی (۲) و آزمایشگاه»

- بخش چهارم (ترکیب‌های کووالانسی):

- پیوند کووالانسی: پیوندی است که از اشتراک الکترون بین دو اتم برقرار می‌شود.

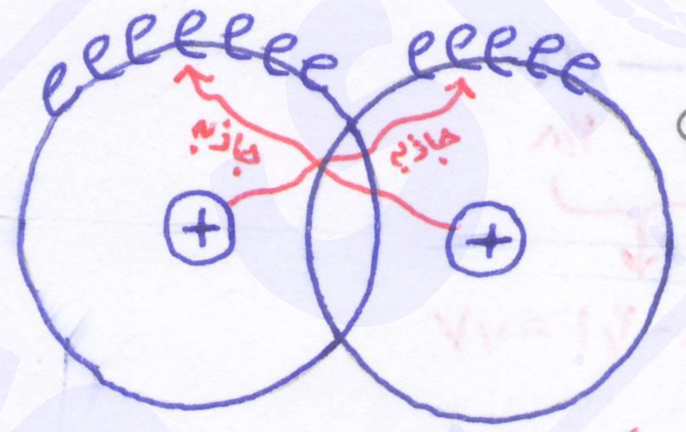
- ظرفیت کووالانسی: تعداد الکترون‌های اشتراک گذاشته شده.

مثال:



در این مثال C کربن دارای ۴ ظرفیت و O اکسیژن دارای ۲ ظرفیت هستند.

نکته مهم: اساس تشکیل پیوند کووالانسی آن است که هسته‌ی اتم‌ها با الکترون‌های اتم دیگر جاذبه وارد می‌کنند.



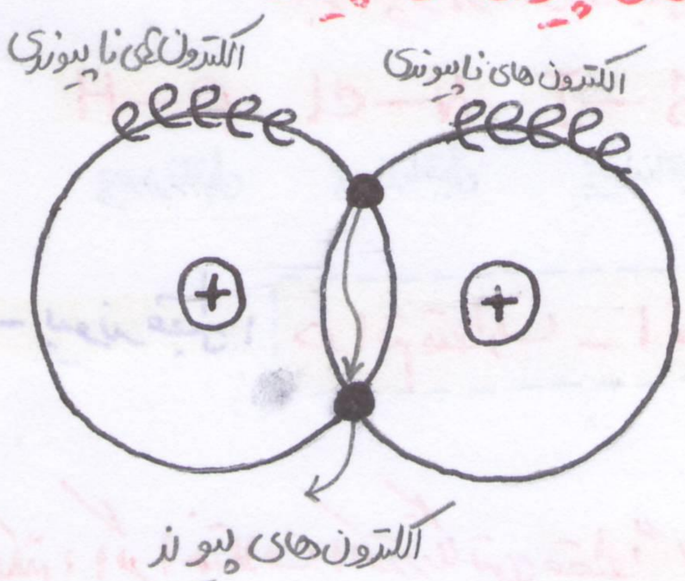
هسته‌های هر اتم بر الکترون‌های اتم دیگر جاذبه وارد می‌کنند (جذب می‌کنند)

نکته مهم: شرط اصلی برای تشکیل پیوند کووالانسی وجود اوربیتال تک الکترونی است.

نکته مهم: مقایسه‌ی جاذبه و دافعه هنگام تشکیل و پس از تشکیل به صورت زیر است:

مقایسه:
- هنگام تشکیل: جاذبه > دافعه
- پس از تشکیل: جاذبه = دافعه

نکته مهم: مقایسه‌ی الکترون‌های پیوندی و ناپیوندی:



ویژگی‌های الکترون‌های:
- پیوندی: پایدار هستند، تحرک کمتری دارند، فضای کمتری را اشغال می‌کنند.
- ناپیوندی: ناپایدار هستند، تحرک زیادی دارند، فضای بیشتری را اشغال می‌کنند.

نکته: بیشتر اتم‌ها وقتی دو اتمی پیوند کووالانسی می‌دهند، گرماده هستند.

مثال ⇦ $2H$ (اتم) دو گرم

$436\ kJ$

H_2 (مولکول) دو گرم

✓ مولکول دارای سطح انرژی کمتری است و گرماده و پایدارتر است.

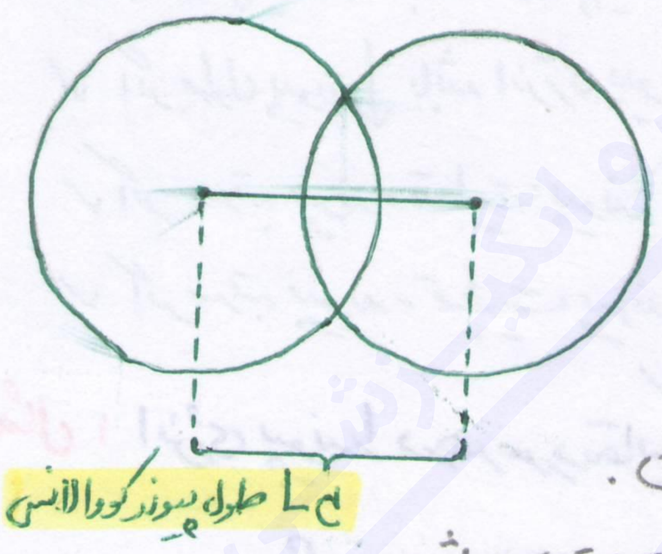
نکته: هر وقت، هر کجا، اتم‌های Be (بریلیم)، B (بور) و Al (آلومینیوم) را دیدیم می‌گوییم لایه‌ی ظرفیت این‌ها ۸ تایی نیست. (قاعده‌ی اوکتت صدق نمی‌کند).

مثال ⇦ BeF_2 لایه‌ی ظرفیت هشتایی نیست.

BF_3 لایه ظرفیت هشتایی نیست

$AlCl_3$ لایه ظرفیت هشتایی نیست.

★ بررسی طول پیوند، حالت گلوله و میله (گلوله و فنر):



چند نکته:

✓ در اصل طول پیوند کم و زیاد می‌شود و حالت ارتعاشی دارد و مدل گلوله و فنر درست‌تر است.

✓ مدل گلوله - میله برای درک بهتر استفاده می‌شود.

مدل گلوله و میله — مدل گلوله و فنر

نکته مهم: شیمیدان‌ها برای نمایش پیوند بین دو اتم معمولاً از مدل گلوله و میله استفاده می‌کنند.

نکته مهم: پیوندهای کووالانسی انعطاف‌پذیرند، اگر فشرده یا کشیده شوند در نهایت به اندازه‌ی اولیه‌ی خود بازمی‌گردند.

نکته مهم: طول پیوند نشان‌دهنده‌ی جایگاه اتم‌ها در پایین‌ترین سطح انرژی یا پایدارترین حالت است.

University of Engineering
8MiT8 sajad 1861
Massachusett Institute of Technology

«به نام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

- **انرژی پیوند:** به حداقل انرژی لازم برای شکستن متقارن یک مول پیوند در حالت گازی و تشکیل اتم‌های گازی شکل.

مثال ⇦ $q + HF \rightarrow H + F$ (q: گرماگیر، مقداری مثبت دارد.)

- **انرژی تشکیل پیوند:** عکس انرژی پیوند می‌باشد.

مثال ⇦ $H_{(g)} + F_{(g)} \rightarrow HF_{(g)} + q$

★ بررسی عوامل مؤثر در انرژی پیوند:

۱- طول پیوند. ۲- مرتبه پیوند. ۳- قطبیت پیوند.

طول پیوند ⇧ (شعاع اتم) ، مرتبه پیوند ⇩ ، قطبیت پیوند ⇩

انرژی پیوند ⇩

✓ اگر طول پیوند ↑ باشد انرژی پیوند ↓ است.

✓ اگر طول پیوند ↓ باشد انرژی پیوند ↑ است.

✓ اگر مرتبه پیوند، قطبیت پیوند ↑ باشد انرژی پیوند ↑ است.

✓ اگر مرتبه پیوند، قطبیت پیوند ↓ باشد انرژی پیوند ↓ است.

مثال: انرژی پیوند را در هر مورد مقایسه کنید:

C-C C-N C-O C-F

نکته: برای مقایسه طول پیوند، شعاع اتم‌ها را مقایسه می‌کنیم.

C - N - O - F (→ شعاع کم)

طول پیوند: C-C > C-N > C-O > C-F

انرژی پیوند: C-C < C-N < C-O < C-F

I-I H-I H-Cl H-H

I شعاع بزرگی دارد Cl شعاع متوسطی دارد H شعاع کوچکی دارد.

طول پیوند: I-I > H-I > H-Cl > H-H

انرژی پیوند: I-I < H-I < H-Cl < H-H

نکته: منظور از مرتبه‌ی پیوند، همان یگانگی، دوگانگی و سه‌گانگی است و در آلکان‌ها، آلکین‌ها و آلکن‌ها بدین صورت طول پیوند و انرژی پیوند را مشخص می‌کنیم:

طول پیوند: C-C (بیشترین طول پیوند) > C=C > C≡C (کمترین طول پیوند)

انرژی پیوند: C-C (کمترین انرژی پیوند) < C=C < C≡C (بیشترین انرژی پیوند)

نکته: برای تشخیص قطبیت (قطبی بودن) پیوندها همواره باید اختلاف الکترونگاتیوی بیشتر باشد:

O-H > H-Cl

O: ۳/۵ ، H: ۲/۱ → ۳/۵ - ۲/۱ = ۱/۴

H: ۲/۱ ، Cl: ۲/۸ → ۲/۸ - ۲/۱ = ۰/۷

طول پیوند: O-H < H-Cl

انرژی پیوند: O-H > H-Cl

★ بررسی پیوندهای قطبی و ناقطبی:

- **پیوند ناقطبی:** دو اتم یکسان - اختلاف صفر تا ۰/۴

$0 \le \Delta x < 0/4$

نکته بسیار مهم: پیوند اتم‌های زیر شرایط پیوند ناقطبی را ندارند ولی جزء پیوندهای ناقطبی اند و حفظ باید حفظ شوند!

C=S (پیوند ناقطبی) C-I (پیوند ناقطبی) S-I (پیوند ناقطبی) N-Cl (پیوند ناقطبی) P-H (پیوند ناقطبی)

- **پیوند قطبی:** دو اتم متفاوت - اختلاف از ۰/۴ تا ۱/۷

$0/4 \le \Delta x \le 1/7$

نکته: اگر اختلاف الکترونگاتیوی مطلقاً ۱/۷ شد، می‌گوییم آن پیوند در آستانه‌ی یونی شدن است.

مثال: O-Si اختلاف الکترونگاتیوی ۱/۷ است و پیوند در آستانه‌ی یونی شدن است.

$H^{+\delta} - Cl^{-\delta}$

نکته: هرچه اختلاف الکترونگاتیوی بیشتر شد می‌گوییم پیوند قطبی‌تر است!

University of Engineering 8MiT8 Massachusett Institute of Technology sajad 1861

«بنام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

نکته: پیوندی که اختلاف الکترونگاتیوی آن دقیقاً ۱٫۷ شود، آن پیوند در آستانه‌ی یونی شدن است:

$Si - O$ (Si: ۱٫۸ ، O: ۳٫۵) اختلاف الکترونگاتیوی = ۳٫۵ − ۱٫۸ = $\boxed{۱٫۷}$

★ پس پیوند در آستانه‌ی یونی شدن است.

مثال: قطبی‌ترین پیوند مال کدام پیوند است؟

$H-Cl < H-O$

(H-Cl: ۲٫۱ ، ۲٫۸ ؛ ۲٫۸ − ۲٫۱ = ۰٫۷ — H-O: ۲٫۱ ، ۳٫۵ ؛ ۳٫۵ − ۲٫۱ = ۱٫۴)

نکته: اگر از ما قطبی بودن پیوندی را خواستند و عدد الکترونگاتیوی آن را با ما ندادند بدین صورت عمل می‌کنیم:

F - O - N - Cl - Br - Cs - I - P - H - ... →

مثال: قطبی بودن پیوندهای زیر را مشخص کنید:

$H-Cl < H-O$

F - O - N - Cl - Br - Cs - I - P - H - ... →

چون اختلاف الکترونگاتیوی کم است.

چون اختلاف الکترونگاتیوی بیشتر است.

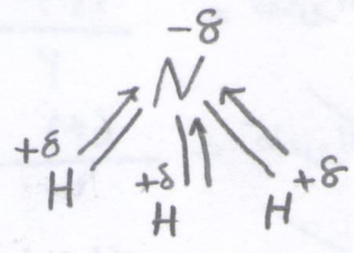
$H-Cl < O-Be$

F - O - N - Cl - Br - Cs - I - P - H - ... →

چون اختلاف الکترونگاتیوی بیشتر است.

★ **بررسی بردار قطبیت (جهت پیوند):** ابتدا قطب‌های مثبت و منفی را مشخص می‌کنیم (آن اتم که دارای الکترونگاتیوی کمتری است $+\delta$ و اتمی که دارای الکترونگاتیوی بیشتری است $-\delta$ است)، سپس از جهت مثبت به منفی بردار را رسم می‌کنیم:

مثال: $\overset{+\delta}{H} - \overset{-\delta}{Cl} \xrightarrow{\text{بردار قطبیت}}$



نکته: تعداد کمی از مواد پیوند کاملاً ناقطبی و کاملاً یونی دارند و بیشترین مواد پیوندشان قطبی و در آستانه‌ی یونی شدن اند.

نکته: در مورد پیوندهای قطبی و ناقطبی و یونی و ... داریم:

۰ → ۰٫۴ → ۱٫۷ → ۳٫۳

- ۰: پیوند کاملاً ناقطبی
- ۰٫۴: پیوند کاملاً قطبی
- ۱٫۷: پیوند در آستانه‌ی یونی شدن
- ۳٫۳: پیوند کاملاً یونی

نکته: شباهت پیوند قطبی بیشتر به پیوند یونی است.

★ **بررسی مولکول‌های قطبی و ناقطبی: (خیلی مهم)**

- مولکول قطبی:
- ✓ دارای شکل نامتقارن است (مرکز تقارن ندارد)
- ✓ دارای سری‌های مثبت و منفی است
- ✓ در میدان الکتریکی از خود عکس العمل نشان می‌دهد.
- ✓ برآیند بردار قطبیت پیوندها صفر نمی‌شود و اگر در امتداد بردار قطبیت نیرو وارد شود اتم مرکزی جابه‌جا می‌شود

- مولکول ناقطبی:
- ✓ دارای شکل متقارن است (مرکز تقارن دارد)
- ✓ دارای سری‌های مثبت و منفی نیست.
- ✓ در میدان الکتریکی از خود عکس العمل نشان نمی‌دهد.
- ✓ برآیند بردار قطبیت پیوندها صفر می‌شود و اگر در امتداد بردار قطبیت نیرو وارد شود اتم مرکزی جابه‌جا نمی‌شود.

★ **روش شناسایی مولکول‌های قطبی و ناقطبی:**

۱- اتم‌های یکسان ⇐ ناقطبی: ... - P_4 - S_8 - O_2 - N_2

۲- دو اتم متفاوت (XY) ⇐ قطبی: ... - HCl - ClF - CO

★۳- اگر اتم‌های متصل به اتم مرکزی متفاوت بودند ⇐ قطبی:

CH_2Cl_2 - HCN - NH_2Cl - N_2O (NNO) — کلک زدن! قطبی است

★۴- اگر روی اتم مرکزی الکترون ناپیوندی باشد ⇐ قطبی:

SO_2 — (۶) − (۲×۲) = (۲)

فرمول تستی: (تعداد اتم متصل X) − (شماره گروه اتم مرکزی) — ظرفیت اتم متصل

University of Engineering 8MiT8 Massachusett Institute of Technology sajad 1861

«بنام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

★۴- اگر روی اتم مرکزی الکترون (e) ناپیوندی باشد ⇐ قطبی

فرمول تستی:

تعداد الکترون ناپیوندی = (شماره گروه اتم مرکزی) − (تعداد اتم متصل × ظرفیت)

مثال ⇐ $\ddot{S}O_2$ تعداد الکترون ناپیوندی = (۶) − (۲×۲) = $\boxed{۲}$ (گروه)

$\dot{N}O_2$ تعداد الکترون ناپیوندی = (۵) − (۲×۲) = $\boxed{۱}$ (گروه)

$\ddot{N}H_3$ تعداد الکترون ناپیوندی = (۵) − (۳×۱) = $\boxed{۲}$

$H_2\ddot{O}$: تعداد الکترون ناپیوندی = (۶) − (۲×۱) = $\boxed{۴}$ (اتم مرکزی)

★ O_3 ($\ddot{O}O_2$) (کلک زدن!) تعداد الکترون ناپیوندی = (۶) − (۲×۲) = $\boxed{۲}$

★۵- اتم‌های متصل یکسان باشند - روی اتم مرکزی الکترون (e) ناپیوندی نباشد ⇐ ناقطبی

CH_4 (ناقطبی) تعداد الکترون ناپیوندی = (۴) − (۴×۱) = $\boxed{۰}$

SO_3 (ناقطبی) تعداد الکترون ناپیوندی = (۶) − (۳×۲) = $\boxed{۰}$

CO_2 (ناقطبی) تعداد e ناپیوندی = $\boxed{۰}$

BeF_2 - BF_3 - SiF_4 - SF_6 - ...

- همگی ناقطبی اند.

نکته: از روی قطبی یا ناقطبی بودن مولکول‌ها می‌توان پیوند قطبی را مشخص کرد:

HCl ⇒ مولکول قطبی: H − Cl ؛ پیوند قطبی: H − Cl

$\ddot{N}H_3$ ⇒ مولکول قطبی: N − H ؛ پیوند قطبی: N − H

CH_4 ⇒ مولکول ناقطبی: C − H ؛ پیوند قطبی: C − H

CO_2 ⇒ مولکول ناقطبی: C = O ؛ پیوند قطبی: C = O

H_2 ⇒ مولکول ناقطبی: H − H ؛ پیوند ناقطبی: H − H

O_3 ⇒ مولکول قطبی: $\ddot{O}O_2$ ؛ پیوند ناقطبی: O − O

H_2O_2 (آب اکسیژنه) ⇒ مولکول قطبی: H − O − O − H

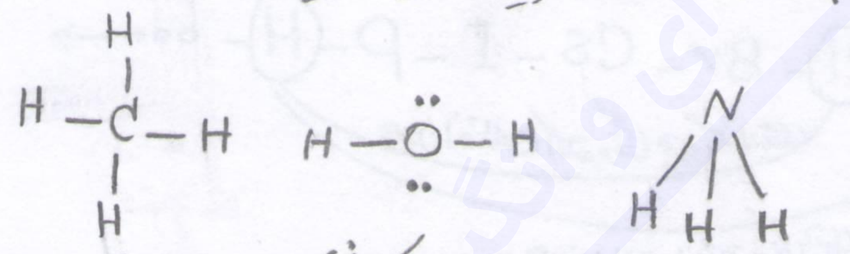
پیوند قطبی: H − O و پیوند ناقطبی: O − O

N_2O ⇒ مولکول قطبی: N ≡ N − O

پیوند ناقطبی: N ≡ N و پیوند قطبی: N − O

★ بررسی قلمروی الکترونی:

- قلمروی الکترونی: به ناحیه‌ای در اطراف یک اتم که الکترون موجود باشد چه الکترون پیوندی یا ناپیوندی باشد.



قلمروی حمضی:
- قلمروی ۲ ← C_2H_2 - N_2O - HCN
- قلمروی ۳ ← C_2H_4 - N_2O_4 - NO_2 - NO
- قلمروی ۴ ← C_2H_6 - C - H_2O_2

فرمول تستی:

قلمرو الکترونی = (تعداد اتم‌های متصل (به جز H) + شماره گروه اتم مرکزی) / ۲

CH_4 ⇒ قلمرو الکترونی = (۴ + ۴) / ۲ = $\boxed{۴}$

CO_2 ⇒ قلمرو الکترونی = (۴) / ۲ = $\boxed{۲}$

CS_2 ⇒ قلمرو الکترونی = (۴) / ۲ = $\boxed{۲}$

SO_3 ⇒ قلمرو الکترونی = ۶ / ۲ = $\boxed{۳}$

SiF_4 ⇒ قلمرو الکترونی = (۴ + ۴) / ۲ = $\boxed{۴}$

University of Engineering 8MiT8 Massachusett Institute of Technology 1861 sajad

«بنام خدای بخشنده مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

مثال: قلمروی الکترونی یون های زیر را بدست آورید:

NH_4^+ ⇨ قلمروی الکترونی = (تعداد اتم های متصل به جزء S + (شماره گروه ± باریون)) / ۲

⇨ قلمروی e = $\frac{(5-1)+4}{2} = \frac{8}{2} = \boxed{4}$

NH_4^- ⇨ قلمروی e = $\frac{(5+1)+4}{2} = \frac{10}{2} = \boxed{5}$

NO_2^- ⇨ قلمروی e = $\frac{(5+1)}{2} = \boxed{3}$

NO_2^+ ⇨ قلمروی e = $\frac{5-1}{2} = \boxed{2}$

★ تعیین شکل و زاویه ی مولکول به وسیله تعداد قلمروی الکترونی:

الف) اگر روی اتم مرکزی الکترون ناپیوندی نباشد:

۲ قلمرو ← شکل خطی ← زاویه ۱۸۰°

۳ قلمرو ← شکل سه ضلعی مسطح ← زاویه ۱۲۰°

۴ قلمرو ← شکل چهاروجهی منتظم ← زاویه ۱۰۹/۵°

ب) اگر روی اتم مرکزی الکترون ناپیوندی باشد:

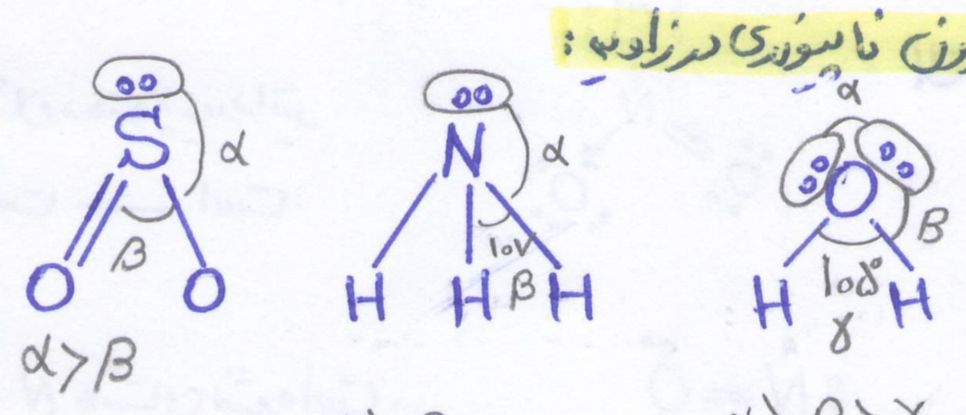
۴ قلمرو ← ۱ جفت e ناپیوندی ← هرمی ← ۱۰۷°

۴ قلمرو ← ۲ جفت e ناپیوندی ← خمیده ← ۱۰۵°

۳ قلمرو ← ۱ جفت e ناپیوندی ← خمیده ← ۱۱۹/۵°

★ بررسی نظریه نیروی دافعه جفت الکترون های لایه ی ظرفیت (VSEPR):

- تأثیر الکترون ناپیوندی در زاویه:



α>β: ناپیوندی و پیوندی — α>β: پیوندی و پیوندی — α>β>γ: ۲ ناپیوندی، ۲ پیوندی

- مقایسه ی زاویه ها:

- ابتدا قلمرو الکترونی پیدا می کنیم ⇦ ۲ قلمرو الکترونی (۱۸۰°) > ۳ قلمرو (۱۲۰°) > ۴ قلمرو (۱۰۹/۵°)

- دوم ما الکترون های ناپیوندی را پیدا می کنیم ⇦ e ناپیوند ↑ زاویه ↓

مثال: هر یک از مولکول های زیر را با هم از نظر زاویه و شکل مقایسه کنید:

$CO_2 > SO_3 > \ddot{S}O_2 > CH_4 > \ddot{N}H_3 > H_2\ddot{O}$

۲ ۳ ۳ ۴ ۴ ۴

قلمروی الکترونی

$CH_3^+ > CH_4 > \ddot{C}H_3^-$

۳ ۴ ۴

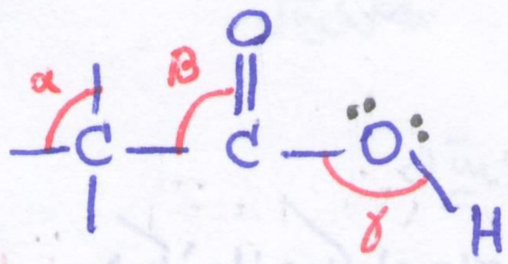
قلمروی الکترونی

$NO_2^+ > \dot{N}O_2 > \ddot{N}O_2^-$

۲ ۳ ۳

قلمروی الکترونی

مثال: هر یک از زاویه های α، β و γ را در ساختار زیر با هم مقایسه کنید:



β > α > γ

۱۲۰° > ۱۰۹/۵ > ۱۰۵°

نکته: برای آن که دو مولکول شبیه هم باشند باید دارای قلمروهای یکسان و e ناپیوندی یکسان باشند.

$\ddot{N}H_3$ → ۴ قلمروی الکترونی

$\ddot{C}H_3^-$ → ۴ قلمروی الکترونی

نتیجه: پس دو مولکول از نظر شکل ساختاری شبیه به هم هستند.

★ جمع بندی کلی مطالب مهم این قسمت:

AB_2 ← خطی ← زاویه ۱۸۰° ← ناقطبی — مثال: CO_2

AB_3 ← سه ضلعی مسطح ← زاویه ۱۲۰° ← ناقطبی — مثال: SO_3

AB_4 ← چهاروجهی (فضایی) ← ۱۰۹/۵° ← ناقطبی — مثال: CH_4

$\ddot{A}B_3$ ← هرمی ← ۱۰۷° ← قطبی — مثال: NH_3

University of Engineering
8MiT8 sajad 18 61
Massachusett Institute of Technology

در نام خدای بخشنده‌ی مهربان " در جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه "

★ بررسی پیوند داتیو (کوردینانسی):

- **پیوند داتیو:** به جفت الکترون پیوندی که فقط به یکی از اتم‌ها متعلق است.

$A: \longrightarrow B$

A: ⊕ ★ دهنده‌ی داتیو
- ★ ۸ تایی شده باشد.
- ★ جفت الکترون ناپیوندی دارا باشد

B: ⊖ ★ گیرنده‌ی داتیو
- ★ ۸ تایی نشده باشد
- ★ دارای اوربیتال خالی باشد

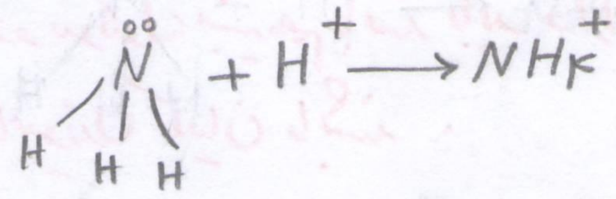
نکته مهم: پیوند داتیو همواره قطبی است.

نکته مهم: بررسی تعداد پیوند داتیو در هر گروه جدول تناوبی:

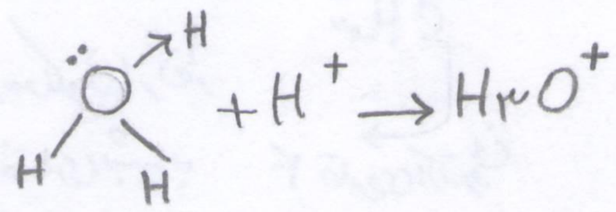
گروه ۲	گروه ۱۳	گروه ۱۵	گروه ۱۶	گروه ۱۷
Be	B-Al	①	②	③
②	①			به جز F که داتیو نمی‌دهد
داتیو می‌گیرند		داتیو می‌دهند		

مثال: هر یک از مولکول‌های زیر را از نظر پیوند داتیو بررسی کنید:

$NH_4^+ \Rightarrow$



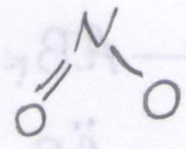
$H_3O^+ \Rightarrow$



مثال: کدام مورد بیشترین داتیو را دارد؟

۱) NO_2 ☐ ۲) CO_2 ☐ ۳) SO_3 ■ ۴) H_2O ☐

NO_2



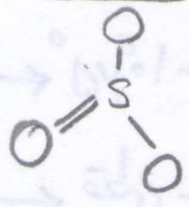
۱ داتیو دارد

CO_2

$O=C=O$

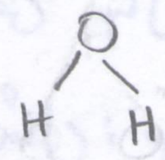
داتیو ندارد

$\boxed{SO_3}$



۲ داتیو دارد

H_2O



داتیو ندارد.

★ بررسی ساختار لوویس مولکول‌ها و یون‌ها و ...:

اخطار: ساختار لوویس مولکول‌هایی تا حالا در کنکور سراسری مورد سوال واقع گردیده است:

۱) H_2 — $H-H$

۲) Cl_2 — $:\ddot{\underset{..}{Cl}}-\ddot{\underset{..}{Cl}}:$

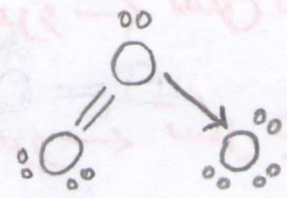
۳) HF — $H-\ddot{\underset{..}{F}}:$

۴) O_2 — $\ddot{\underset{..}{O}}=\ddot{\underset{..}{O}}$

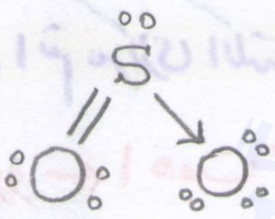
۵) N_2 — $:N\equiv N:$

۶) N_2O — $:N\equiv N\rightarrow\ddot{\underset{..}{O}}:$

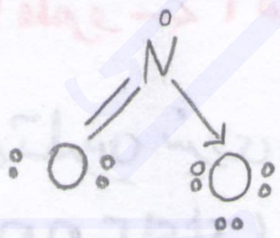
۷) O_3



۸) SO_2

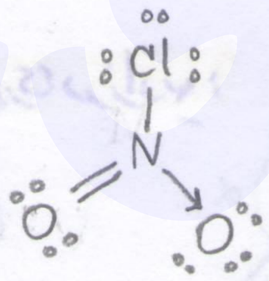


★۹) NO_2



نکته: برای رسم ساختار لوویس NO_2 چون استثناء است ساختار لوویس SO_2 را برایش رسم می‌کنیم و به جای S حالا N قرار می‌دهیم:

۱۰) NO_2Cl

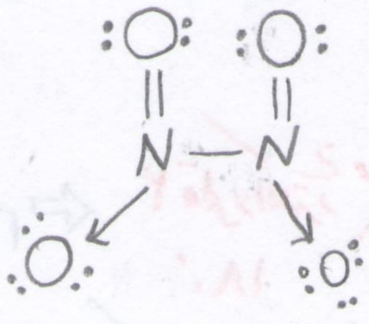


★ نشان دهنده پیوند داتیو علامت ⟶ است.

۱۱) NO — $:\overset{\circ}{N}=\ddot{\underset{..}{O}}$

★ N هشتایی نشده است.

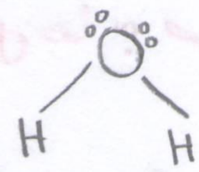
۱۲) $N_2O_4\ (NO_2)$



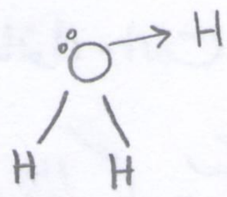
University of Engineering 8MiT8 Massachusett Institute of Technology sajad 1861

« بنام خدای بخشنده‌ی مهربان » « جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه »

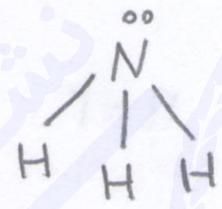
۱۳) H_2O



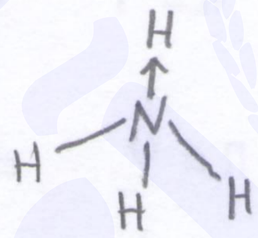
*۱۴) H_3O^+



۱۵) NH_3

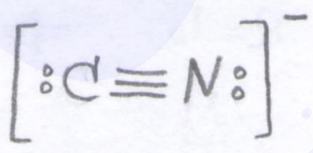


۱۶) NH_4^+

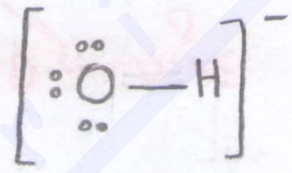


۱۷) HCN

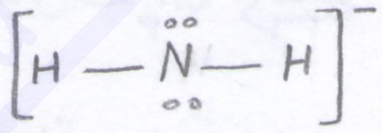
۱۸) CN^-



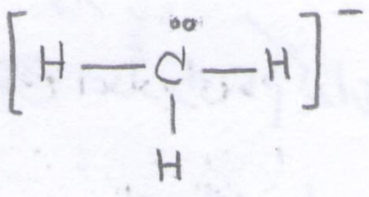
۱۹) OH^-



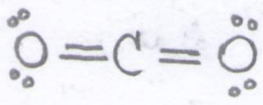
۲۰) NH_2^-



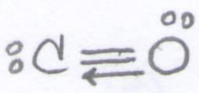
۲۱) CH_3^-



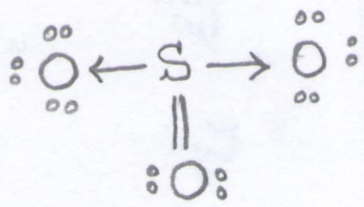
۲۲) CO_2



*۲۳) CO

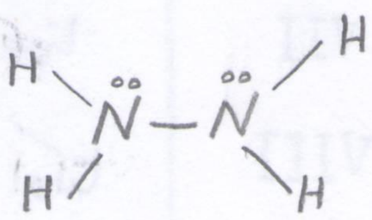


*۲۴) SO_3

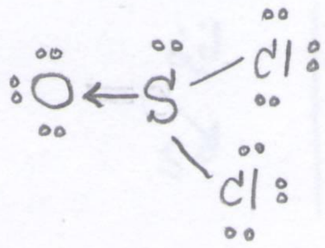


* علامت ← نشان دهنده‌ی پیوند داتیو است.

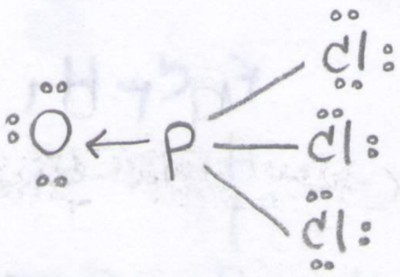
۲۵) N_2H_4 (NH_2)



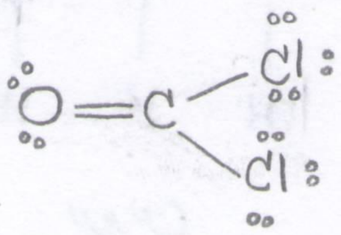
*۲۶) $SOCl_2$



*۲۷) $POCl_3$



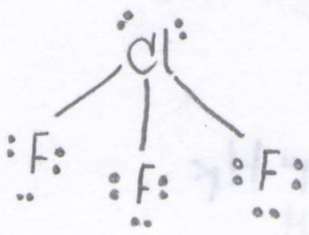
۲۸) $COCl_2$



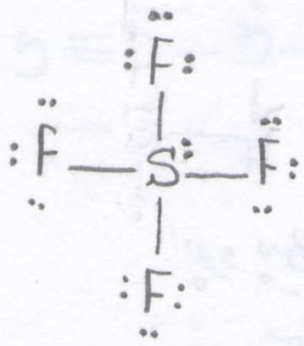
*۲۹) ClF_3

نکته: Cl از هشتایی هم بیشتر است یعنی ده تایی شده است.

✓ این گونه ساختارها جدیداً در کنکور مطرح شده‌اند.



۳۰) SF_4



★ ساختار لوویس مواد آلی:

فرمول عمومی یا ساختاری مواد آلی:

آلکان: C_nH_{2n+2}

آلکن: C_nH_{2n}

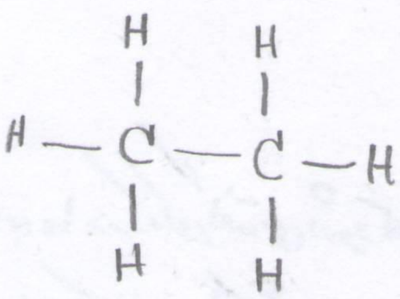
آلکین: C_nH_{2n-2}

نکته: می‌دانیم که ساختاری مواد آلی بدین گونه است:

- آلکان‌ها ← پیوند یگانه C — C
- آلکن‌ها ← پیوند دوگانه C = C
- آلکین ← پیوند سه‌گانه C ≡ C

مثال: ساختار مولکول‌های زیر را رسم کنید:

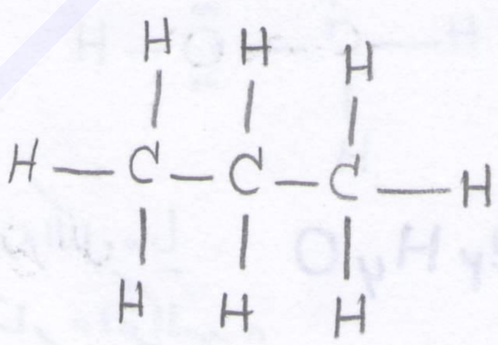
۱) C_2H_6



اتان

خانواده: آلکان

۲) C_3H_8



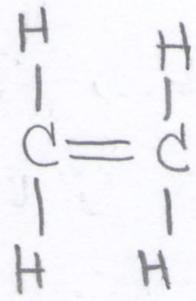
پروپان

خانواده: آلکان

University of Engineering
8MiT8
Massachusett Institute of Technology
sajad 1861

«بنام خدای بخشنده مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

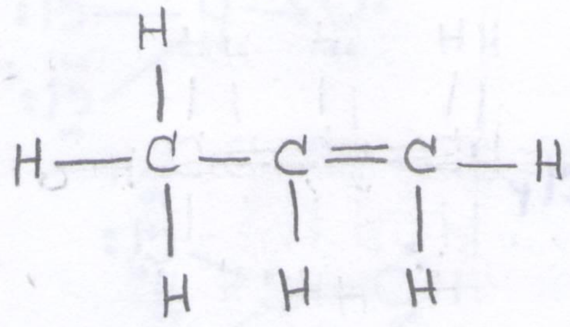
۳) C_2H_4



اتن

خانواده: آلکن

۴) C_3H_6



پروپن

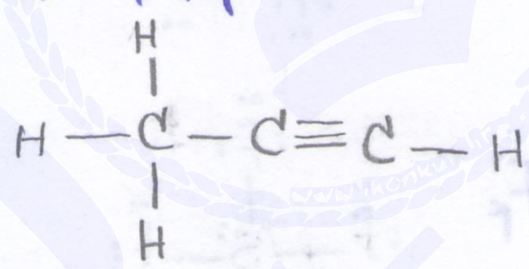
خانواده: آلکن

۵) C_2H_2

اتین

خانواده: آلکین

۶) C_3H_4



پروپین

خانواده: آلکین

نکته بسیار مهم: فرمول کلی و عمومی آلکل ها به صورت زیر یعنی $C_nH_{2n+2}O$ می باشد.

$R-O-R$ «اتر اکسید» $n \geq 2$

$R-OH$ «الکل» $n \geq 1$

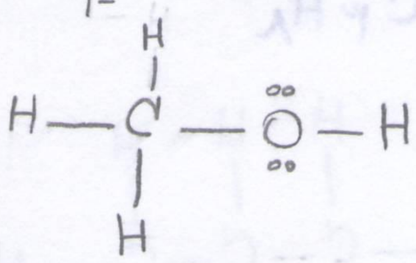
R: یک تعداد نامشخص اتم کربن C

نکته: R یعنی یک تعداد نامشخص از اتم های کربن که به صورت زنجیر به هم متصل هستند.

مثال: هر یک از ساختاری های زیر را که مربوط به الکل ها هستند را رسم کنید:

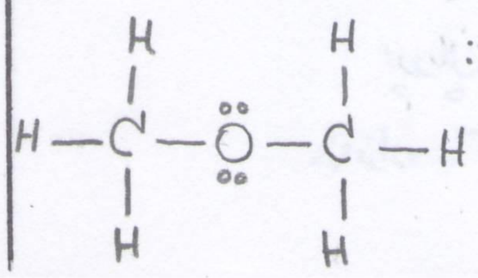
۱) CH_4O

نکته: بعد از تشخیص الکل بودن با توجه به فرمول $C_nH_{2n+2}O$ ما باید بیاییم که الکل ها به صورت $R-O-H$ اند و داریم:



۲) C_2H_6O

★ به ما در کنکور گفته می شود که ساختار «الکل» یا «اتر اکسید» را بکشیم حالا ما ساختار «اتر اکسید» را رسم می کنیم که به صورت $R-O-R$ می باشد:



نکته: اسم اصلی الکل ها به صورت آلکانول است.

مثال: ۱) CH_4O

چون یک اتم کربن دارد می گوییم: «مِت»

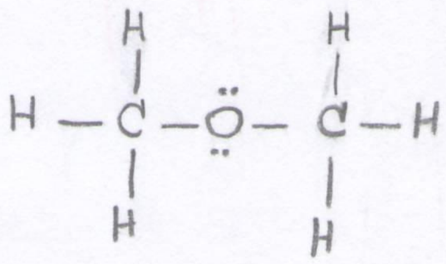
پس اسم اصلی آن «متانول» است

★ اگر تعداد کربن ها را n در نظر بگیریم آنگاه نام اولیه آنها به صورت:

$n=1$ ⇨ مِت	$n=2$ ⇨ اِت
$n=3$ ⇨ پرو	$n=4$ ⇨ بوت
$n=5$ ⇨ پنت	$n=6$ ⇨ هگز
$n=7$ ⇨ هپت	$n=8$ ⇨ اوکت
$n=9$ ⇨ نون	$n=10$ ⇨ دِک

۲) C_2H_6O

★ به $-CH_3$ متیل گفته می شود.



یا ⇨ CH_3-O-CH_3

دی متیل اتر

★ نام و شماره یونانی اعداد برای نام گذاری مواد آلی:

نام یونانی	شماره یونانی	شماره فارسی
مونو	I	۱
دی	II	۲
تری	III	۳
تترا	IV	۴
پنتا	V	۵
هگزا	VI	۶
هپتا	VII	۷
اوکتا	VIII	۸
نونا	IX	۹
دِکا	X	۱۰

University of Engineering
8MiT8 sajad 18 61
Massachusett Institute of Technology

«بنام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

۳) C_3H_8O $CH_3-O-C_2H_5$

نکته: به CH_3 متیل و به CH_3-CH_2- اتیل می‌گوییم:

* حال می‌دانیم که نام‌گذاری C_3H_8O اتیل متیل اتر کلیدِ است.

* بررسی نام‌گذاری الکل‌ها:

گفته شده که نام اصلی الکل‌ها به صورت «آلکانول» می‌باشد.

مثال: ۱) $\overset{3}{C}-\overset{2}{C}-\overset{1}{C}-OH$

* سه تا کربن دارد «پرو»

پس نامش «۱-پروپانول» است.

* نام قدیمی: (پروپیل الکل)

۲) $\overset{1}{C}-\overset{2}{C}(OH)-\overset{3}{C}$

* سه تا کربن دارد «پرو»

پس نامش «۲-پروپانول» است.

* نام قدیمی: (ایزو پروپیل الکل)

- ایزومر (هم‌پار): یعنی دارای فرمول مولکولی یکسان ولی دارای ساختار متفاوتی اند.

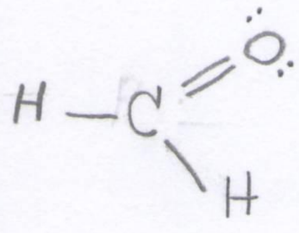
* رسم ساختار آلدهیدها و کتون‌ها: فرمول عمومی و کلی آلدهید و کتون به صورت $C_nH_{2n}O$ است.

$C_nH_{2n}O$ ← آلدهید $n=1$: $R-CHO$ یا $R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-H$

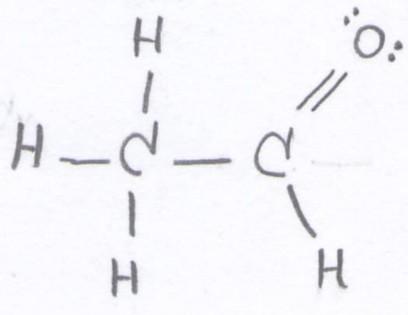
$C_nH_{2n}O$ ← کتون $n=3$: $R-CO-R$ یا $R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-R$

مثال: هر یک از ساختار آلدهیدها و کتون‌های زیر را رسم کنید:

۱) CH_2O $C_1H_{2\times1}O \Rightarrow CH_2O$ آلدهید $n=1$



۲) C_2H_4O آلدهید $n=2$



نکته: برای نام‌گذاری آلدهیدها به صورت آلکانال است

مثال: ۱) CH_2O

چون یک کربن دارد «مِت»

پس نامش «متانال» می‌شود.

* در صفت به متانال «فرمالدهید» هم می‌گویند و سِمّی است.

۲) C_2H_4O

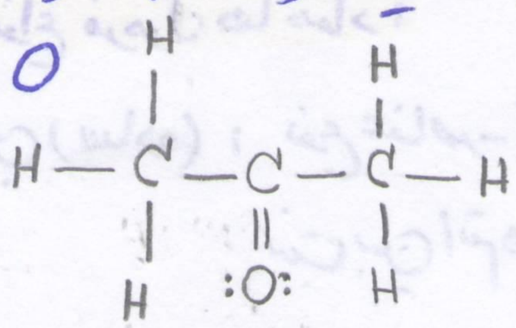
چون دو کربن دارد «اِت»

پس نامش «اِتانال» می‌شود.

* در صفت به اِتانال «استالدهید» هم می‌گویند.

مثال: ساختار آلدهیدی زیر را رسم کنید:

۳) C_3H_6O



کتون $n=3$

* نکته: کتون‌ها از $n=3$ به بعد هستند.

نکته: برای نام‌گذاری کتون‌ها به صورت آلکانون است.

مثال: C_3H_6O را

چون سه کربن دارد «پرو»

پس نامش می‌شود «پروپانون»

* در صفت به پروپانون «استون» هم می‌گویند.

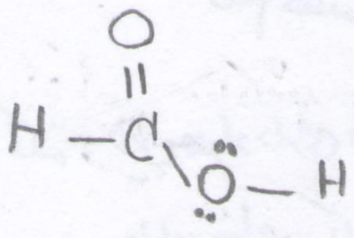
* بررسی رسم ساختار اسیدها و استرها: فرمول عمومی و کلی اسید و استرها به صورت $C_nH_{2n}O_2$ است.

$C_nH_{2n}O_2$ ← اسید $n=1$: $R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-\ddot{O}-H$

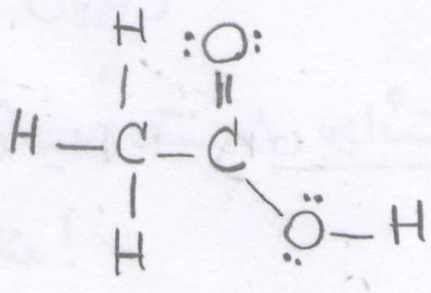
$C_nH_{2n}O_2$ ← استر: $R-\overset{O}{\overset{\|}{C}}-\ddot{O}-R$

مثال: هر یک از اسیدهای زیر را رسم کنید:

۱) CH_2O_2



۲) $C_2H_4O_2$



University of Engineering
8MiT8 sajad 1861
Massachusett Institute of Technology

«بنام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس سیر ۲ و آزمایشگاه»

نکته: برای نام گذاری اسیدها به صورت آلکانوئیک است.

مثال: ۱) CH_2O_2

چون یک کربن دارد «مت»

پس نامش «متانوئیک اسید» است.

* نام دیگر متانوئیک اسید «فرمیک اسید» است.

۲) $C_2H_4O_2$

چون دو کربن دارد «ات»

پس نامش «اتانوئیک اسید» است.

* نام دیگر اتانوئیک اسید «استیک اسید» است.

* بررسی انواع فرمول ها مهم:

① فرمول تجربی (ساده): نوع عناصر - تعداد عناصر - ساده‌ترین نسبت بین اتم‌ها

② فرمول مولکولی: نوع عنصر - تعداد واقعی اتم‌ها - مضربی از فرمول تجربی

③ فرمول ساختاری: نوع و تعداد پیوندها - شکل فضایی (مدل گلوله - میله - ساختاری گسترده)

$$\underbrace{C_6H_{12}O_6}_{\text{فرمول مولکولی}} \longrightarrow \underbrace{CH_2O}_{\text{فرمول تجربی (ساده)}}$$

(ساده شده فرمول مولکولی)

نکته: اگر اندیس ها ساده نشوند، فرمول مولکولی با فرمول تجربی یکی و یکسان است. مانند: H_2O - CH_2O

نکته: گاهی یک فرمول تجربی مربوط به چند فرمول مولکولی است:

CH_2O → CH_2O فرمالدهید

→ $C_2H_4O_2$ استیک اسید

→ $C_6H_{12}O_6$ (گلوکز - قند ساده)

نتیجه ⇐ فرمول تجربی (فرمالدهید - استیک اسید - گلوکز) مشابه هم هستند یعنی: CH_2O

نکته: این مواد دارای فرمول تجربی یکسان هستند ولی برداشت نشود که دارای خواص یکسان هستند!

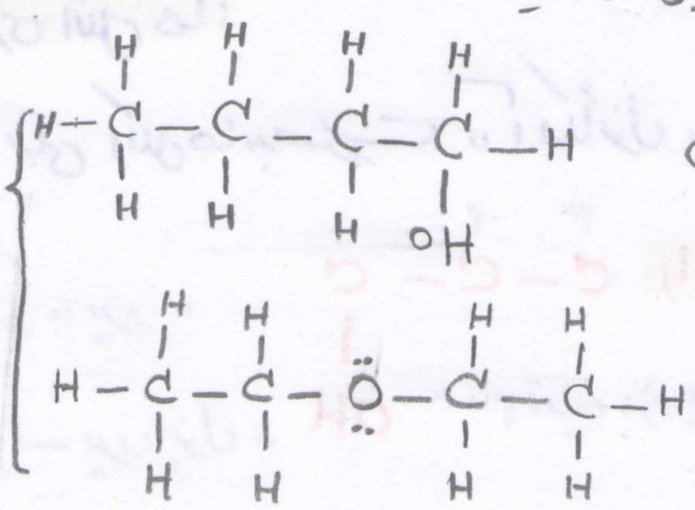
فرمالدهید (للّمی) - استیک اسید (ترش) - گلوکز (شیرین)

نکته مهم: مفهوم ایزومری در مواد آلی:

✓ اتانول با دی متیل اتر ایزومر هستند:

C_2H_6O:
- CH_3-CH_2-OH اتانول
- CH_3-O-CH_3 دی متیل اتر اکسید

$C_4H_{10}O$:
- بوتانول
- دی اتیل اتر اکسید



✓ بوتانول با دی اتیل اتر اکسید ایزومر هستند:

نکته حفظی های متن کتاب درسی:

✓ اتانول: حلال و مایع و در صنعت کاربرد دارد.

✓ دی متیل اتر: پیشران در افشانه، گاز یخچال

✓ بوتانول: حلال لاک ناخن

✓ دی اتیل اتر: هوش بر

University of Engineering 8MiT8 Massachusett Institute of Technology sajad 1861

«بنام خدای بخشنده و مهربان» «جزوه کنکوری درس سیر ۲ و آزمایشگاه»

★ بررسی نیروی بین مولکولی (وان دروالسی):

① مولکول ناقطبی ← موقت - القایی CO_2 ---- CO_2

② مولکول قطبی ← دائمی - دوقطبی SO_2 ---- SO_2

③ عوامل مؤثر ← حالت - خواص فیزیکی (ذوب و جوش)

نکته: مقایسه قدرت نیروی وان دروالسی:

→ یون - یون (هم نام) > یون - دوقطبی > هیدروژنی > دوقطبی - دوقطبی > یون - القایی >

→ دوقطبی - القایی > القایی - القایی

نکته: نیروی وان دروالس بیشتر و بسیار ضعیف تر از کووالانسی است.

نکته: هرچه جرم، حجم، نیروی وان دروالسی و ذوب و جوش بیشتر باشد، بین آن رابطه ی مستقیم برقرار است.

جرم ↑ حجم ↑ نیروی وان دروالس ↑ ذوب و جوش ↑

نکته: بررسی نقطه ی ذوب و جوش در هالوژن ها:

$I_2 > Br_2 > Cl_2 > F_2$

$HI > HBr > HCl > HF$

نکته: بررسی نقطه ی ذوب و جوش در گازهای نجیب:

$He > Ne > Ar > Kr > Xe$

نکته: بررسی نقطه ی ذوب و جوش H با گروه ۱۴ جدول تناوبی:

$CH_4 < SiH_4 < GeH_4 < SnH_4$

نکته: بررسی نقطه ی ذوب و جوش در آلکان ها:

$CH_4 < C_2H_6 < C_3H_8 < C_4H_{10} < \dots$

★ یعنی هرچه تعداد کربن ها بیشتر شود نقطه ی ذوب و جوش زیاد می شود.

نکته: نقطه ی ذوب و جوش مولکول های دوقطبی قوی تر از القایی ها است:

$PCl_3 > SiCl_4$ (قطبی > ناقطبی) $NF_3 > CF_4$ (قطبی > ناقطبی)

نکته: در کنکور به جای اینکه بگویند نقطه ی ذوب و جوش می گویند که مولکول سریع تر و آسان تر مایع می شود.

ذوب شدن یا جوش بالا = آسان تر مایع شدن

نکته ی خاص: نقطه ی جوش O_2 بیشتر از F_2 است.

★ حجم بر جرم اولیت دارد: $O_2 > F_2$

جرم O_2 = ۳۲ gr — حجم O_2 = زیاد

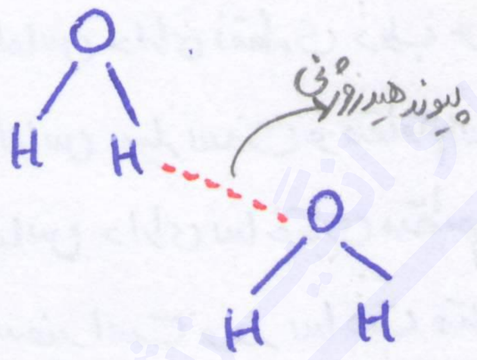
جرم F_2 = ۳۸ gr — حجم F_2 = کم

★ بررسی پیوند هیدروژنی: نوعی پیوند دوقطبی است که از یک مولکول با یکی از اتم های N (نیتروژن)، O (اکسیژن)، F (فلوئور) گویند.

قدرت پیوند هیدروژنی $HF > H_2O > NH_3$

- الکترونگاتیوی F و N و O در جدول زیاد است.
- دارای حجم کمی هستند.

★ بررسی پیوند هیدروژنی:



★ بررسی نقطه ی ذوب و جوش:

$CH_4 < NH_3 < HF < H_2O$

$SiH_4 < PH_3 < HCl < H_2S$

$HF > HI > HBr > HCl$

نکته: HF > HCl > HBr > HI

$H_2S < H_2Se < H_2Te < H_2O$

$PH_3 < AsH_3 < NH_3 < SbH_3$

با ارسال نـــام ، رشتـه تحصیلـــــــی و شهـــــــر خود را به

۵۵ ۴۳ ۲۲۰ ۵۰۰۰

عضـو خانـوادهٔ موفّـق آی کنکـــوری باشـیـد!

@ikonkuri_channel www.ikonkuri.ir @ikonkuri

University of Engineering
8MiT8 sajad 18 61
Massachusett Institute of Technology

«بنام خدای نخبنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

- بخش پنجم (کربن و ترکیب های آلی):

- تعریف دگرشکل: اشکال مختلف مولکولی یا بلوری برای یک عنصر که در طبیعت یافت می شوند را دگرشکل یا آلوتروپ می گویند.

مثال: الماس و گرافیت (آلوتروپ یا دگرشکل) هم هستند.

★ بررسی مشخصات «الماس»:

✓ الماس دگرشکل (آلوتروپ) خالص کربن C است.

✓ الماس یک شبکه غول آسا و بزرگی (سه بعدی) از کربن C دارد.

✓ الماس مولکول مجزا ندارد بنابراین ترکیبی مشبک (کوالانسی) است.

✓ الماس دارای ۴ قلمرو است و دارای شکلی چهار وجهی (فضایی) و دارای زاویه‌ی 109.5° است.

✓ الماس رسانایی الکتریکی ندارد چون الکترون غیر مستقر ندارد ولی رسانایی گرمایی دارد.

✓ الماس دارای نقطه‌ی ذوب و جوش بسیار بالایی است.

✓ الماس بسیار سخت و مقاوم است.

✓ الماس دارای ساختاری منظم از کربن دارد بنابراین بسیار شفاف و سفید است و در ساخت مته به دلیل محکم بودن کاربرد دارد.

✓ الماس ها دو نوع هستند: ۱- زینتی (جواهرات) ۲- صنعتی

★ بررسی مشخصات «گرافیت»:

✓ گرافیت ساختاری لایه ای دارد و هر لایه یک مولکول غول آسا است.

✓ در بین لایه‌های گرافیت نیروی واندروالسی وجود دارد و حالتی نرم دارند مانند: مغز مداد

✓ گرافیت دارای ۳ قلمروی الکترونی است و ساختار سه ضلعی مسطح دارد و دارای زاویه‌ی 120° است.

✓ مجموع ۶ تایی اتم های کربن، صفحات مشبک شش گوشه ای به وجود می آورند.

✓ گرافیت رسانایی الکتریکی دارد چون روی هر اتم کربن یک الکترون آزاد وجود دارد.

✓ نقطه‌ی ذوب گرافیت از الماس بیشتر است چون طول پیوند گرافیت کمتر است.

✓ گرافیت نقطه‌ی ذوب خیلی زیادی دارد و در ظروف رنیته گری کاربرد دارد.

✓ ساختار گرافیت ← دو بعدی

✓ ساختار الماس ← سه بعدی

✓ به دلیل ساختار لایه‌ای جرم حجمی گرافیت کمتر از الماس است.

- ویژگی مهم اتم کربن:

① پیوندی قوی با خودش و تشکیل زنجیرهای بزرگ و طویل.

② نداشتن یون C^{4+} و C^{4-}

★ مقایسه‌ی کربن C و سیلیسیم Si:

① سیلیسیم (Si) ← جهان غیرزنده ← مواد معدنی
مانند: شن و ماسه و ...

② کربن (C) ← جهان زنده ← مواد آلی
مانند: چربی، پروتئین، ...

③ پیوند C—C بسیار پایدار است.

④ پیوند Si—Si ناپایدار است.

- تعریف مواد آلی: موادی هستند که عنصر اصلی و مشترک اتم کربن (C) است و در بیشتر مواد آلی اتم هیدروژن (H) هم وجود دارد.

★ بررسی مشخصات «ترکیبات آلی»:

✓ مواد آلی ترکیب مولکولی هستند یعنی مولکول مجزا دارند.

✓ پیوند بین اتم ها کوالانسی است.

✓ اکسیژن (O) - نیتروژن (N) - گوگرد (S) - فسفر (P) و هالوژن ها در مواد آلی دیده می شوند.

★✓ تعداد عنصرهای تشکیل دهنده‌ی مواد آلی کم هستند ولی همین عناصر کم میلیون ها ترکیب آلی به وجود آورده اند.

★✓ تعداد عنصرهای تشکیل دهنده‌ی مواد معدنی زیاد هستند ولی تنوع ترکیب کم است.

University of Engineering
8MiT8 sajad 18 61
Massachusett Institute of Technology

«بنام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

✓ مواد آلی عموماً ناقطبی هستند و در آب حل نمی‌شوند.

✓ پلاستیک، نایلون، نوعی از مواد آلی هستند.

- هیدروکربن‌ها (C_xH_y): به ساده‌ترین دسته از مواد آلی که فقط از هیدروژن و کربن ساخته شده باشند.

- هیدروکربن‌ها
- **سیرشده**
  - **خطی:** آلکان C_nH_{2n+2} $n \geq 1$
  - **حلقوی:** سیکلو آلکان C_nH_{2n} $n \geq 3$
- **سیرنشده**
  - **خطی**
    - آلکن $C=C$ C_nH_{2n} $n \geq 2$
    - آلکین $C\equiv C$ C_nH_{2n-2} $n \geq 2$
  - **حلقوی:** آروماتیک C_nH_{2n-6} $n \geq 6$

★ بررسی مشخصات کلی «آلکان‌ها»:

① به آلکان‌ها «پارافین» یا هیدروکربن سیرشده خطی گویند.

② فرمول آلکان‌ها به صورت C_nH_{2n+2} بوده که $n \geq 1$ است.

③ پیوند میان کربن‌ها «یگانه» است مثال: $C-C$

④ از ۱ تا ۴ کربنی آلکان‌ها گاز هستند.

⑤ از ۵ تا ۱۰ کربنی آلکان‌ها مایع هستند.

⑥ فرمول محاسبه تعداد پیوند در آلکان به صورت $3n+1$ است.

⑦ متان و اتان و پروپان ایزومر ندارند و ایزومری از بوتان شروع می‌شود.

⑧ هرچه تعداد کربن (C) بیشتر باشد نقطه‌ی ذوب و جوش هم بیشتر است.

- کمترین نقطه‌ی ذوب به طور استثناء ← پروپان.
- کمترین نقطه‌ی جوش ← متان.

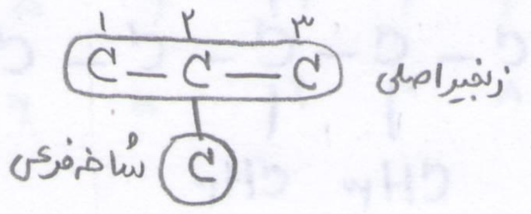
نکته: اگر آلکان شاخه‌ی فرعی داشته باشد نقطه‌ی جوش کمتری دارد.

$C-C-C-C$ «نرمال بوتان» نقطه‌ی جوش زیاد

$C-C(C)-C$ «ایزو بوتان» نقطه جوش کم

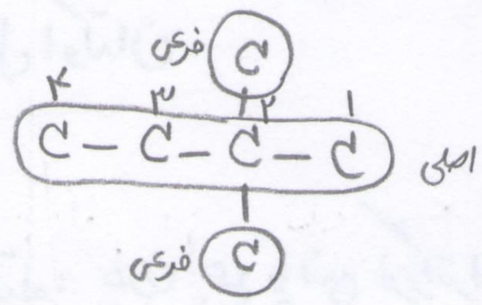
★ نام‌گذاری آلکان‌ها به روش آیوپاک:

۱) $CH_3-CH(CH_3)-CH_3$



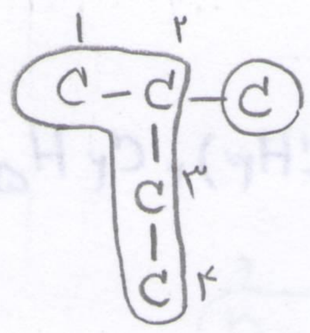
۲- متیل پروپان

۲) $CH_3-CH_2-C(CH_3)_2-CH_3$



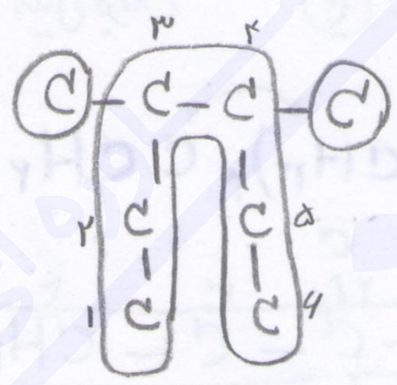
۲و۲- دی متیل بوتان

۳) $CH_3-CH(C_2H_5)-CH_3$



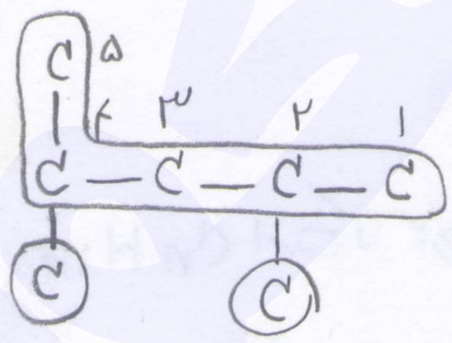
۲- متیل بوتان

۴) $CH_3-CH(C_2H_5)-CH(C_2H_5)-CH_3$



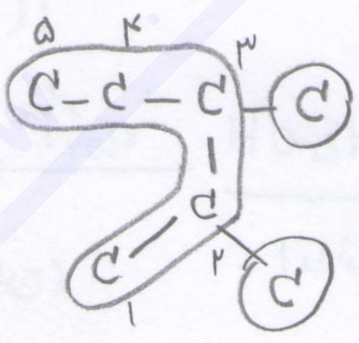
۳و۴- دی متیل هگزان

۵) $CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CH(CH_3)-CH_3$



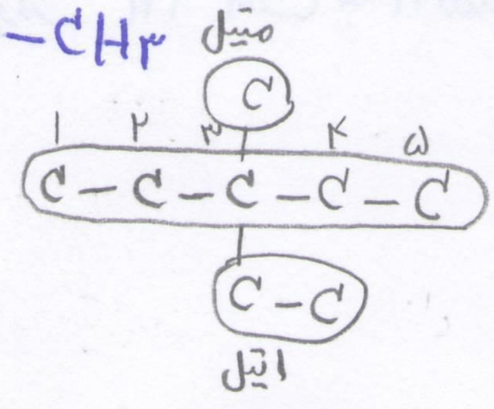
۲و۴- دی متیل پنتان

۶) $CH_3-CH_2-CH(CH_3)-CH_3$



۲و۳- دی متیل پنتان

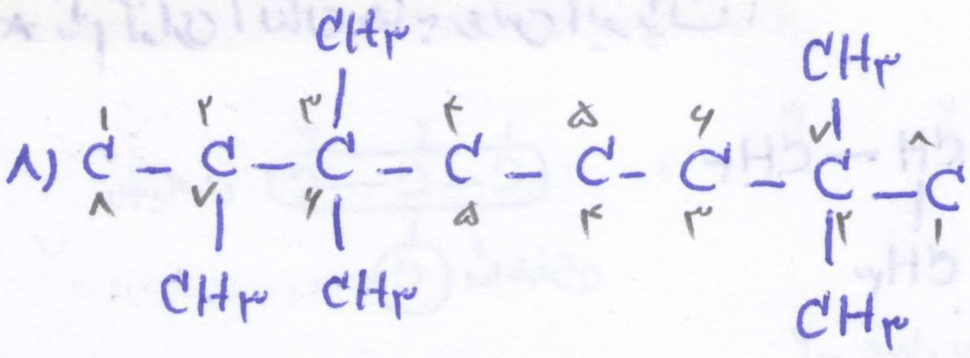
۷) $CH_3-CH_2-C(CH_3)(CH_2CH_3)-CH_2-CH_3$



۳- اتیل- ۳- متیل پنتان

University of Engineering
8MiT8 sajad 18 61
Massachusett Institute of Technology

«بنام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

۸) 

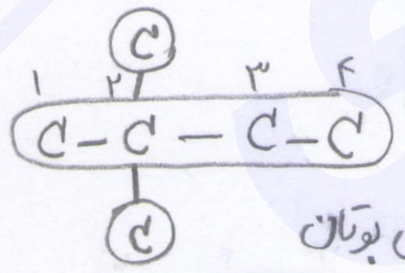
۲و۳و۳و۷و۷ نپتامتیل اوکتان

$\underbrace{۲و۳و۳و۷و۷}_{۷+۷+۳+۳+۲=۲۲}$

نکته: چون جمع پایینی بزرگتر است پس قابل قبول نیست.

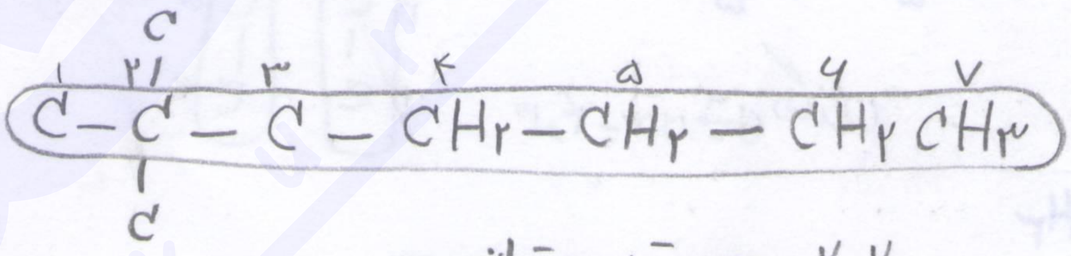
غلط $\underbrace{۲و۲و۶و۶و۷}_{۷+۶+۶+۲+۲=۲۳}$

۹) $CH_3C(CH_3)_2C_2H_5$



۲و۲ - دی متیل بوتان

۱۰) $(CH_3)_3CCH_2(CH_2)_2CH_2CH_3$



۲و۲ - دی متیل هپتان

★ بررسی مشخصات کلی «آلکن»:

① فرمول عمومی آلکن ها به صورت C_nH_{2n} است که $n \geq 2$ هستند.

② ساده ترین آلکن C_2H_4 اِتن (اتیلن) می گویند.

③ روش تهیه‌ی اتیلن (حفظی و مهم)!

$$\underbrace{C_2H_5OH}_{\text{اتانول}} \xrightarrow{\text{آبگیری}} \underbrace{C_2H_4}_{\text{اِتن (اتیلن)}} + \underbrace{H_2O}_{\text{آب}}$$

④ اِتن یا اتیلن در عمل آوردن گیاهان در کشاورزی کاربرد دارد.

⑤ فرمول برای مشخص کردن تعداد پیوند $3n$ است که n تعداد کربن می باشد.

★ بررسی نام گذاری آلکن ها:

۱) $CH_2=CH-CH(CH_3)-CH_3$

۳- متیل ۱- بوتن

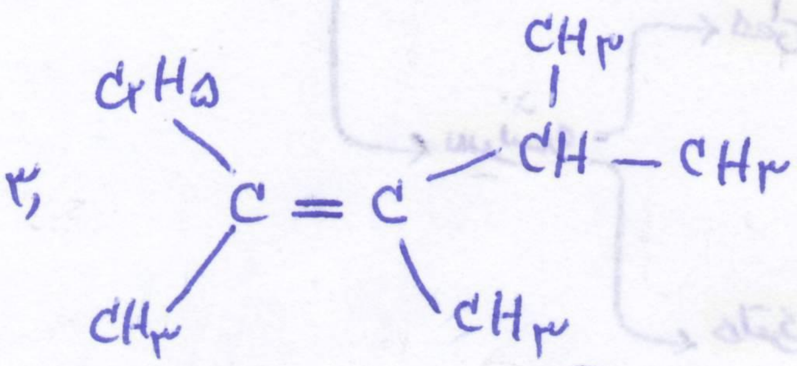
نکات مهم:

① زنجیر اصلی باید دارای بیشترین کربن بوده و باید پیوند دوگانه در زنجیر اصلی باشد.

② و باید از طرف نزدیکتر به پیوند دوگانه شماره گذاری کرد.

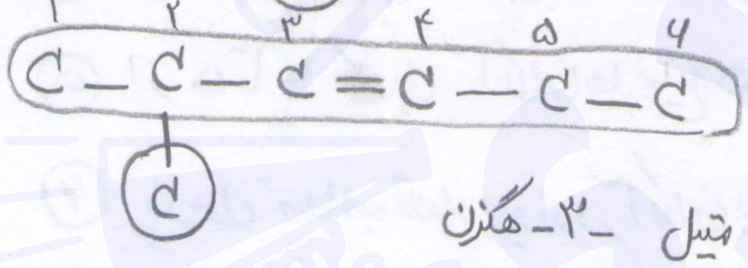
۲) $CH_3-CH(CH_3)-CH-CH_3$ ($CH=CH_2$)

۳و۴- دی متیل- ۱- پنتن

۳) 

۲و۳و۴- تری متیل- ۳ هگزن

۴) $CH_3CH(CH_3)CH=CHC_2H_5$



۲- متیل -۳- هگزن

مثال مهم: چند نوع هگزن خطی داریم؟ ۳ نوع

۱- هگزن $C-C-C-C-C=C$

۲- هگزن $C-C-C-C=C-C$

۳- هگزن $C-C-C=C-C-C$

University of Engineering
8MiT8 sajad 18 61
Massachusett Institute of Technology

در نام خدای بخشنده ی مهربان «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

★ بررسی مشخصات کلی «آلکین ها»:

① فرمول عمومی آلکین ها به صورت C_nH_{2n-2} است و $n \geq 2$ است.

② ساده ترین آلکین C_2H_2 اتین (استیلن) است.

③ روش تهیه اتین یا استیلن (حفظی و مهم)!

$$\underbrace{CaC_2}_{\text{کلسیم کاربید}} + 2H_2O \longrightarrow \underbrace{C_2H_2}_{\text{اتین (استیلن)}} + \underbrace{Ca(OH)_2}_{\text{کلسیم هیدروکسید}}$$

④ دانشمندی ولد طرز تهیه ی کلسیم کاربید را بدین صورت اجرا کرد:

کلسیم کاربید ← کربن + آلیاژ روی با کلسیم

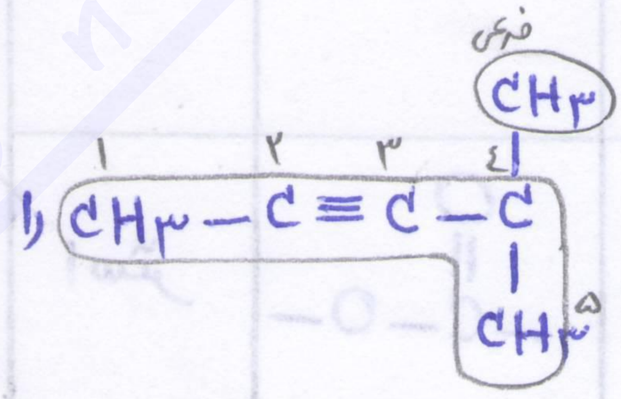
⑤ اتین یا استیلن در چراغ کاربیدی و برش فلزات به دلیل دمای زیاد سوختن کاربرد دارد.

⑥ تعداد پیوندها از فرمول $3n-1$ بدست می آید.

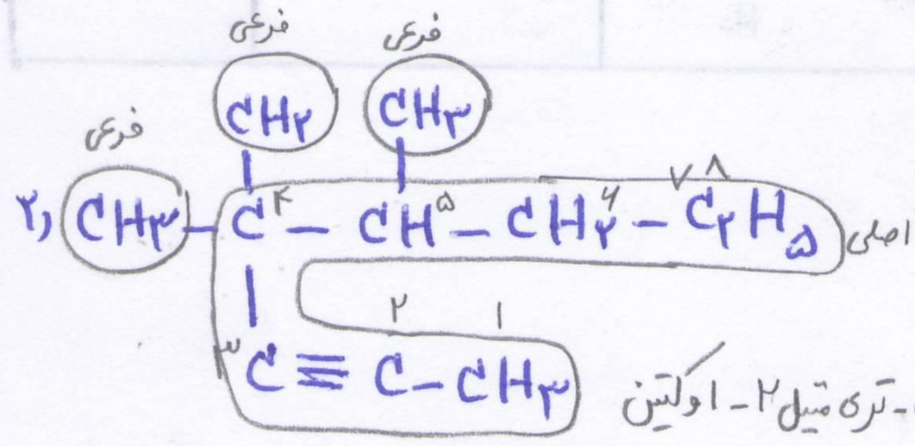
⑦ مقایسه ی طول پیوند: $C-C > C=C > C\equiv C$

⑧ مقایسه ی واکنش پذیری: $C-C < C=C < C\equiv C$

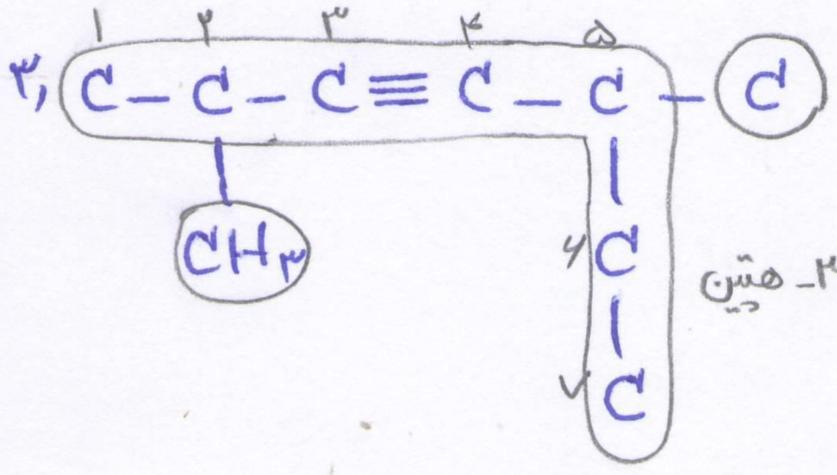
★ روش نامگذاری آلکین ها:



۴ متیل-۲-پنتین



۴و۴و۵-تری متیل ۲-اوکتین



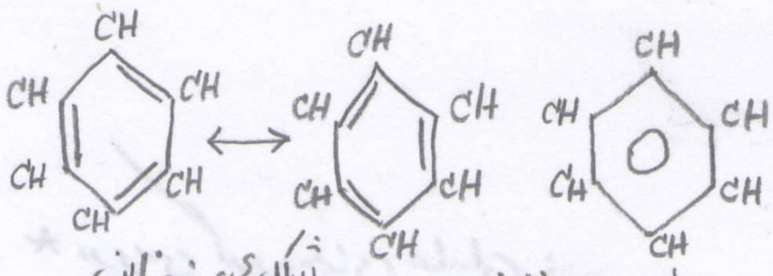
۲و۵-دی متیل-۳-هپتین

★ بررسی مشخصات کلی «آرومات یک ها»:

✓ به ترکیبات آروماتیک، ترکیبات بنزنی هم می گوییم.

✓ فرمول عمومی آروماتیک ها به صورت C_nH_{2n-6} که $n \geq 6$ است.

✓ بنزن یک حلقه ی ۶ گوش مسطح و منتظم با سه پیوند دوگانه یک در میان عنیر مستقر.



شکل رزونانسی — هیبرید رزونانسی

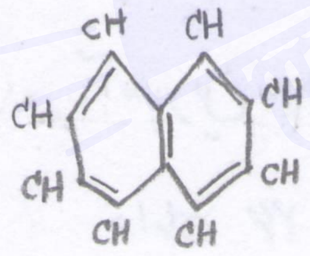
✓ بنزن ها دارای ۳ قلمروی الکترونی و زاویه ی ۱۲۰° درجه و دارای ۱۵ پیوند است و به طور مایع و بی رنگ است.

✓ شعله ی سوختن بنزن زرد و دود دار است و در نفت خام و مقطران زغال سنگ فراوان وجود دارد و سمّی و سرطان زا است.

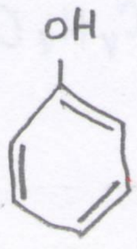
★✓ مقایسه ی طول پیوند: اتین $C\equiv C$ < اتن $C=C$ < بنزن (حد واسط) < اتان $C-C$

✓ یکی از مهم ترین مشتقات بنزن «نفتالن» است که فرمول آن به صورت $C_{10}H_8$ می باشد

✓ نفتالن دارای ۳ قلمروی الکترونی است و دارای ۵ پیوند دوگانه است و هم چنین دارای ۲۴ پیوند است.



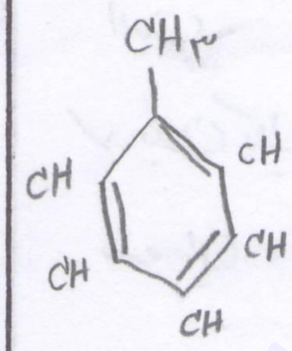
✓ یکی دیگر از مشتقات بنزن «فنول یا اسید فنیک» است که فرمول آن به صورت C_6H_5OH است که جامد سفید رنگ است و دارای بلورهای صدفی و سمّی است و در مقطران زغال سنگ کاربرد دارد و هم چنین در تولید آسپرین هم کاربرد دارد و دارای ۱ اتم هیدروژن اسیدی است.



University of Engineering
8MiT8 sajad 18 61
Massachusett Institute of Technology

«بنام خدای بخشنده‌ی مهربان» «جزوه کنکوری درس شیمی ۲ و آزمایشگاه»

✓ از دیگر مشتقات بنزن «تولوئن یا متیل بنزن» است که فرمول آن به صورت $C_6H_5CH_3$ است. جلالی ناقطبی است و مایعی بی‌رنگ و آتشگیر است و به مقدار فراوان در قطران وجود دارد و دارای ۱۸ پیوند است.



★ بررسی گروه‌های عاملی:

- گروه عاملی: اتم یا مجموعه‌ای از اتم‌ها که به ترکیب آلی خواص فیزیکی و شیمیایی خاصی می‌دهد.

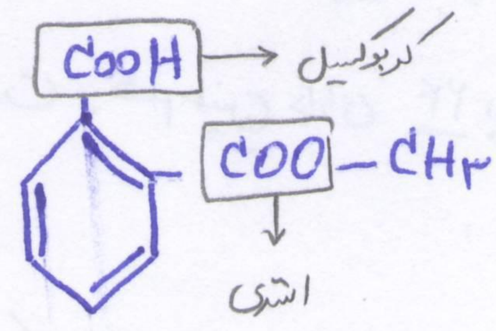
C=C آلکن — C≡C آلکین — OH هیدروکسیل (الکلی)

CHO فرمیل (آلدهیدی) — CO کتونی — O اتری

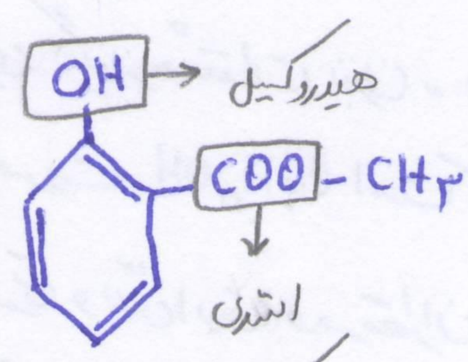
COO استری — COOH کربوکسیل (اسیدی)

مثال: در هر یک از ساختارهای زیر گروه‌های عاملی را مشخص کنید:

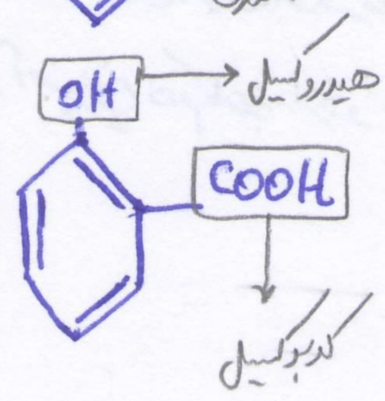
۱) آسپرین $C_9H_8O_4$ دارای ۲۶ پیوند است.



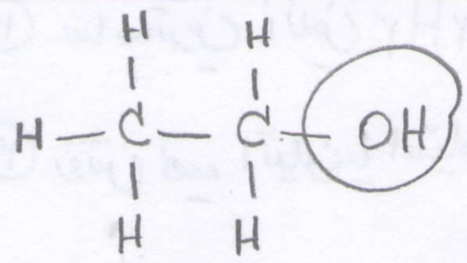
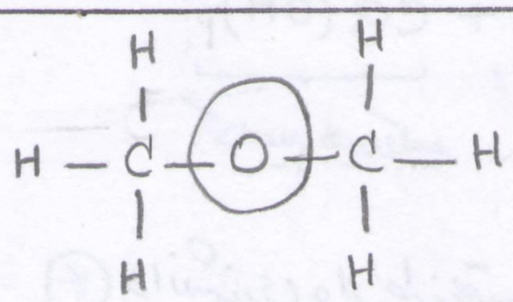
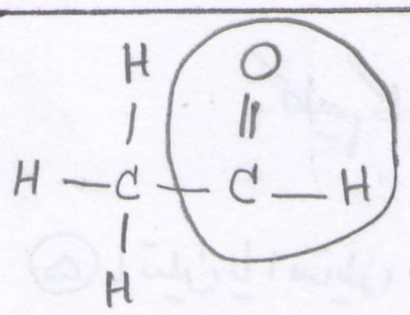
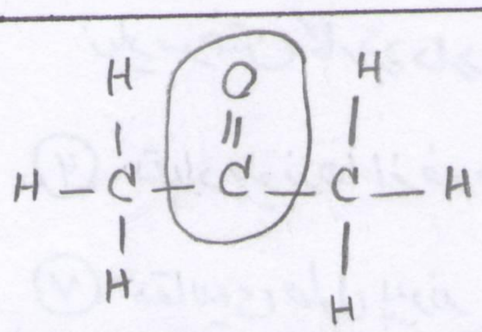
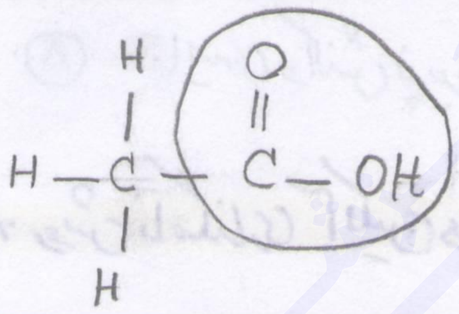
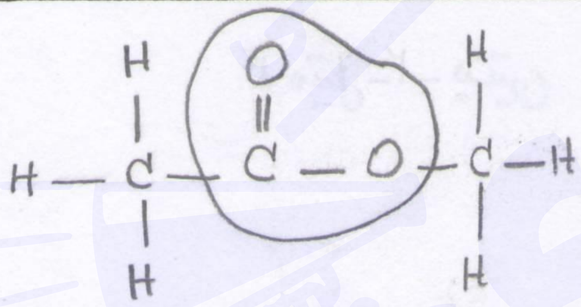
۲) متیل سالیسیلات $C_8H_8O_3$



۳) سالیسیلیک اسید $C_7H_6O_3$



جدول ۲. شماری از گروه‌های عاملی متداول که عنصر اکسیژن را شامل می‌شود

نام گروه عاملی	فرمول ساختاری	فرمول ساختاری
هیدروکسیل	—OH	
اتر	—O—	
آلدهید	—C(=O)—H	
کربونیل (کتون)	—C(=O)—	
کربوکسیل	—C(=O)—OH	
استر	—C(=O)—O—