

## جزوه درسی

# شیمی (۲) و آزمایشگاه

مرکز آموزش و دانلود شیمی دبیرستان



ارائه‌ای از عباس قنادان

[www.chemistrya.blogfa.com](http://www.chemistrya.blogfa.com)

## بخش اول ( ساختار اتم )

### نظریه‌های قبل از دالتون

- تالس فیلسوف یونانی آب را عنصر اصلی سازنده جهان می‌دانست.
- پس از تالس ارسطو سه عنصر هوا، خاک و آتش را به عنصر پیشنهادی تالس افزود.
- رابرت بویل در کتاب شیمی‌دان شکاک مفهوم تازه‌ای از عنصر را معرفی کرد: عنصر ماده‌ای است که نمی‌توان آن را به مواد ساده تری تبدیل کرد و شیمی را علمی تجربی نامید.
- این ایده که همه مواد از ذره‌های کوچک و تجزیه‌ناپذیری به نام اتم تشکیل شده‌اند نخستین بار توسط دموکریت فیلسوف یونانی مطرح شده است.

### نظریه اتمی دالتون

- جان دالتون با نظریه اتمی خود گام مهمی برای مطالعه ماده و ساختار آن برداشت. نظریه دالتون به شرح زیر است:
  - ۱- ماده از ذره‌های تجزیه‌ناپذیری به نام اتم ساخته شده است.
  - ۲- همه‌ی اتم‌های یک عنصر مشابهند.
  - ۳- اتم‌ها نه به وجود می‌آیند و نه از بین می‌روند.
  - ۴- همه اتم‌های یک عنصر جرم یکسان و خواص شیمیایی مشابه دارند.
  - ۵- اتم‌های عناصر مختلف به هم متصل شده و مولکول‌ها را به وجود می‌آورند.
  - ۶- در هر مولکول از یک ترکیب معین همواره نوع و تعداد نسبی اتم‌های سازنده‌ی آن یکسان است.
  - ۷- واکنش‌های شیمیایی شامل جابجایی اتم‌ها و یا تغییر در شیوه‌ی اتصال آنها در مولکول‌هاست. در این واکنش‌ها، اتم‌ها خود تغییری نمی‌کنند

### (شناسایی ساختار ذره‌ی اتم)

- آزمایش فارادی در مورد برق‌کافت (عبور جریان برق از محلول یک ترکیب شیمیایی فلزدار)، منجر به کشف الکترون شد. در آن زمان به ارتباط میان اتم و الکترون پی برده نشد.
- اتم کوچکترین ذره‌ای است که خواص فیزیکی و شیمیایی یک عنصر به آن وابسته است.

### (پرتو کاتی)

- میلیکان مقدار بار الکتریکی الکترون را محاسبه کرد  $e = 1/602 \times 10^{-19}$  و در نتیجه: توسط تاسون جرم الکترون  $m = 9/109 \times 10^{-28}$  محاسبه شد.
- با برقراری یک ولتاژ بسیار قوی بین دو الکترود فلزی در یک لوله تخلیه الکتریکی که فشار هوا یا گاز درون آن بسیار کم است، پرتوهایی از الکترود کاتد (قطب منفی) به الکترود آند (قطب مثبت) برقرار می‌شود که به آن پرتو کاتی می‌گویند. این پرتوها در برخورد با یک ماده فلورسنت نور سبز رنگی ایجاد می‌کنند. براساس آزمایش‌ها و تحقیقات تاسون روی پرتو کاتی، این نتایج به دست آمد.
  - ۱- پرتوهای کاتی به خط راست حرکت می‌کنند.
  - ۲- پرتوهای کاتی دارای بار الکتریکی منفی هستند.
  - ۳- همه‌ی مواد دارای الکترون هستند.
- چون این پرتوها دارای بار منفی هستند به هنگام عبور از میدان مغناطیسی یا الکتریکی به سمت قطب مثبت منحرف می‌شوند. چنانچه جنس کاتد از آهن به مس یا سایر فلزات تغییر کنند در ماهیت پرتو کاتی تغییری حاصل نمی‌شود، این مطلب بیان‌کننده‌ی حضور الکترون در همه‌ی عناصر است. با عبور پرتو کاتی از درون این لوله گاز ملتهب می‌شود ولی تغییری در ماهیت آن پدید نمی‌آید.

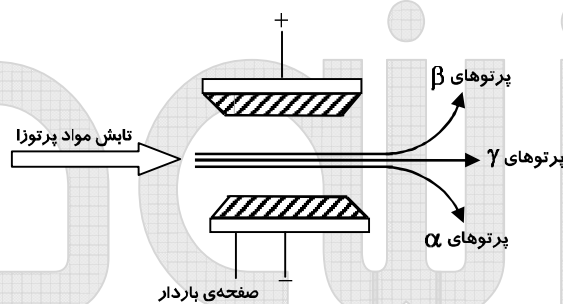
**(مدل اتمی تامسون)**

- ساختار پیشنهادی تامسون برای اتم (مدل کیک کشمش، مدل هندوانه‌ای) دارای ویژگی‌های زیر است:
  - ۱- الکترون‌ها (ذرات منفی) درون فضای کروی ابر گونه‌ای با بار الکتریکی مثبت، پراکنده شده‌اند.
  - ۲- اتم در مجموع خنثی است، بنابراین مقدار بار مثبت فضای کروی ابرگونه با مجموع بار منفی الکترون‌ها برابر است.
  - ۳- ابر کروی مثبت جرمی ندارد و جرم اتم به تعداد الکترون‌های آن بستگی دارد.
  - ۴- جرم زیاد اتم از وجود تعداد زیاد الکترونهای آن ناشی می‌شود.

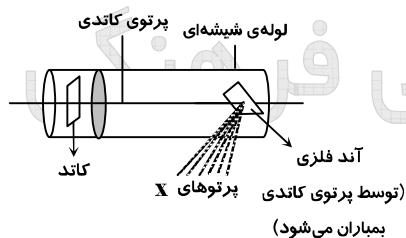
**(پرتوهای و پرتوهای (ادیواکتیو))**

- هانری بکرل با آزمایش روی خاصیت فسفرسانس مواد شیمیایی به خواص مهمی پی برد که ماری کوری آن را پرتوهای و مواد دارای این خاصیت را پرتوزا نامید.
- رادفورد فهمید تابشی که بکرل نخستین بار به وجود آن پی برده است، ترکیبی از سه نوع تابش متفاوت است:
  - ۱- پرتوهای  $\alpha$ : جریانی از ذره‌های باردار که جرم آنها چهار برابر جرم اتم هیدروژن است. بار الکتریکی مثبت دارند چون در میدان الکتریکی به سمت قطب منفی منحرف می‌شوند. قدرت کم‌تری برای نفوذ در اجسام دارند.
  - ۲- پرتوهای  $\beta$ : جریانی از الکترون‌های پر انرژی با بار منفی می‌باشند و در میدان الکتریکی به سمت قطب مثبت منحرف می‌شوند.
  - ۳- پرتوهای  $\gamma$ : بدون بار بوده و در میدان الکتریکی منحرف نمی‌شوند. هم چنین قدرت بالایی برای نفوذ در اجسام دارند.

پرتوهای  $\alpha > \beta > \gamma$  مقایسه‌ی قدرت نفوذ



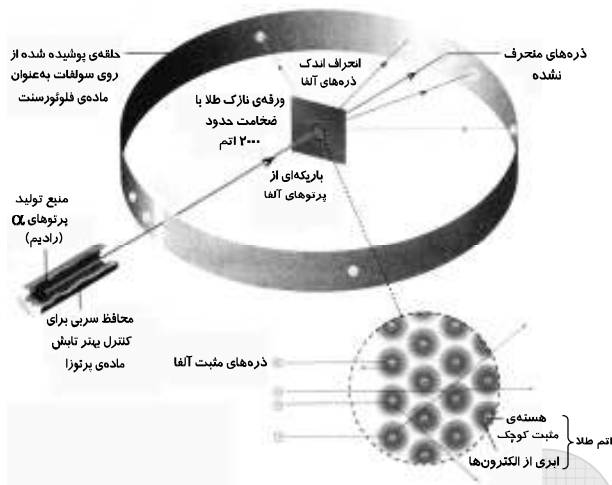
- \* پرتو X توسط رونتگن کشف شد، این پرتوهای پر انرژی از جنس نور هستند و قدرت نفوذ نسبتاً زیادی در اجسام دارند. او این پرتوها را با تاباندن پرتوهای کاتدی روی یک آند فلزی به‌دست آورد.



- \* فلئورسنت به ماده‌ای با خاصیت فلئورسانس گفته می‌شود، فلئورسانس از خواص فیزیکی در برخی مواد شیمیایی است. این مواد نور با طول موج (رنگ، اگر طول موج در ناحیه مرئی باشد) معینی را جذب می‌کنند و به جای آن نور با طول موج دیگری را تابش می‌کنند. تابش این نور با قطع شدن منبع نور قطع می‌شود. ZnS از مواد فلئورسنت است که در تولید لامپ تلویزیون و نمایشگرها کاربرد دارد.
- \* فسفرسانس از جمله خواص فیزیکی برخی مواد شیمیایی است، این مواد نیز مانند مواد فلئورسنت نور با طول موج معینی را جذب کرده و نور با طول موج دیگری را تابش می‌کنند. تابش این نور تا مدت کوتاهی پس از قطع شدن منبع نور ادامه پیدا می‌کند، در ساعت و وسایل شب نما از این مواد استفاده می‌شود.

**(مدل اتمی رادرفورد)**

- رادرفورد ورقه‌ی نازکی از طلا را با ذره‌های آلفا بمباران کرد و با توجه به مشاهدات زیر، مدل «اتم هسته دار» را پیشنهاد کرد:
- (۱) بیشتر ذرات  $\alpha$  بدون انحراف و در مسیری مستقیم از ورقه طلا عبور کردند  $\Leftarrow$  بیشتر حجم اتم را فضای خالی تشکیل می‌دهد.
- (۲) تعداد زیادی از ذره‌های  $\alpha$  با زاویه اندکی از مسیر اولیه منحرف شدند  $\Leftarrow$  میدان الکتریکی قوی در اتم وجود دارد.
- (۳) تعداد بسیار اندکی از ذره‌های  $\alpha$  (یک از بیست هزار) با زاویه‌ای بیش از ۹۰ درجه از مسیر اولیه منحرف شدند  $\Leftarrow$  اتم هسته‌ای بسیار کوچک با جرم بسیار زیاد دارد.



**(ذرات بنیادی در اتم)**

- پروتون: ذره‌ای با بار نسبی ۱+ و جرمی ۱۸۳۷ بار سنگین تر از جرم الکترون است که توسط رادرفورد و همکارانش شناسایی شد. در اتم تعداد پروتون و الکترون با هم برابر و اتم خنثی است. پیش از رادرفورد، موزلی با مطالعه روی پرتوهای X به نتایجی رسیده بود که تفسیر آن‌ها به کشف پروتون انجامید.
- نوترون: ذره‌ای خنثی در هسته اتم که توسط چادویک به اثبات رسید. رادرفورد قبلاً از وجود چنین ذره‌ای سخن گفته بود.

**(عدد اتمی و عدد جرمی)**

- عدد اتمی (Z): تعداد پروتون‌ها در هر اتم است که برابر تعداد الکترون‌ها در حالت خنثی است و اولین بار توسط موزلی اندازه گیری شد (با مطالعه بر روی پرتوهای X)
- عدد جرمی (A): مجموع تعداد پروتون و نوترون‌های یک اتم.  $A=Z+N$  (نماد شیمیایی عنصر) X (عدد اتمی) Z (عدد جرمی) A

**(ایزوتوپ‌ها)**

- ایزوتوپ: اتم‌های یک عنصر با عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوت که فراوانی آنها در طبیعت یکسان نیست.
- بدیهی است اگر عدد اتمی یکسان و عدد جرمی متفاوت باشد تفاوت در تعداد نوترون‌ها است.
- ایزوتوپ‌های یک عنصر از نظر خواص شیمیایی مشابه و از نظر خواص فیزیکی مختلف هستند و نیز جایگاه یکسانی در جدول عنصرها دارند.

**(جرم اتمها)**

- فراوانترین ایزوتوپ کربن یعنی کربن ۱۲ ( $^{12}\text{C}$ ) به عنوان عنصر استاندارد انتخاب شده و جرم آن را برابر  $12/000 \text{ amu}$  در نظر می‌گیرند و جرم سایر عنصرها را نسبت به آن محاسبه می‌کنند.
- $1 \text{ amu}$  (واحد جرم اتمی) برابر یک دوازدهم جرم اتمی کربن است و به عنوان یکای جرم اتمی در نظر گرفته می‌شود.

$$1 \text{ amu} \cong \text{جرم نوترون} = \text{جرم پروتون} \quad \text{جرم الکترون} \cong \frac{1}{2000} \text{ amu}$$

جرم اتمی: جرم یک اتم از هر عنصر را نسبت به واحد کربنی ( $\frac{1}{12}$  جرم اتم  $^{12}\text{C}$ ) جرم اتمی نسبی آن گویند.

برخی ویژگی‌های ذره‌های زیراتمی

جرم	بار الکتریکی نسبی	نماد	نام ذره
$9/109 \times 10^{-28}$	-1	${}_{-1}^0\text{e}$	الکترون
$1/673 \times 10^{-24}$	+1	${}_{+1}^1\text{p}$	پروتون
$1/675 \times 10^{-24}$	0	${}^1_0\text{n}$	نوترون

### (جرم اتمی میانگین در ایزوتوپ‌ها)

- برخی عناصر تنها یک ایزوتوپ دارند ( $\text{Al}$  یا  $\text{P}$ ,  $\text{F}$ ) و برخی نیز از تعداد بیشتری ایزوتوپ برخوردارند. (قلع ده ایزوتوپ دارد) ایزوتوپ‌های هر عنصر در یک خانه از جدول عنصرها جای می‌گیرند.

- پایداری ایزوتوپ‌ها به تعداد پروتون و نوترون‌های هسته آنها بستگی دارد چنانچه رابطه زیر بین تعداد پروتون و نوترون برقرار باشد هسته اتم ناپایدار می‌شود:

$$\frac{\text{تعداد نوترون}}{\text{تعداد پروتون}} \geq 1/5 \Rightarrow \text{هسته ناپایدار}$$

- با توجه به وجود ایزوتوپ‌ها و تفاوت در فراوانی آنها، برای گزارش جرم نمونه‌های طبیعی از اتم عناصر مختلف، جرم اتمی میانگین به کار می‌رود. برای بدست آوردن جرم اتمی میانگین، درصد فراوانی هر یک از ایزوتوپ‌ها را در جرم اتمی آن ضرب کرده سپس با هم جمع می‌کنیم.

### (مقایسه خواص ایزوتوپ‌ها)

- اکسیژن ۳ نوع ایزوتوپ و هیدروژن نیز سه نوع ایزوتوپ دارد به این ترتیب ۱۸ نوع مولکول آب می‌توان بین آنها در نظر گرفت.

پروتیم:  ${}^1_1\text{H}$

- هیدروژن دارای ۳ ایزوتوپ است:  ${}^2_1\text{D}$  (دوتریم (هیدروژن سنگین))

${}^3_1\text{T}$  (تریتم (هیدروژن پرتوزا))

- ایزوتوپ‌ها خواص شیمیایی یکسان دارند، ولی برخی خواص وابسته به جرم آنها با هم تفاوت دارد. برای مثال در حالیکه جرم حجمی یخ ( $\text{H}_2\text{O}$ ) از آب کمتر است، جرم حجمی  $\text{D}_2\text{O}$  از آب بیشتر بوده و در آن فرو می‌رود.

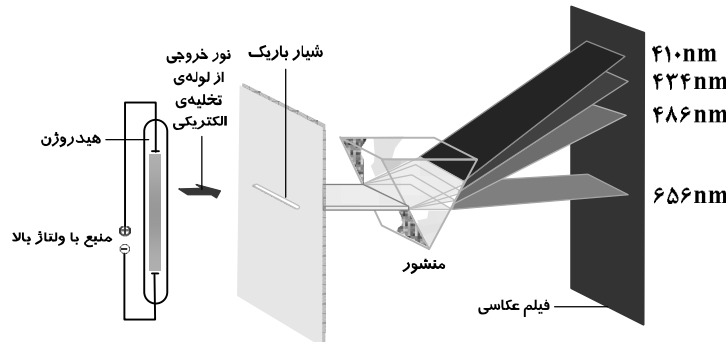
### (طیف نشری فطی)

- رابرت بونزن (طراح چراغ بونزن) توانست دستگاهی به نام «طیف‌بین» طراحی کند. وی با قرار دادن مقداری ترکیب مس‌دار مانند کات کبود، مشاهده کرد که رنگ آبی شعله به سبزی می‌گراید. سپس با عبور این نور سبزرنگ از منشوری درون دستگاه الگویی به‌دست آمد که آن را «طیف نشری خطی» نامید.

- هر فلز طیف نشری خاص خود را دارد و مانند اثر انگشت می‌توان از این طیف برای شناسایی فلز استفاده کرد.

**(طیف نشری فطی هیدروژن)**

- هنگامی که بر یک لوله‌ی تخلیه الکتریکی دارای گاز هیدروژن با فشار کم، ولتاژ بالایی اعمال می‌شود، بر اثر تخلیه الکتریکی، گاز درون لوله با رنگ صورتی روشن به التهاب در می‌آید که با عبور این نور از یک منشور، طیف نشری خطی هیدروژن بدست می‌آید.

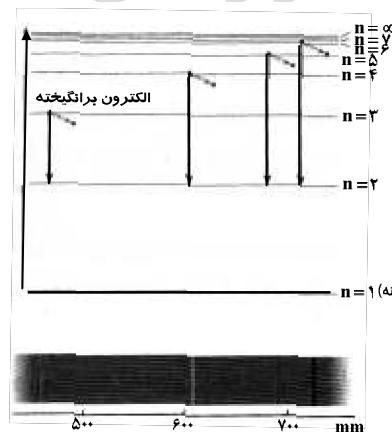


طیف نشری خطی حاصل از اتم‌های برانگیخته‌ی هیدروژن

**(مدل اتمی بور برای هیدروژن)**

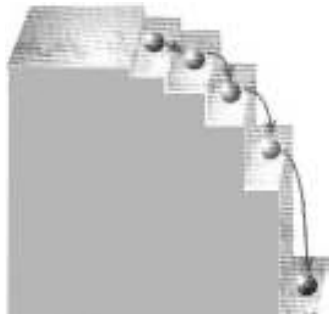
- بور با نارسا دانستن مدل اتمی رادرفورد در توجیه ارتباط میان الگوی ثابت طیف نشری خطی هیدروژن و ساختار اتم‌های آن، مدل تازه‌ای برای اتم هیدروژن پیشنهاد کرد:

- ۱- الکترون در مسیر دایره‌ای شکل (مدار) به دور هسته گردش می‌کند.
  - ۲- انرژی الکترون در اتم هیدروژن با فاصله‌ی آن از هسته رابطه‌ی مستقیم دارد.
  - ۳- این الکترون فقط می‌تواند در ترازهای انرژی (مسیرهای دایره‌ای مجاز که فاصله معین و ثابتی نسبت به هسته دارند) حرکت کرده و مقادیر معینی انرژی بپذیرد.
  - ۴- این الکترون معمولاً در حالت پایه (پایین ترین تراز انرژی ممکن و نزدیک ترین مدار به هسته) قرار دارد.
  - ۵- با دادن مقداری (معین) انرژی می‌توان این الکترون را از حالت پایه (ترازی با انرژی کم) به حالت برانگیخته (ترازی با انرژی بالاتر) منتقل کرد.
  - ۶- از آنجا که الکترون در حالت برانگیخته ناپایدار است، معادل انرژی‌ای که گرفته بود، از دست داده و به حالت پایه باز می‌گردد.
- \* از آنجا که برای الکترون نشر نور مناسب‌ترین شیوه برای از دست دادن انرژی است، از این رو الکترون برانگیخته به هنگام بازگشت به حالت پایه انرژی اضافی خود را که در واقع تفاوت میان انرژی دو تراز یاد شده است، از طریق انتشار نوری با طول موج معین از دست می‌دهد.



توجیه بخش مری طیف نشری خطی اتم هیدروژن با مدل اتمی بور

\* به این گونه انرژی که به صورت یک بسته انرژی مبادله می شود انرژی کوانتومی یا پیمانهای می گویند. بور با کوانتیده در نظر گرفتن ترازهای انرژی و یا به عبارت دیگر کوانتومی در نظر گرفتن مبادله انرژی هنگام جابجایی میان ترازهای یاد شده توانست طیف نوری خطی هیدروژن را توجیه کند.



یک مدل پلکانی برای ترازهای انرژی در اتم هیدروژن

\* هنگامی که الکترون با گرفتن مقدار زیادی انرژی به تراز انرژی بی نهایت ( $n = \infty$ ) انتقال یابد از میدان جاذبه‌ی هسته خارج می شود، در این هنگام اتم به یون مثبت تبدیل شده است که این فرآیند را یونش می گویند.

### (مدل کوانتومی اتم)

#### - مدل اتمی شرودینگر:

او بر مبنای رفتار دوگانه الکترون و با تأکید بر رفتار موجی آن و با توجه به اینکه الکترون در فضایی سه بعدی (اوربیتال) حضور دارد، مدل کوانتومی اتم را پیشنهاد کرد.

#### - عددهای کوانتومی:

۱- عدد کوانتومی اصلی ( $n$ ): عددی که بور برای مشخص کردن ترازهای انرژی (لایه‌های الکترونی) در مدل خود به کار برده بود. پیرامون هسته اتم حداکثر ۷ لایه الکترونی مشاهده می شود. هرچه  $n$  بالاتر رود، تراز انرژی لایه الکترونی افزایش می یابد.

$$n = 1, 2, 3, \dots$$

پایدارترین لایه الکترونی  $n = 1$

۲- عدد کوانتومی اوربیتالی ( $l$ ): عددی که برای مشخص کردن زیر لایه‌ها (گروه‌های کوچکتری که الکترون‌های موجود در یک لایه الکترونی تشکیل می دهند) به کار می رود.  $l$  شکل و تعداد اوربیتال را نیز مشخص می کنند.

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

$$s(l=0), p(l=1), d(l=2), f(l=3)$$

۳- عدد کوانتومی مغناطیسی ( $m_l$ ): جهت گیری اوربیتال‌ها را در فضا مشخص می کنند.

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

۴- عدد کوانتومی مغناطیسی ( $m_s$ ): جهت گیری الکترون‌ها را مشخص می کند.

$$m_s = +\frac{1}{2} \text{ و } -\frac{1}{2}$$

برای الکترونی که چرخش آن در جهت حرکت عقربه ساعت باشد  $m_s = +\frac{1}{2}$  و اگر حرکت در جهت خلاف عقربه‌های ساعت

باشد  $m_s = -\frac{1}{2}$  می باشد.

$$nlm_l$$

$l$ : نماد حرفی مشخص کننده‌ی زیر لایه (شکل اوربیتال)  $m_l$ : جهت گیری اوربیتال

$n$ : شماره‌ی لایه الکترونی (اندازه‌ی اوربیتال)  $n$ : آدرس زیر لایه

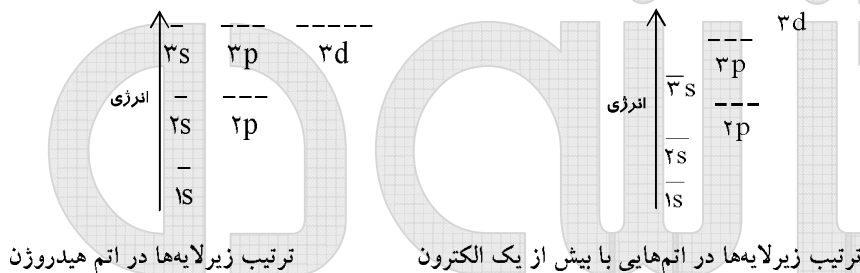
\* با کمک سه عدد کوانتومی  $n$  و  $l$  و  $m_l$  اندازه، شکل و جهت گیری اوربیتال‌های اتمی تعیین می‌شود ولی برخی این سه عدد را کافی نمی‌دانند چون توجه به برخی خواص فیزیکی اتم‌ها با نسبت دادن حضور دو الکترون در یک اوربیتال امکان پذیر بود. از این رو دانشمندان علاوه بر حرکت اوربیتالی (حرکت الکترون به دور هسته اتم) حرکت اسپینی (حرکت به دور خود) را نیز به الکترون نسبت دادند. الکترون‌ها با گردش به دور محور خود به یک آهنربای ریز تبدیل می‌شوند و برای این که دو الکترون کنار هم قرار گیرند باید یک نیروی جاذبه قوی در برابر دافعه میان آن‌ها بوجود آید. یعنی به صورتی که قطب‌های مغناطیسی ناهم نام مقابل هم قرار گیرند. پس شرط لازم آن است که الکترون‌ها در دو جهت مخالف که یکی در جهت عقربه‌های ساعت و دیگری بر خلاف آن به دور محور خود بگردند.

از این رو برای مشخص کردن جهت گردش الکترون‌ها به هر حالت یک عدد کوانتومی نسبت دادند و به آن عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین ( $m_s$ ) گویند.

\* اصل طرد پائولی: هیچ اوربیتالی در یک اتم نمی‌تواند بیش از دو الکترون در خود جای دهد یا به بیان دیگر در یک اتم هیچ دو الکترونی را نمی‌توان یافت که چهار عدد کوانتومی آن‌ها ( $n, l, m_l, m_s$ ) با هم برابر باشد. از این اصل نتیجه می‌شود که در هر اوربیتال حداکثر دو الکترون با اسپین مخالف یکدیگر قرار دارند.

### (آرایش الکترونی اتم)

\* در مدل کوانتومی اتم هیدروژن انرژی زیر لایه‌ها فقط به عدد کوانتومی اصلی وابسته است و با افزایش آن مقدار انرژی زیر لایه‌ها فزونی می‌یابد از این رو در اتم هیدروژن همه‌ی زیر لایه‌های موجود در یک لایه‌ی الکترونی، هم انرژی خواهند بود.



- در اتم‌هایی با بیش از یک الکترون (به علت ایجاد دافعه‌های بین الکترونی)، افزون بر  $n$  و  $l$  نیز بر مقدار انرژی زیر لایه‌ها تاثیر گذاشته و ترتیب زیر لایه‌ها تغییر می‌کند.

ترتیب پر شدن زیر لایه‌ها به صورت زیر می‌باشد:  $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, \dots$

- پر شدن زیر لایه‌هایی که بیش از یک اوربیتال هم انرژی (اوربیتال‌هایی که دارای سطح انرژی یکسان هستند) دارند به گونه‌ای است که ابتدا در هر اوربیتال یک الکترون وارد شده تا جایی که زیر لایه نیمه پر شود، سپس زیر لایه‌ی نیمه پر شده شروع به پر شدن می‌کند. این قاعده به اصل هوند موسوم است.

\* بیش‌تر بدانید: از آنجایی که همه‌ی خواص الکترون کوانتومی است، جهت گیری آن در یک میدان مغناطیسی نیز کوانتومی است.

بر اساس قاعده هوند در جهت‌گیری الکترون‌ها حالت با عدد کوانتومی مغناطیسی اسپین برابر  $m_s = +\frac{1}{2}$  پایدارتر از حالت

$m_s = -\frac{1}{2}$  است. بنابراین در لایه‌هایی با اوربیتال‌های هم انرژی پایین‌ترین آرایش الکترونی حالتی است که در آن الکترون‌ها به

صورتی چیده شوند که بیش‌ترین تعداد الکترون‌های تک با  $m_s = +\frac{1}{2}$  و یا  $\uparrow$  را داشته باشد.



**(اصل آفبا و جدول تناوبی عنصرها)**

- اصل بناگذاری (آفبا): به شیوهی دست یافتن به آرایش الکترونی، از یک اتم به اتم دیگر اصل بناگذاری یا آفبا می‌گویند. الکترون‌ها تمایل دارند تا در پائین ترین سطح انرژی قرار گیرند.

**(دسته‌بندی عنصرها در جدول)**

- عنصرهای اصلی دسته‌ی s: عنصرهایی که زیرلایه‌ی s آنها در حال پر شدن است. که در گروه‌های ۱ و ۲ قرار دارند.
- عنصرهای اصلی دسته‌ی p: عنصرهایی که زیرلایه‌ی p آنها در حال پر شدن است. که در گروه‌های ۱۳ تا ۱۸ قرار دارند (به‌جز He که s در آن در حال الکترون‌گیری است)
- عنصرهای واسطه خارجی: عنصرهایی که زیرلایه‌ی d آنها در حال پر شدن است که به واسطه‌ی خارجی نیز موسوم هستند.
- عنصرهای واسطه داخلی: عنصرهایی که زیرلایه‌ی f آنها در حال پر شدن است و شامل لانتانیدها و آکتینیدها می‌باشند.
- الکترون‌های ظرفیتی: تعداد الکترون‌های موجود در آخرین لایه الکترونی (بزرگ‌ترین n) هر اتم که خواص شیمیایی یک عنصر را تعیین می‌کند. به این دلیل خواص شیمیایی عنصرهای یک گروه مشابه است.
- علت واکنش‌پذیری عنصرها تمایل آنها برای دستیابی به لایه‌های الکترونی پر، تعریف می‌شود  $\leftarrow$  گازهای نجیب به طور عمده واکنش‌پذیر نیستند.
- عنصرهایی پایدارترند که آرایش الکترونی لایه آخر آنها به صورت اوربیتال‌های پر یا نیمه پر بوده و یا متقارن باشد. نیتروژن و نئون دو نمونه از این عنصرها هستند. در گازهای نجیب نیز لایه آخر پر و متقارن است و این عنصرها پایدارند.

خریسه دو  
مؤسسه آموزشی فرهنگی

**بخش ۲ ( خواص تناوبی عناصرها )**

**(سرگذشت جدول تناوبی عناصرها)**

- \* خواص عناصر با نظم و ترتیب خاصی تغییر می‌کند. از این رو عناصرها را می‌توان در چند خانواده گروه بندی کرد.
- \* برای نخستین بار دیمتری مندلیف به وجود خصلت تناوبی در میان عناصرها پی برد و متوجه شد که اگر عناصرها را برحسب افزایش تدریجی جرم آنها در ردیف‌هایی کنار یکدیگر بگذارد و آنهایی را که خواص فیزیکی و شیمیایی نسبتاً مشابه دارند، در یک گروه زیر هم قرار دهد، خواص آنها تکرار می‌شود.
- \* مهم‌ترین نکته در جدول تناوبی، تشابه آرایش الکترونی عناصرهای یک خانواده در بسیاری از گروه‌های این جدول است. چون رفتار شیمیایی هر عنصر به وسیله آرایش الکترونی آن در لایه آخر مشخص می‌شود.

**(برفی بی‌نظمی‌های جدول مندلیف)**

- یکی از موارد بی‌نظمی جدول مندلیف این بود که به منظور رعایت اصل تشابه خواص فیزیکی و شیمیایی، برخی از خانه‌های جدول خالی ماند، هم چنین در برخی موارد برای در یک ستون قرار دادن عناصرهایی با خواص مشابه، ترتیب قرار گرفتن عناصرها براساس افزایش جرم نادیده گرفته می‌شد.
  - \* یکی از موارد بی‌نظمی که در جدول مندلیف مشاهده می‌شود جای خالی یک عنصر میان کلسیم و تیتانیوم بود مندلیف معتقد بود این محل به عنصری تعلق دارد که تا آن زمان کشف نشده بود امروزه این عنصر را اسکاندیم می‌نامیم. مندلیف همچنین خواص گالیم و ژرمانیم و هفت عنصر دیگر را پیش‌بینی کرد که این پیش‌گویی‌ها در ۸ مورد درست بود.
- مقایسه‌ی خواص مشاهده شده و پیش‌بینی شده‌ی برخی عناصرها که در زمان مندلیف ناشناخته بودند.

عناصرهای پیش‌بینی شده	نام عنصر پس از کشف	خواص	پیش‌بینی شده	مشاهده شده
اکا آلومینیم	گالیم (۱۸۷۵)	چگالی نقطه‌ی ذوب فرمول اکسید	۶/۰g/mL کم Ea <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	۵/۹۶g/mL ۳۰°C Ga <sub>2</sub> O <sub>3</sub>
اکابور	اسکاندیم (۱۸۷۹)	چگالی فرمول اکسید انحلال‌پذیری اکسید	۳/۵g/mL Eb <sub>2</sub> O <sub>3</sub> در اسید حل می‌شود	۳/۸۶g/mL Sc <sub>2</sub> O <sub>3</sub> در اسید حل می‌شود
اکاسیلیسیم	ژرمانیم (۱۸۸۶)	نقطه‌ی ذوب چگالی رنگ فرمول اسید چگالی اسید فرمول نمک کلردار آن	زیاد ۵/۵g/mL خاکستری تیره EsO <sub>2</sub> ۴/۷g/mL EsCl <sub>4</sub>	۹۰°C ۵/۴۷g/mL سفید مایل به خاکستری GeO <sub>2</sub> ۴/۷۰g/mL GeCl <sub>4</sub>

**(جدول تناوبی امروزی)**

- پس از مندلیف، هنری موزلی و رادرفورد کشف کردند که عدد اتمی هر عنصر منحصر به فرد است و اگر عناصر به ترتیب افزایش عدد اتمی آنها مرتب شوند، بی‌نظمی‌های جدول مندلیف از بین می‌رود.
- جدول تناوبی امروزی بر اساس قانون تناوبی عناصرها استوار است که بیان می‌کند هرگاه عناصرها بر اساس افزایش عدد اتمی مرتب شوند خواص فیزیکی و شیمیایی آنها به صورت تناوبی تکرار می‌شود.

**(دسته بندی کلی عنصرها)**

- عناصر به سه دسته ی فلز، نافلز و شبه فلز تقسیم می شوند.
- \* فلزها: بیش از ۸۰ درصد عناصر فلز هستند، رسانای خوبی برای گرما و برق می باشند. سطح براقی داشته و قابلیت چکش خواری و شکل پذیری دارند.
- \* نافلزها: معمولاً رسانای خوبی نیستند و شکننده اند، سطح براق و نیز قابلیت چکش خواری و مفتول شدن ندارند. برخی نافلزها در فشار ۱ atm و دمای اتاق گاز هستند مانند  $H_2, N_2, O_2, Cl_2, F_2$
- \* شبه فلزها: برخی خواص فلزها و نافلزها را دارند مانند Si که هم نیمه رساناست و هم درخشان و هم شکننده است. خواص شیمیایی این دسته بیشتر با نافلزات شباهت دارد.
- عناصر شبه فلز عبارتند از:  $Te, Sb, As, Ge, Si, B$  که به ترتیب در گروه های  $VI A, VA, VA, IV A, IV A, III A$  یا  $13, 14, 15, 16$  و در دوره های ۲، ۳، ۴، ۵، ۵ قرار دارند.

**(ویژگی های گروهی عنصرها)****(گروه اول - فلزهای قلیایی)**

$ns^1$
Be بریلیم ۴
Mg منیزیم ۱۲
Ca کلسیم ۲۰
Sr استرانسیم ۳۸
Ba باریم ۵۶
Ra رادیوم ۸۸

- فلزهای قلیایی: همگی نرم و واکنش پذیرند (به علت واکنش پذیری زیاد با آب و هوا، در زیر نفت نگهداری می شوند)، به طوری که حتی با آب سرد واکنش داده و محلول قلیایی (بازی) به وجود می آورند.
- $2Na(s) + 2H_2O(l) \rightarrow 2NaOH(aq) + H_2(g)$
- در گروه اول از  $Li$  تا  $Fr$ ، از بالا به پائین شعاع اتمی، شعاع یونی و چگالی افزایش یافته و انرژی نخستین یونش و دمای ذوب و جوش کم می شود. این عنصرها در طبیعت به حالت آزاد یافت نمی شوند، فرانسیم نیز عنصری رادیواکتیو است.
- آرایش الکترونی اتم فلز قلیایی در لایه آخر به صورت  $ns^1$  بوده و با از دست دادن یک الکترون به آرایش الکترونی پایدار گاز نجیب ماقبل خود می رسد و به یون  $M^+$  تبدیل می شوند.
- اکسید این عناصر خاصیت بازی دارد.

**عنصرهای قلیایی****(گروه دوم - فلزهای قلیایی خاکی)**

$ns^2$
Li لیتیم ۳
Na سدیم ۱۱
K پتاسیم ۱۹
Rb روبیدیم ۳۷
Cs سزیم ۵۵
Fr فرانسیم ۸۷

- فلزهای قلیایی خاکی: نسبت به فلزهای قلیایی سخت تر و چگال تر هستند و دمای ذوب آنها نیز بیشتر است، واکنش پذیرند اما نسبت به گروه اول واکنش پذیری شیمیایی کمتری دارند.
- $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
- در گروه دوم از  $Be$  تا  $Ra$ ، از بالا به پائین، انرژی نخستین و دومین یونش کاهش و شعاع اتمی و یونی افزایش می یابد.
- تغییرات چگالی و نقطه ذوب و جوش در گروه دوم منظم نیست.  $Be$  به علت خواص کووالانسی نقطه ذوب و جوش بالایی دارد.
- فراوان ترین فلز قلیایی خاکی، کلسیم است. سنگ آهک و سنگ مرمر (از ترکیب های کلسیم) در پوسته زمین فراوان است.
- عنصرهای گروه قلیایی خاکی ۲ الکترون در لایه ی ظرفیت خود دارند ( $ns^2$ ) و برای رسیدن به آرایش الکترونی گاز نجیب پیش از خود، باید دو الکترون از دست بدهند.

**عنصرهای قلیایی خاکی**

### (عناصر واسطه)

- ۱- عنصرهای واسطه مانند گروه اول و دوم جدول تناوبی همگی فلز هستند، اما واکنش‌پذیری شیمیایی آنها کمتر است.
- ۲- نقطه ذوب و جوش، سختی و چگالی عنصرهای واسطه، نسبت به فلزهای گروه‌های اول و دوم بیشتر است.
- نکته: جیوه (Hg) به‌طور غیر عادی نقطه ذوب و جوش کمی دارد به طوری که در دمای اتاق به صورت مایع است.
- ۳- یون‌ها و ترکیب‌های مربوط به عنصرهای واسطه اغلب رنگی هستند. به عنوان مثال  $\text{Cu}^{2+}$  آبی رنگ،  $\text{Fe}^{2+}$  سبز رنگ و  $\text{Fe}^{3+}$  زرد رنگ است. از این رو بسیاری از ترکیب‌های عنصرهای واسطه رنگی هستند.
- ۴- اغلب عنصرهای واسطه، در ترکیب ظرفیت‌های متعددی دارند. به عنوان مثال آهن ظرفیت‌های ۲ و ۳ و مس ظرفیت ۱ و ۲ دارد ولی برخی فقط یک نوع ظرفیت دارند مانند Zn که فقط دارای ظرفیت ۲ و نقره نیز فقط دارای ظرفیت ۱ می‌باشد.
- ۵- عنصرهای واسطه گروه‌های سوم تا دوازدهم را تشکیل می‌دهند. مانند گروه اول و دوم، همگی فلز هستند اما واکنش‌پذیری شیمیایی آنها کمتر است و به جز جیوه، از فلزهای گروه‌های اول و دوم سخت‌تر، چگال‌تر و دیرذوب‌تر هستند.
- ۶- به عنصرهای واسطه، عنصرهای دسته d نیز می‌گویند (اوربیتال‌های زیر لایه d در حال پر شدن و الکترون‌گیری می‌باشد) و بی‌نظمی‌های متعددی در آرایش الکترونی آنها به چشم می‌خورد. این عنصرها به واسطه خارجی نیز موسوم هستند.
- ۷- در عناصر تناوب چهارم سه عنصر وجود دارد که در آخرین تراز اصلی خود  $n=4$  تنها یک الکترون دارند یعنی به  $4s^1$  ختم می‌شوند.  $29\text{Cu}$ ،  $41\text{Cr}$  و  $49\text{K}$  که بجز K دو مورد دیگر عنصر واسطه هستند.
- ۸- در عناصر تناوب چهارم ۸ عنصر وجود دارد که زیرلایه  $3d$  در آنها کاملاً پر است که شامل  $\text{Cu}$ ،  $\text{Zn}$  و شش عنصر پس از آن است. در این عنصرها زیرلایه  $3d$  به صورت  $3d^{10}$  می‌باشد.
- ۹- در عنصرهای تناوب چهارم دو عنصر وجود دارد که زیرلایه  $3d$  در آنها نیمه پر و متقارن به صورت  $3d^5$  است.  $25\text{Mn}$  و  $24\text{Cr}$
- ۱۰- در عنصرهای تناوب چهارم ۸ عنصر واسطه وجود دارد که در آخرین تراز اصلی خود  $n=4$  دو الکترون دارند که شامل تمام عنصرهای واسطه‌ای این تناوب به جز  $29\text{Cu}$  و  $24\text{Cr}$  است.

### (لانتانیدها و اکتینیدها)

#### لانتانیدها

- ۱- خانواده‌ی لانتانیدها شامل ۱۴ عضو هستند که در تناوب ششم جدول جای دارند و در آنها زیرلایه  $4f$  در حال پر شدن است. عدد اتمی این عنصرها از ۵۸ تا ۷۱ است و به علت تشابه زیادی که با یکدیگر و نیز با عنصر لانتان ( $57\text{La}$ ) دارند به خانواده لانتانیدها معروف هستند. این چهارده عنصر به همراه لانتان در یک خانه در تناوب ششم و گروه سوم یا (IIIB) قرار دارند.
- ۲- لانتانیدها فلزهایی براق هستند و واکنش‌پذیری قابل توجهی دارند.

#### اکتینیدها:

- ۱- خانواده‌ی اکتینیدها شامل ۱۴ عنصر است که در تناوب هفتم جدول جای دارند و در آنها زیر لایه  $5f$  در حال پر شدن و الکترون‌گیری است. عدد اتمی این عناصر از ۹۰ تا ۱۰۳ است و به دلیل تشابه زیادی که با یکدیگر و نیز با عنصر اکتینیم ( $89\text{Ac}$ ) دارند به خانواده اکتینیدها معروف هستند. این چهارده عنصر به همراه اکتینیم در یک خانه در تناوب هفتم و گروه سوم یا (IIIB) قرار دارند.
- ۲- همه اکتینیدها (و به‌طور کلی همه‌ی عنصرهای تناوب هفتم) پرتوزا هستند چون هسته آنها ناپایدار است و تجزیه می‌شود.

۳- مشهورترین اکتینید، اورانیوم می‌باشد هسته پایدارترین شکل عنصر اورانیوم تا نزدیک به ۴/۵ میلیارد سال پایدار است. اما عمر هسته‌ی بقیه اکتینیدها (بجز توریم) به اندازه‌های کوتاه است که هر مقدار از آن که در زمان پیدایش زمین تشکیل شده است باید تاکنون متلاشی شده باشد.

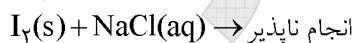
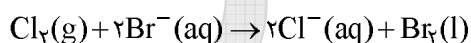
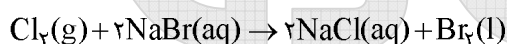
۴- لانتانیدها و اکتینیدها هر دو در گروه III B یا گروه سوم هستند و به عنصرهای واسطه داخلی موسوم هستند در حالی که عنصرهایی که زیرلایه d در آنها در حال الکترون گیری است به واسطه خارجی موسوم هستند.

### (عنصرهای گروه‌های ۱۳ تا ۱۸ جدول تناوبی)

- عنصرهای دسته p (اوربیتال‌های p در حال پر شدن هستند) گروه‌های ۱۳ تا ۱۸ جدول تناوبی هستند (III A تا VIII A) که فلز، نافلز، شبه فلز و یا گاز نجیب را شامل می‌شوند. سیلیسیم و اکسیژن از فراوان ترین عنصرهای موجود در پوسته زمین هستند. کربن، نیتروژن، اکسیژن، آلومینیم و قلع و سرب از عنصرهای مهم این سری به شمار می‌روند. هالوژن‌ها و گازهای نجیب نیز در گروه ۱۷ و ۱۸ قرار دارند.

### (هالوژن‌ها)

- گروه ۱۷ جدول، هالوژن‌ها هستند که به آسانی با فلزها به ویژه فلزهای قلیایی، واکنش داده و نمک‌ها را می‌سازند (هالوژن: نمک ساز). هالوژن‌ها واکنش پذیرترین نافلزها بوده و در بیرونی ترین لایه الکترونی تنها یک الکترون کمتر از اتم گاز نجیب بعد از خود دارند ( $ns^2 np^5$ ) و با شرکت در واکنش‌های شیمیایی الکترون مورد نیاز خود را دریافت کرده و پایدار می‌شوند. (هالوژن‌ها در واکنش با نافلزها با اشتراک الکترون، لایه آخر اتم خود را کامل می‌کنند) واکنش پذیری هالوژن‌ها از بالا به پایین کم می‌شود. فلئوئور و کلر در دمای معمولی گاز، برم مایع و ید جامد است. از نظر شیمیایی هالوژن‌ها واکنش پذیرترین نافلزها هستند. فلئوئور در بالای این گروه قویترین نافلز به شمار می‌رود. با توجه به کاهش واکنش پذیری هالوژن‌ها از بالا به پایین، هر هالوژن می‌تواند یون‌های هالید پایین تر از خود را از ترکیب خارج سازد ولی عکس آن ممکن نیست.



### (گازهای نجیب)

- گروه ۱۸ جدول، گازهای نجیب هستند. در میان عنصرهای این گروه فقط کریپتون (Kr)، زنون (Xe) و رادون (Rn) واکنش پذیری کمی دارند و تاکنون هیچ ترکیب شیمیایی پایداری از عنصرهای هلیوم، نئون و آرگون شناخته نشده است.

- در گازهای نجیب (جز He) اوربیتال‌های s و p لایه ظرفیت پر هستند و پایداری عناصر این گروه نتیجه داشتن چنین آرایشی از الکترون‌هاست. ( $ns^2 np^6$ )

- عنصرهای تک‌اتمی گازهای نجیب، کاربردهای بسیاری دارند. از نئون در تابلوها و لیزرهای گازی استفاده می‌شود.

### (هیدروژن، خانواده تک عنصری)

- هیدروژن یک خانواده‌ی تک عضوی بوده و به لحاظ شیمیایی به عنصرهای دیگر شباهت ندارد. به دلیل واکنش پذیری زیاد هیدروژن با عنصرهای گوناگون، این عنصر به حالت آزاد در طبیعت وجود ندارد، در صورتی که ترکیب‌های آن به فراوانی یافت می‌شوند. آب فراوان ترین ترکیب آن است. هیدروژن را در بالای گروه اول و به صورت جداگانه نمایش می‌دهند و نیز گاهی بالای گروه هالوژن‌ها یا ۱۷ قرار می‌دهند.

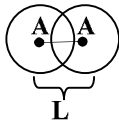
(روندهای تناوبی)

(بررسی فواصل فلزی و نافلزی در جدول تناوبی)

- در هر تناوب از چپ (فلز قلیایی) به راست (هالوژن)، خصلت فلزی کاهش و خصلت نافلزی افزایش می‌یابد و انتهای تناوب به گاز نجیب ختم می‌شود. که میل ترکیبی ندارد یا بسیار اندک است. تناوب اول از فلز قلیایی شروع نمی‌شود. واکنش پذیری فلزات قلیایی و نیز هالوژن‌ها زیاد است.

(بررسی شعاع اتمی)

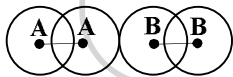
۱- شعاع کووالانسی  $r_c$ : نصف فاصله بین هسته‌های دو اتم مشابه در یک مولکول دو اتمی مانند  $Cl_2$  و یا در بلور یک فلز است



طول پیوند کووالانسی  $L =$

$$\frac{L}{2} = (r_c \text{ کووالانسی})$$

۲- شعاع واندروالسی: نصف فاصله بین هسته‌های اتم‌های مشابه از دو مولکول مجاور به عنوان مثال:



$$r_w = \frac{AB}{2} \text{ شعاع واندروالسی}$$

شعاع واندروالسی را نصف فاصله بین اتمی در بلور یک عنصر نیز در نظر می‌گیرند.

\* در گازهای نجیب که فاقد مولکول‌های دو اتمی هستند معمولاً شعاع واندروالسی در نظر گرفته می‌شود:



$$r_w = \frac{AA}{2} \text{ شعاع واندروالسی}$$

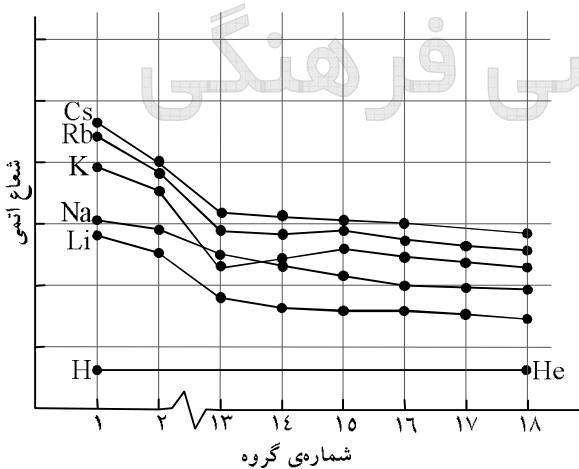
\* شعاع کووالانسی در یک ماده مانند  $Cl_2$  از شعاع واندروالسی کوچکتر است.

(روند تغییر شعاع اتمی در یک گروه در جدول عنصرها)

- در هر گروه از بالا به پایین شعاع اتمی به دو دلیل افزایش می‌یابد:

۱- افزایش تعداد لایه‌های الکترونی که موجب افزایش شعاع اتمی می‌شود.

۲- کاهش جاذبه مؤثر هسته بر لایه آخر



- در واقع با افزایش عدد اتمی تعداد اوربیتال‌های پر شده بین هسته

و لایه الکترونی بیرونی افزایش می‌یابد که از تأثیر نیروی جاذبه

هسته بر الکترون‌های موجود در لایه الکترونی بیرونی می‌کاهد در

نتیجه می‌تواند باعث افزایش فاصله الکترون‌های بیرونی از هسته

شود به این پدیده اثر پوششی الکترون‌های درونی گفته می‌شود.

این اثر پوششی سبب می‌شود که جاذبه هسته بر الکترون‌های لایه

بیرونی کمتر شده و الکترون‌ها تحرک بیشتری پیدا کرده در فواصل

دورتر از هسته حضور می‌یابند. به بار الکتریکی مثبتی که از طرف

هسته بر این الکترون‌ها وارد می‌شود پار مؤثر هسته می‌گویند.

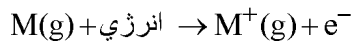
نمودار تغییر شعاع اتمی عنصرها در برابر شماره‌ی گروه آن‌ها

**(روند تغییر شعاع اتمی در یک تناوب در جدول عنصرها)**

- در هر تناوب از چپ به راست با افزایش بار موثر هسته، شعاع اتمی کاهش می‌یابد. در واقع در یک تناوب از چپ به راست عدد اتمی افزایش می‌یابد ولی تعداد لایه ثابت است، بار موثر بر لایه آخر افزایش یافته و در نتیجه شعاع اتمی کم می‌شود.

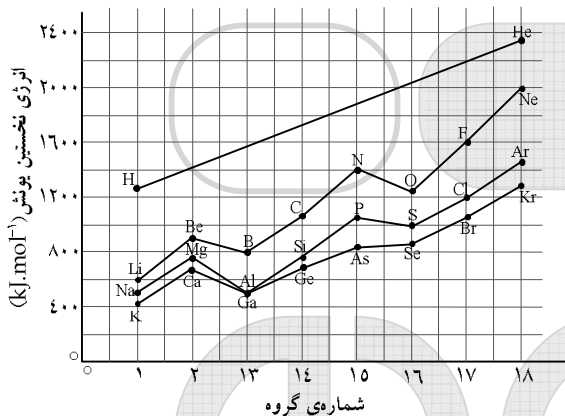
**(روند تناوبی تغییر انرژی یونش)****انرژی نخستین یونش:**

مقدار کیلوژول انرژی که برای جدا کردن یک مول الکترون از اتم‌های گازی یک عنصر و تشکیل یون‌های مثبت گازی لازم است.



با مصرف انرژی بیشتر می‌توان دومین الکترون را نیز از  $M^+(g)$  جدا کرد هر عنصر به تعداد الکترون‌های خود دارای انرژی یونش است. تعداد الکترون نیز در هر اتم خنثی با تعداد پروتون مساوی است.

از روی نمودار انرژی نخستین یونش می‌توان به رفتار آن‌ها پی برد.

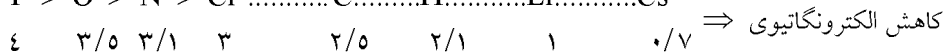


- در یک گروه از بالا به پایین با افزایش شعاع اتمی، انرژی یونش نخست کم می‌شود و در یک دوره با افزایش بار موثر هسته و کاهش شعاع اتمی، انرژی یونش نخست به‌طور کلی افزایش می‌یابد. (از گروه دو به سه و از گروه پنج به شش اصلی استثنا بوده و انرژی یونش نخست کاهش می‌یابد.)

- هرچه شعاع اتمی عنصری کوچک‌تر باشد، انرژی نخستین یونش آن بیشتر خواهد بود و بالعکس.

**(الکترونگاتیوی)**

- الکترونگاتیوی: میزان تمایل نسبی یک اتم برای کشیدن الکترون‌های یک پیوند کووالانسی به سمت هسته‌ی خود می‌باشد.
- به‌طور کلی مقادیر الکترونگاتیوی در یک گروه از بالا به پایین کاهش و در یک دوره از چپ به راست افزایش می‌یابد. (فلوئور بیشترین و سزیم کمترین مقدار الکترونگاتیوی را دارد.)
- تغییرات انرژی نخستین یونش و الکترونگاتیوی عنصرها به‌طور کلی در یک راستا می‌باشد.
- هرچه مقدار الکترونگاتیوی عنصری بیشتر باشد، خاصیت نافلزای آن بیشتر و هرچه مقدار الکترونگاتیوی عنصری کمتر باشد، خاصیت فلزی آن بیشتر می‌باشد. برای فلوئور الکترونگاتیوی ۴ در نظر می‌گیریم که برای سایر عنصرها به تدریج کم می‌شود و سزیم در پایین گروه اول کمترین الکترونگاتیوی را دارد. گازهای نجیب را در این بررسی در نظر نمی‌گیریم.
- الکترونگاتیوی چند عنصر مهم به ترتیب به‌صورت زیر است.



بخش ۲ ( ترکیب‌های یونی )

(قاعده هشتایی و واکنش پذیری اتم‌ها)

- \* انجام شدنی‌ترین واکنشها آنهایی هستند که طی آنها اتم‌ها به آرایش هشتایی پایدار دست می‌یابند. وقتی اتمی به آرایش هشتایی پایدار می‌رسد، از واکنش پذیری آن کاسته می‌شود.
- \* قاعده هشتایی یا اوکت: تمایل اتم‌ها برای رسیدن به آرایش الکترونی گازهای نجیب (آرایش هشتایی).
- \* قاعده‌ی هشتایی راهی مناسب برای سنجش میزان واکنش پذیری اتم‌ها است.
- \* اتم فلزها با از دست دادن الکترون و تشکیل کاتیون (ذره‌ای با بار مثبت) به آرایش هشتایی می‌رسند و نافلزها با گرفتن الکترون و تشکیل آنیون (ذره با بار منفی) به این آرایش پایدار دست می‌یابند.
- \* یونهای مثبت عنصرهای واسطه سری اول (دوره چهارم) آرایش گاز نجیب را ندارند بجز  $Sc^{3+}$  که آرایش آرگون را دارد.

نکاتی درباره‌ی یونها:

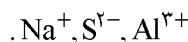
هیدروژن تنها عنصری است که هم کاتیون ( $H^+$ ) را دارد که به آن یون هیدروژن می‌گویند و هم آنیون ( $H^-$ ) که به آن یون هیدرید می‌گویند البته باید دانست که  $H^-$  فقط در ترکیب هیدروژن با برخی فلزات مثل  $NaH$  و  $KH$  وجود دارد. یونهایی که اسامی آنها در کتاب درسی ذکر شده و از اهمیت بیشتری برخوردارند در جدول زیر ثبت شده اند :

فرمول یون	نام یون	فرمول یون	نام یون
$H^-$	یون هیدرید	$Cu^+$	یون کوپرو-یون مس (I)
$N^{3-}$	یون نیتريد	$Cu^{2+}$	یون کوپریک- یون مس (II)
$NO_2^-$	یون نیتريت	$ClO^-$	هیپوکلریت
$NO_3^-$	یون نترات	$ClO_2^-$	کلریت
$S^{2-}$	یون سولفید	$ClO_3^-$	کلرات
$SO_3^{2-}$	یون سولفیت	$ClO_4^-$	پر کلرات
$SO_4^{2-}$	یون سولفات	$MnO_4^-$	پر منگنات
$H^+$	یون هیدروژن	$CN^-$	سیانید
$Cr^{2+}$	یون کروم (II)	$CrO_4^{2-}$	کرومات
$Cr^{3+}$	یون کرومیک	$HCO_3^-$	هیدروژن کربنات
	یون کروم (III)	$HPO_4^{2-}$	هیدروژن فسفات
$Fe^{2+}$	یون فرو	$HSO_4^-$	هیدروژن سولفات
	یون آهن (II)	$Cr_2O_7^{2-}$	دی کرومات
$Fe^{3+}$	یون فریک	$O_2^{2-}$	پراکسید
	یون آهن (III)	$OH^-$	هیدروکسید



## یون‌ها و نامگذاری آنها

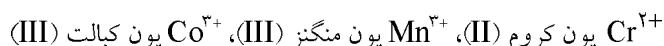
\* به هر یونی که از یک اتم بر اثر گرفتن یا از دست دادن یک یا چند الکترون، تشکیل می‌شود، یون تک اتمی گویند. مانند:



\* نامگذاری کاتیون‌ها: کلمه یون + نام عنصر ← یون باریوم ( $Ba^{2+}$ )

\* نامگذاری آنیون‌ها: کلمه یون + نام عنصر یا ریشه نام آن + پسوند «ید» ← یون نیتريد ( $N^{3-}$ )

\* یون‌هایی که کمتر متداول هستند عبارتند از:  $H^-$  یون هیدرید،  $N^{3-}$  یون نیتريد،  $H^+$  یون هیدروژن،  $Str^{2+}$  یون استرانسیم،



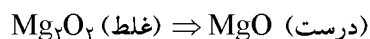
\* نام قدیمی یون کروم (II): یون کرومو- یون کروم (III): یون کرومیک - یون آهن (II): یون فرو- یون آهن (III): یون فریک- یون مس (I): یون کوپرو- یون مس (II): یون کوپریک است.

\* ترکیب‌هایی یونی دو تایی، ترکیب‌های یونی که از دو عنصر تشکیل شده‌اند.

\* در فرمول شیمیایی ترکیب‌های یونی دو تایی در سمت چپ نماد شیمیایی کاتیون و بعد آن نماد شیمیایی آنیون را می‌نویسند و

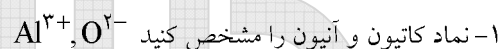
برای نامگذاری آنها نخست نام کاتیون را نوشته و سپس نام آنیون به آن افزوده می‌شود مانند کلسیم کلرید:  $CaCl_2$

\* در فرمول شیمیایی یک ترکیب یونی دو تایی، زیروندها کوچک‌ترین نسبت ممکن را برای کاتیون و آنیون نشان می‌دهند. (به این



فرمول شیمیایی فرمول تجربی نیز گفته می‌شود.)

برای فرمول نویسی یک ترکیب یونی دو تایی:



2- نخست نماد کاتیون و سپس نماد آنیون را بنویسید.

3- کوچک‌ترین مضرب مشترک بارهای دو یون را بر بار هر یون تقسیم کرده تا تعداد هر یون محاسبه شود.



\* یون‌های چند اتمی: یون‌هایی که از دو یا چند اتم یکسان یا متفاوت تشکیل می‌شوند.  $NH_4^+$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $O_2^{2-}$

\* یون‌های چند اتمی می‌توانند مثبت (کاتیون) یا منفی (آنیون) باشند و در واکنش‌ها به صورت یک واحد مستقل عمل می‌کنند.

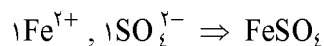
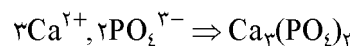
\* بار مثبت یا منفی در یک یون چند اتمی به اتم خاصی تعلق ندارد بلکه مربوط به کل مجموعه می‌باشد.

\* برای فرمول نویسی یک ترکیب یونی چند تایی:

1- بخش کاتیون و آنیون را مشخص کنید.

2- کاتیون را در سمت چپ آنیون قرار دهید.

3- باتوجه به بار هر بخش و این نکته که یک نمک خنثی است، تعداد هر بخش را بدست آورید.



\* تعیین بار برخی از یون‌ها، به ویژه یون فلزهای واسطه، با به کار بردن قاعده‌ی هشتایی امکان پذیر نیست، زیرا:

(1) این یون‌ها بدون داشتن آرایش الکترونی گاز نجیب به پایداری می‌رسند. مانند  $Cu^{2+}, Zn^{2+}, Fe^{3+}, Fe^{2+}$

(2) برخی از این عنصرها می‌توانند یون‌هایی با بارهای متفاوت داشته باشند. مانند یون آهن (II) و یون آهن (III)

\* برای نشان دادن بار یون عنصرهایی که تنها یک نوع کاتیون تشکیل می‌دهند، هرگز عدد رومی استفاده نمی‌شود. مانند یون منیزیم

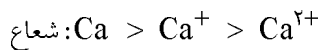
(II) و یا یون سدیم (I) که نادرست است.

**(مقایسه شعاع اتمی و یونی)**

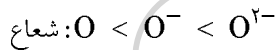
\* هنگام انتقال الکترون، شعاع یونها در مقایسه با شعاع اتمها تغییر می‌کند: یعنی شعاع کاتیون کوچکتر از اتم و شعاع آنیون بزرگتر از اتم آن است.



\* به طور کلی اتم فلزات با از دست دادن الکترون و تبدیل شدن به یون مثبت یک لایه الکترونی از دست می‌دهند و شعاع آنها کوچکتر می‌شود. هم‌چنین هر مقدار الکترون بیشتری از دست دهند شعاع آنها بیشتر کاهش می‌یابد.



\* به‌طور کلی اتم نافلزات با دریافت الکترون به یون منفی تبدیل می‌شوند و افزایش شعاع می‌دهند ولی تعداد لایه الکترونی در آنها تغییر نمی‌کند. هم‌چنین هر مقدار اتم نافلز الکترون بیشتری بگیرد شعاع آن بیشتر افزایش می‌یابد.



**(ترکیب فلز سدیم و نافلز کلر)**

\* سدیم فلزی نرم و بسیار واکنش پذیر و به گروه ۱ جدول تناوبی عنصرها تعلق دارد، از طرفی دیگر، کلر، یک نافلز است که به صورت مولکول دو اتمی و گازی شکل وجود دارد. کلر گازی سمی و خورنده و نیز بسیار واکنش پذیر است. کلر به گروه ۱۷ جدول تناوبی عنصرها تعلق دارد.

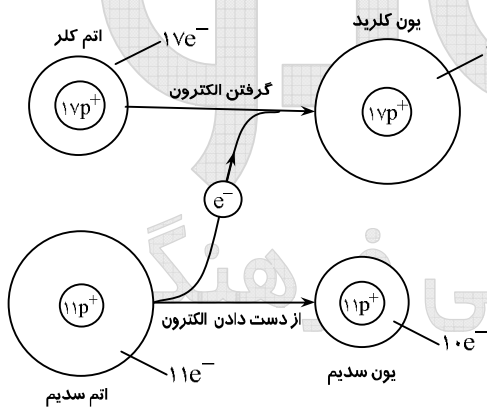
\* وقتی این دو عنصر در کنار هم قرار گیرند در شرایط مناسب با انجام یک واکنش شدید و گرماده، ترکیب سفیدرنگی بر جای می‌گذارند که همان نمک خوراکی است.

\* سدیم کلرید بیش از ۶٪ ذره‌های حل شده در پلاسمای خون بدن انسان را تشکیل می‌دهد.

\* همه‌ی نمک‌ها از ذره‌های باردار تشکیل شده‌اند که در نتیجه

داد و ستد الکترون به وجود آمده‌اند، سدیم کلرید مثال مناسبی برای شرح چگونگی تشکیل این نوع پیوند است و توجیه خواص این نمک بر مبنای اهمیت چنین پیوندی انجام می‌شود.

بلورهای مکعبی شکل سدیم کلرید سخت و شکننده‌اند. در دمای  $801^{\circ}C$  سدیم کلرید ذوب و در دمای  $1413^{\circ}C$  به جوش می‌آید. سدیم کلرید مانند بسیاری از نمک‌های دیگر در آب حل می‌شود و به صورت محلول یا در حالت مذاب جریان برق را از خود عبور می‌دهد.



**نکاتی درباره‌ی ترکیب‌های یونی:**

(۱) از بریلیم (Be) و بور (B) ترکیبی با پیوند یونی مشاهده نشده است. پیوند بریلیم یا بور با سایر عنصرها بیشتر خصلت کووالانسی دارد پس پیوندهای موجود در  $BeF_2$  و  $BeCl_2$  و  $BF_3$  و  $BCl_3$  و... را کووالانسی می‌دانیم.

(۲) آلومینیم در ترکیب با فلئور، اکسیژن و برخی بنیان‌های اکسیژن دار تشکیل پیوند یونی می‌دهد (به دلیل اینکه چگالی بار سطحی بر روی  $Al^{3+}$  نسبتاً زیاد است) به عبارت دیگر آلومینیم در برخی ترکیب‌ها مانند  $AlF_3$  و  $Al_2O_3$  و  $Al(NO_3)_3$  و  $Al_2(SO_4)_3$  و  $AlPO_4$  پیوند یونی تشکیل می‌دهد.

(۳) پیوند فلزهای واسطه با نافلزها بسیار متنوع است در برخی موارد این پیوندها یونی و در برخی موارد کووالانسی به شمار می‌رود.

۴) به‌طور کلی می‌توان بسیاری از اکسیدهای فلزی، بازها، نمکها و نیز هیدریدهای فلزی را دارای پیوند یونی دانست و آنها را از مواد یونی به‌شمار آورد.

۵) مواد یونی دارای شبکه‌ی سه بعدی و غول آسا می‌باشند که یونهای مثبت و منفی در کنار هم قرار گرفته‌اند، این مواد فاقد مولکولهای مجزا هستند، کوچکترین جزء این ترکیبات سلول واحد نامیده می‌شود که ساده‌ترین بخش شبکه بلور یک ماده یونی است.

### (پیوند یونی، ماده یونی)

\* پیوند یونی پیوندی است که بر اثر جاذبه‌ی میان یونهایی با بار ناهمنام تشکیل می‌شود، که این نیروی جاذبه تنها محدود به یک کاتیون و یک آنیون نیست بلکه در تمام جهات و میان همه یونهای ناهمنام مجاور و در فواصل مختلف وجود دارد.

\* هر ترکیب شیمیایی که یونهای با بار مخالف ذره‌های سازنده‌ی آن هستند یک ترکیب یونی یا نمک نامیده می‌شود. ترکیب یونی، ماده‌ای خنثی است. نمکها فاقد یونهای  $\text{OH}^-$  و  $\text{O}^{2-}$  و  $\text{H}^-$  هستند.

\* به تعداد نزدیک‌ترین یونهای ناهمنام موجود پیرامون هر یون عدد کوئوردیناسیون آن یون گویند. به عنوان مثال عدد کوئوردیناسیون یون سدیم و یون کلر در بلور سدیم کلرید برابر شش است.

\* در یک ماده یونی نیروی جاذبه بین یونهای با بار ناهمنام خیلی بیشتر از نیروی دافعه‌ی بین یونهای بار هم‌نام است. نیروی جاذبه‌ی حاصل در NaCl در مجموع حدود  $1/76$  برابر نیروی جاذبه موجود میان یک جفت یون  $\text{Na}^+$  و  $\text{Cl}^-$  تنها است.

### (ویژگی‌های مواد یونی)

\* شبکه بلور به آرایش سه بعدی و منظم اتمها، مولکولها یا یونها در بلور گفته می‌شود که این آرایش سه بعدی از تکرار ذره‌ها در سراسر بلور، حاصل می‌شود. آرایش یونها در بلور یک نمک بسته به اندازه‌های نسبی کاتیون و آنیون از الگوی خاصی پیروی می‌کند که این الگو در سراسر بلور تکرار می‌شود.

\* خواص جامدهای یونی عبارت اند از : ۱- حل شدن در حلالهای قطبی ۲- شکنندگی ۳- رسانایی در حالت محلول و مذاب ۴- دمای ذوب و جوش بالا ۵- داشتن ساختار شبکه بلوری.

\* برای هدایت جریان برق، یک جسم باید ذره‌های باردار داشته باشد و این ذره‌ها بتوانند آزادانه حرکت کنند. گفتنی است که ذره‌های تشکیل دهنده یک جامد یونی (یونها) جز حرکت ارتعاشی حرکت دیگری ندارند از این رو در حالت جامد رسانا نیستند ولی چون در حالت مذاب و محلول یونها آزادانه حرکت می‌کنند رسانای خوبی برای جریان الکتریسیته میشوند. آب خالص تقریباً رسانای الکتریسیته نیست ولی اگر به آن مقداری سدیم کلرید بیافزاییم محلولی رسانا تشکیل می‌شود.

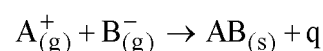
\* بسیاری از مواد یونی در آب که حلال قطبی است می‌توانند حل شوند. مانند  $\text{Na}_2\text{SO}_4 - \text{NaOH} - \text{NaCl}$

\* در یک ماده یونی جمع بارهای مثبت و منفی با یکدیگر برابر و ماده خنثی است ولی تعداد یونهای مثبت و منفی لزوماً برابر نیست.  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{NaCl}$  هر دو موادی خنثی هستند در حالیکه تعداد یونهای مثبت و منفی در آنها برابر نیست.



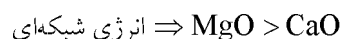
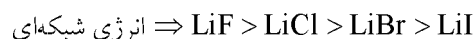
### (انرژی شبکه و نقطه ذوب و جوش)

\* انرژی شبکه: مقدار انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یونهای گازی سازنده‌ی آن است:



\* انرژی شبکه معیار خوبی برای اندازه‌گیری قدرت پیوند در ترکیبهای یونی است.

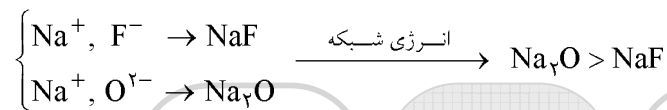
\* انرژی شبکه با بار آنیون و کاتیون رابطه مستقیم و با شعاع آنیون و کاتیون رابطه عکس دارد:



\* نقطه‌ی ذوب و جوش بیشتر ترکیبهای یونی زیاد است. (بین نقطه‌ی ذوب و انرژی شبکه یک ترکیب یونی رابطه مستقیم برقرار است)

\* یک ترکیب یونی سخت است، زیرا برای شکستن همه پیوندهای میان یون‌های آن انرژی زیاد لازم است. هم‌چنین یک ترکیب یونی شکننده است زیرا با وارد شدن ضربه بر آن بارهای همنام مجاور هم قرار گرفته و اثر دافعه متقابل میان آن‌ها، شبکه بلور را به هم می‌ریزد. هرچه انرژی شبکه بلور یک ترکیب یونی، بیش تر و منفی تر باشد پایداری آن ماده بیش تر خواهد بود. به طور کلی هر چه انرژی شبکه بیشتر باشد نقطه ذوب و جوش ترکیب یونی بالاتر است ولی گاهی برخی عوامل دیگر ممکن است این قاعده را بر هم بزنند مثلاً پایداری یک شبکه بلوری در یک ماده ممکن است به طور غیرمنتظره نقطه ذوب و جوش آن را بالا ببرد مثلاً با اینکه انرژی شبکه‌ای در  $Al_2O_3$  از  $MgO$  بیشتر است نقطه ذوب و جوش آن از  $MgO$  کمتر است. در بررسی انرژی شبکه در پیوندهای یونی باید به دو نکته توجه کرد:

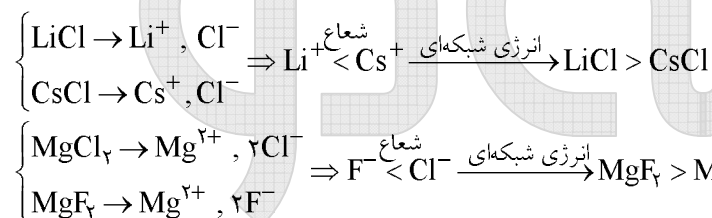
۱- مقدار باریونها؛ هرچه بار یون‌های تشکیل دهنده ماده بیشتر باشد انرژی شبکه بیشتر و در نتیجه دمای ذوب و جوش بالاتر خواهد بود.



همانطور که در این مثال مشاهده می‌کنید چون  $O^{2-}$  نسبت به  $F^-$  شعاع کمتر و نیز بار بیشتر دارد انرژی شبکه‌ای و نقطه ذوب و نقطه جوش در  $Na_2O$  بیش از  $NaF$  است. هم‌چنین انرژی شبکه‌ای در  $MgO$  از  $MgCl_2$  بیشتر است چون  $O^{2-}$  از  $Cl^-$  نیز شعاع کمتر و بار بیشتر دارد.

۲- اگر در دو ترکیب بار یونهای مشابه مساوی باشد به شعاع یونها توجه می‌کنیم هرچه شعاع کمتر باشد انرژی شبکه بیشتر است.

به‌طور کلی چگالی بار یونها یعنی  $\frac{\text{بار یون}}{\text{شعاع یون}}$  در انرژی شبکه‌ای مؤثر است که هرچه بیشتر باشد انرژی شبکه‌ای افزایش می‌یابد.

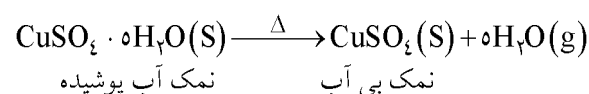


### (مواد متبلور یا آب‌پوشیده)

\* نمک‌های آب پوشیده (نمک متبلور): هرگاه یون‌های موجود در یک نمک با مولکول‌های آب پیوند برقرار کرده و این مولکول را در شبکه خود به دام بیندازند، نمک آب‌پوشیده تشکیل می‌شود. مس (II) سولفات بی‌آب یک گرد سفید است که با افزوده شدن آب به بلورهای آب‌پوشیده  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$  تبدیل می‌شود که به رنگ آبی می‌باشد.

سدیم کربنات، کلسیم سولفات، کبالت (II) کلرید، منیزیم کلرید و باریوم کلرید، موادی هستند که با گرفتن آب به صورت ماده متبلور در می‌آیند.

مواد متبلور در مقابل حرارت آب از دست می‌دهند و برعکس اگر به ماده غیر متبلور آن‌ها دوباره آب افزوده شود ضمن دریافت مجدد آب گرما آزاد می‌کنند.



با توجه به کاهش جرم در یک نمونه از یک ماده متبلور می‌توان به جرم آب جدا شده پی برد و سپس به تعداد آب تبلور برای آن ماده براساس آزمایش دست یافت.

مثال : ۵ گرم کات کبود را به طور کامل حرارت می‌دهیم  $1/8$  گرم از جرم آن کاسته می‌شود. تعداد آب تبلور را معلوم کنید.

گرم نمک بی آب  $3/2 = 5 - 1/8$

$\text{CuSO}_4 = 160$

گرم نمک بی آب          آب

$3/2$

$1/8$

۱۶۰

$x = 90$

گرم آب

$90 \div 18 = 5$           تعداد مول‌های آب تبلور           $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

اگر جرم نمک پوشیده را  $a$  گرم در نظر بگیریم و جرم نمک را پس از حرارت دادن کامل  $b$  گرم بدست آید بدیهی است از اختلاف این دو عدد جرم آب که جدا شده است بدست می‌آید، اگر یک مول نمک بدون آب نیز  $M$  گرم باشد با کمک رابطه زیر نیز می‌توان تعداد آب متبلور را در هر ماده بدست آورد.

$$n = \frac{M(a-b)}{18b} \Rightarrow n = \frac{160(5-3/2)}{18 \times 3/2} = 5$$

خریشه دو  
مؤسسه آموزشی فرهنگی

بخش چهارم (ترکیب‌های کووالانسی)

ترکیب‌های کووالانسی

(پیوند کووالانسی)

\* پیوند کووالانسی: پیوند میان دو اتم که از به اشتراک گذاشتن الکترون‌ها به وجود می‌آید و ممکن است از نیروی میان یک جفت کاتیون و آنیون بیش‌تر باشد.

\* ترکیب مولکولی: (ماده مولکولی) ترکیبی است که از مولکول‌های جدا از هم تشکیل شده است و یا کوچکترین جزء آن مولکول است. در هنگام تشکیل پیوند کووالانسی، اثر نیروهای جاذبه‌ای بیش‌تر از مجموع نیروهای دافعه‌ای میان دو هسته و بین دو الکترون است و پس از تشکیل پیوند نیروهای دافعه و جاذبه برابر شده و اتم‌ها در فاصله‌ای تعادلی نسبت به هم قرار می‌گیرند.

\* پیوندهای کووالانسی انعطاف‌پذیرند و اتم‌ها در امتداد محور پیوند نوسان دارند، اما به گونه‌ای که همواره هسته‌های آنها در یک فاصله‌ی تعادلی از یکدیگر قرار می‌گیرند. یعنی پیوند کووالانسی را می‌توان مانند یک فنر در نظر گرفت.

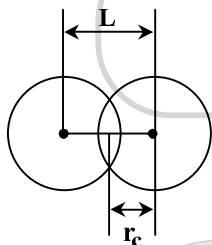
\* طول پیوند، فاصله تعادلی میان هسته‌های دو اتم درگیر در پیوند می‌باشد.

\* طول پیوند، نشان دهنده‌ی جایگاه اتم‌ها در پایین‌ترین سطح انرژی یا پایدارترین حالت است. طول پیوند با انرژی پیوند (انرژی لازم برای شکستن پیوند کووالانسی و تولید اتم‌های جدا از هم) نسبت عکس دارد. طول پیوند I-I بیشتر از Cl-Cl و انرژی آن کمتر است.

انرژی پیوند را با واحد  $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$  می‌سنجند.

\* شعاع کووالانسی: نصف طول پیوند کووالانسی یگانه (ساده) میان دو اتم از یک عنصر در مولکول دو اتمی را

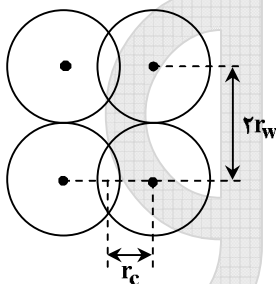
شعاع کووالانسی ( $r_c$ ) یا شعاع اتمی گویند.



\* نصف فاصله هسته دو اتم نافلز را از دو مولکول مجاور یکدیگر در بلور آن ماده شعاع واندروالسی

( $r_w$ ) می‌نامند که درباره  $r_p$  مشاهده می‌کنید.

\* معمولاً شعاع واندروالسی بزرگ‌تر از شعاع اتمی یا کووالانسی است.



\* در بلور یک فلز، نصف فاصله بین هسته دو اتم را شعاع اتمی آن گویند.

\* به علت اینکه مرزهای توده ابر مانند اتم‌ها، نامشخص و نیز متغیر است اندازه‌گیری شعاع و ابعاد اتم‌ها دشوار است و چون با شیوه‌های مختلف اندازه‌گیری می‌شود اندکی نیز متغیر است.

طول و انرژی برخی پیوندهای کووالانسی

پیوند	طول پیوند (pm)	انرژی پیوند
H-H	۷۵	۴۳۶
H-C	۱۰۹	۴۱۲
H-Cl	۱۲۷	۴۳۲
H-Br	۱۴۲	۳۶۶
C-O	۱۴۳	۳۶۰
C-C	۱۵۴	۳۴۸
H-I	۱۶۱	۲۹۸
C-Cl	۱۷۷	۳۳۸
C-Br	۱۹۴	۲۷۶
Cl-Cl	۱۹۹	۲۴۳
Br-Br	۲۲۹	۱۹۳
I-I	۲۶۶	۱۵۱

**(انواع پیوند کووالانسی)**

- \* پیوند کووالانسی ناقطبی: هنگامی است که توزیع الکترونیهای پیوندی روی کل پیوند یکنواخت بوده و هیچ‌جا تراکم یا کمبود الکترون مشاهده نشود که این پیوند را کووالانسی ناقطبی می‌نامیم. مانند پیوند بین دو اتم کلر یا یکدیگر (Cl-Cl) یا H-H و O=O و.....
- \* همواره پیوند کووالانسی بین دو اتم یکسان (جور هسته) ناقطبی خواهد بود. (دو اتم با الکترونگاتیوی یکسان)
- \* با اتصال دو اتم با الکترونگاتیوی متفاوت یک پیوند کووالانسی قطبی بوجود می‌آید به طوری که قطب منفی این پیوند را اتم الکترونگاتیوتر تشکیل می‌دهد. در پیوند کووالانسی قطبی الکترون‌های پیوندی به وسیله یکی از اتم‌های متصل به هم بیش‌تر جذب می‌شود.
- \* هرچه اختلاف الکترونگاتیوی بین دو اتم کمتر باشد پیوند بیش‌تر خصلت کووالانسی دارد و هرچه این اختلاف بیش‌تر شود پیوند بیش‌تر خصلت قطبی و یونی خواهد داشت.
- \* میزان قطبی بودن یک پیوند کووالانسی قطبی را تفاوت الکترونگاتیوی اتم‌های درگیر در آن پیوند تعیین می‌کنند:

$Cl_2 \Rightarrow$  پیوند کووالانسی ناقطبی  $\Rightarrow \Delta \chi < 0.4$  تفاوت الکترونگاتیوی

$HCl \Rightarrow$  پیوند کووالانسی قطبی  $\Rightarrow \Delta \chi < 1.7$  تفاوت الکترونگاتیوی  $< 0.4$

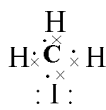
$NaCl \Rightarrow$  پیوند یونی  $\Rightarrow \Delta \chi > 1.7$  تفاوت الکترونگاتیوی

بطور کلی اگر تفاوت الکترونگاتیوی دو اتم در یک پیوند بزرگ‌تر از  $1.7$  باشد اغلب پیوند یونی می‌شود. اختلاف الکترونگاتیوی سزیم و فلورین  $2.3$  است و پیوند بین آنها یونی است.

**(بررسی ساختار لوویس)**

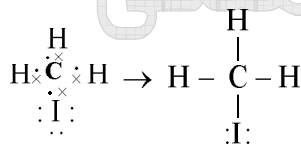
- \* جفت الکترون پیوندی (مشترک): جفت الکترون به اشتراک گذاشته شده در پیوند کووالانسی را جفت الکترون پیوندی می‌نامند.
- \* جفت الکترون ناپیوندی (غیرمشترک): جفت الکترونی که در تشکیل پیوند کووالانسی شرکت نکرده و فقط به یکی از اتم‌ها تعلق دارد.
- \* ساختار لوویس (مدل الکترون - نقطه): در این ساختار، هسته و الکترون‌های لایه درونی به وسیله نماد شیمیایی عنصر، پیوند کووالانسی به وسیله جفت نقطه یا خط کوتاه و جفت الکترون ناپیوندی به وسیله جفت نقطه‌هایی کنار نماد شیمیایی عنصر، نشان داده می‌شوند.

- \* برای رسم ساختار لوویس باید به مفاهیم و نکات زیر توجه داشت: (پیوند کووالانسی) جفت الکترون پیوندی  $\rightarrow$  جفت الکترون ناپیوندی
- ۱- شمارش تعداد کل الکترون‌های لایه ظرفیت اتمها؛ به‌عنوان مثال برای مولکول  $CH_3I$  خواهیم داشت:  
کربن گروه ۴ و هیدروژن گروه اول و ید در گروه هفتم است.  $4 = 1 + (3 \times 1) + 7 = 14$  جمع الکترون‌های لایه آخر
- ۲- نوشتن نماد شیمیایی اتم‌ها به گونه‌ای که چگونگی اتصال به هم را نشان دهد و توزیع الکترون‌های ظرفیت با رعایت قاعده هشتایی (جز در مورد هیدروژن که حداکثر دو الکترون دارد)



۳- مقایسه تعداد الکترون‌های به کار رفته در ساختار با تعداد الکترون‌های موجود در مرحله ۱

۴- نشان دادن هر جفت نقطه (نمابان گر یک پیوند) با یک خط کوتاه.



۵- بررسی دوباره قاعده هشتایی در مورد تمام اتم‌ها، به استثنای هیدروژن.

- \* در رسم ساختار لوویس برای مولکول‌های چند اتمی باید توجه داشت که:
- (۱) اتم‌های هیدروژن و هالوژن تنها با یک اتم دیگر پیوند می‌دهند و معمولاً پیرامون اتم مرکزی قرار می‌گیرند.
- (۲) معمولاً اتمی که الکترونگاتیوی آن از همه کمتر است، اتم مرکزی در نظر گرفته می‌شود.
- (۳) وقتی در مولکولی، از یک عنصر بیش از یک اتم وجود داشته باشد، این اتم‌ها غالباً در اطراف اتم مرکزی قرار می‌گیرند.
- \* پیوند یگانه یا ساده (H-H)، دوگانه (O=O) و سه گانه (N≡N) به ترتیب از به اشتراک گذاشتن یک جفت، دو جفت و سه جفت الکترون بین دو اتم حاصل می‌شوند.



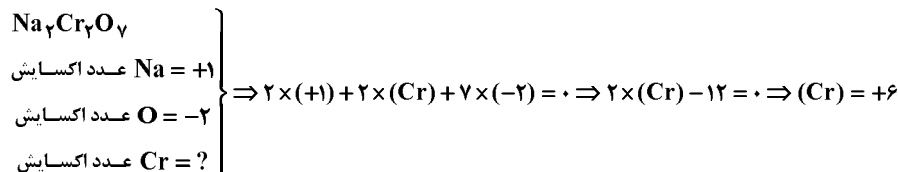


۳- عدد اکسایش اکسیژن در اغلب ترکیبها مانند اکسیدها برابر (-۲) است به جز در پراکسیدها (با بنیان  $O_2^{2-}$ ) که (-۱) است و همچنین در سوپراکسیدها (با بنیان  $O_2^-$ ) که  $(-\frac{1}{2})$  است و همچنین در ترکیب O با F مثل  $OF_2$  و  $O_2F_2$  که به ترتیب (+۲) و (+۱) است. چون فلئور تنها عنصر الکترونگاتر از O است.

۴- عدد اکسایش فلئور در تمام ترکیبها (-۱) است چون الکترونگاترین عنصر است.

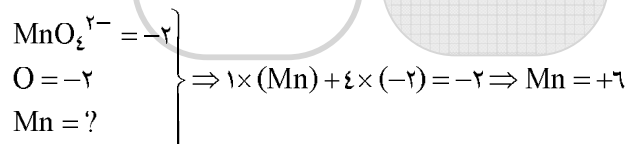
۵- عدد اکسایش فلزات در ترکیب همیشه مثبت بوده که معمولاً از نظر عددی با ظرفیت آنها شباهت دارد.

۶- در یک مولکول جمع جبری اعداد اکسایش کلیه اتمهای آن برابر صفر است و این خود روشی برای به دست آوردن عدد اکسایش عنصر مورد نظر است مانند:

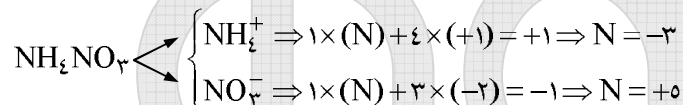


۷- عدد اکسایش یونهای تک اتمی با بار الکتریکی آنها برابر است مانند  $Na^+$  که عدد اکسایش (+۱) دارد.

۸- در یک یون چند اتمی نیز بار یون با جمع جبری اعداد اکسایش اتمهای آن برابر است که این مورد هم خود روشی برای بدست آوردن عدد اکسایش اتمهای موجود در یون است.



۹- ترکیبهایی مانند  $NH_4NO_3$  که دارای یونهای چند اتمی هستند و در هر کدام از آنها عنصری یکسان تکرار شده (N) باید عدد اکسایش آنها را جداگانه حساب کرد، چون به یکدیگر ارتباطی ندارند.



۱۰- بالاترین عدد اکسایش نافلزات = (شماره گروه اصلی (قدیم))  
پایین ترین عدد اکسایش نافلزات = - (ظرفیت نافلز)

۱۱- بالاترین عدد اکسایش فلزات = (ظرفیت فلز)  
پایین ترین عدد اکسایش فلزات = صفر

\* روشی که برای اعداد اکسایش حداکثر و حداقل در شماره ۱۰ و ۱۱ مطرح شده است در بیشتر عنصرهای فلزی و نافلزی صدق می کند هر چند در مواردی مانند F و O درست نیست.

۱۲- اتمها تمایل دارند عددهای اکسایشی داشته باشند که با نوع و میزان بار آنها در ترکیبهای یونی شباهت داشته باشد و معمولاً برای رسیدن به آرایش هشتایی، به گرفتن یا از دست دادن همین تعداد الکترون نیاز دارند



۱۳- جمع جبری عددهای اکسایش در یک ترکیب خنثی برابر صفر و در یک یون چند اتمی برابر بار یون می باشد.

### (نمایش فرمولهای شیمیایی)




\* فرمول تجربی: ساده ترین فرمول که شامل نماد شیمیایی عنصرها همراه با زیروندهایی است که کوچک ترین نسبت صحیح اتمها را مشخص می کند.

\* فرمول مولکولی: نوع و تعداد واقعی اتمها را در مولکولهای سازندهی یک ترکیب مولکولی به دست می دهد.

\* فرمول تجربی و مولکولی می توانند یکسان یا متفاوت باشند: فرمول مولکولی = (فرمول تجربی)  $\times X$  ← یک عدد کامل

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

جدول مقایسه‌ی فرمول تجربی و فرمول مولکولی

طرز نمایش	جرم مولی $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	فرمول مولکولی	فرمول تجربی	ترکیب
	۳۰/۰۳	$\text{CH}_2\text{O}$ (یک برابر فرمول تجربی)	$\text{CH}_2\text{O}$	فرمالدهید
	۶۰/۰۶	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ (دو برابر فرمول تجربی)	$\text{CH}_2\text{O}$	استیک اسید
	۱۸۰/۱۸	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (شش برابر فرمول تجربی)	$\text{CH}_2\text{O}$	گلوکوز

- \* فرمول ساختاری: افزون بر نوع، تعداد عنصرها و تعداد اتم‌های هر عنصر، شیوه‌ی اتصال اتم‌ها را به یکدیگر در مولکول نشان می‌دهد.
- \* ممکن است مواد مختلفی فرمول تجربی یکسان داشته باشند مانند فرمالدهید، استیک اسید و گلوکوز که فرمول تجربی آنها  $\text{CH}_2\text{O}$  و فرمول مولکولی آن‌ها به ترتیب  $\text{HCHO}$ ،  $\text{CH}_3\text{COOH}$  و  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  است.

**(ایزومری)**

- \* ایزومر (هم‌پار): ترکیب‌هایی که فرمول مولکولی یکسان و فرمول ساختاری متفاوت دارند، مانند: اتانول ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ) و دی‌متیل اتر ( $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ) خواص فیزیکی ایزومرها با یکدیگر متفاوت است، مانند: نقطه ذوب، نقطه جوش و چگالی

فرمول ساختاری	فرمول مولکولی	ترکیب
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	اتانول
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\   \quad \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\   \quad \quad   \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	دی‌متیل اتر

- فرمول ساختاری افزون بر نوع، تعداد عنصرها و تعداد اتم‌های هر عنصر، شیوه‌ی اتصال اتم‌ها به یکدیگر را در مولکول نشان می‌دهد (شکل هندسی مولکول عامل بسیار مهمی در تعیین خواص شیمیایی آن است).

جدول مقایسه‌ی ۱- بوتانل و دی‌اتیل اتر

چگالی $(\text{g} \cdot \text{cm}^{-3})$	نقطه‌ی جوش $(^\circ\text{C})$	نقطه‌ی ذوب $(^\circ\text{C})$	فرمول ساختاری	فرمول مولکولی	فرمول تجربی	ترکیب
۰/۸۱۰	۱۱۷	-۹۰	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\   \quad   \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$	$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$	۱- بوتانل
۰/۷۱۳	۳۴/۶	-۱۱۶/۳	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \quad \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \quad \quad   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \quad \quad   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$	$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$	دی‌اتیل اتر

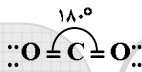
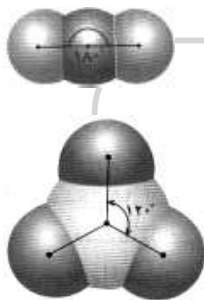
**(قلمروهای الکترونی)**

- \* قلمرو الکترونی: ناحیه ای در اطراف اتم مرکزی که الکترون‌ها (صرف نظر از تعداد) در آن جا حضور دارند. (پیوندهای یگانه، دوگانه یا سه گانه یک قلمرو به‌شمار می‌آیند).
- \* نظریه نیروی دافعه‌ی جفت الکترونی‌های لایه‌ی ظرفیت (VSEPR): مدلی است برای پیش بینی شکل مولکول براین اساس که جفت‌های الکترونی پیرامون اتم مرکزی، تا آن جا که امکان داشته باشد، دور از یکدیگر جهت گیری می‌کنند. به گونه‌ای که پایدارترین آرایش هندسی برای مولکول ایجاد می‌شود.

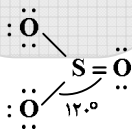
**(شکل هندسی مولکولها)**

- \* برای تعیین شکل هندسی مولکول از روی ساختارهای لوویس:
- (۱) ساختار لوویس مولکول را رسم کنید.
- (۲) تعداد قلمروهای الکترونی در اطراف اتم را معین کنید.
- آرایش هندسی مناسب را براساس تعداد قلمروهای الکترونی، به‌صورت زیر نتیجه بگیرید:

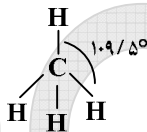
دو قلمرو الکترونی: ساختار خطی با زاویه پیوندی  $180^\circ$  ←



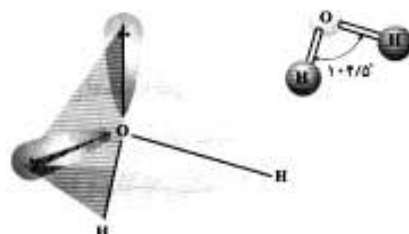
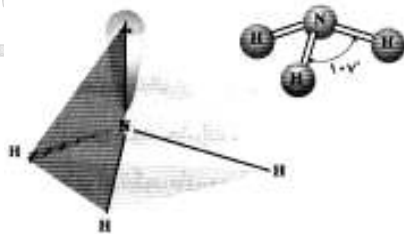
سه قلمرو الکترونی: ساختار سه ضلعی مسطح با زاویه پیوندی  $120^\circ$  ←



چهار قلمرو الکترونی: ساختار چهار وجهی با زاویه پیوندی  $109.5^\circ$  ←



- (۴) در صورت وجود جفت الکترون‌های ناپیوندی زوایای پیوند را طوری تنظیم کنید تا برای قلمروهای الکترونی مربوط به جفت‌های ناپیوندی فضای بزرگ‌تر باز شود.
- مقایسه زاویه بین جفت الکترون‌ها: پیوندی - پیوندی > ناپیوندی - پیوندی > ناپیوندی - ناپیوندی
- در مولکول آب ۴ قلمرو الکترونی بوده، مولکول آن خمیده و دارای زاویه  $104.5^\circ$  است. ۲ قلمرو در مولکول آب ناپیوندی است.
- در مولکول آمونیاک نیز ۴ قلمرو الکترونی بوده، مولکول آن هرم مثلثی و دارای زاویه  $107^\circ$  است. یک قلمرو در مولکول آمونیاک جفت الکترون ناپیوندی است.



**مولکول‌های قطبی و ناقطبی:**

- (۱) مولکول ناقطبی: مولکولی که ابر الکترونی آن متقارن باشد و یا مرکز اثر بارهای مثبت و منفی در آن بر هم منطبق باشد.
- (۲) مولکول قطبی: مولکولی که ابر الکترونی آن نامتقارن بوده و یا مرکز اثر بارهای مثبت و منفی در آن بر هم منطبق نباشد. در این حالت مولکول دارای دو سر بوده که یکی سر مثبت و طرف دیگر سر منفی مولکول می‌باشد.



CO<sub>2</sub> (مولکول ناقطبی)



SO<sub>2</sub> (مولکول قطبی)

برای تشخیص قطبی یا غیر قطبی بودن مولکولها آن‌ها را به صورت‌های زیر تقسیم می‌کنیم:

۱- ماده‌ی تک اتمی: در ماده‌های تک اتمی که در واقع گازهای نجیب می‌باشند، ابر الکترونی متقارن و ناقطبی بوده که این گازها عبارتند از: Xe, Kr, Ar, Ne, He

۲- مولکول‌های دو اتمی:

الف) مولکول‌های دو اتمی جور هسته ( $A_2$ ): در این مولکول‌ها که از دو اتم یکسان تشکیل شده است و الکترونگاتیوی آن‌ها یکسان است، پیوند میان دو اتم کووالانسی ناقطبی بوده و ابر الکترونی پیوند و مولکول، یکسان و متقارن است، پس مولکول نیز متقارن و ناقطبی است. مانند:  $O_2, H_2, Cl_2, \dots$

ب) مولکول‌های دو اتمی ناجور هسته ( $AB$ ): در این مولکول‌ها اگر اختلاف الکترونگاتیوی بین دو اتم بیش از  $0.4$  باشد پیوند میان اتم‌ها کووالانسی قطبی بوده و ابر الکترونی پیوند که ابر الکترونی مولکول نیز می‌باشد نامتقارن بوده، بنابراین مولکول نامتقارن و قطبی است. مانند:  $NO, HCl, HF, \dots$

۳- مولکول‌های چند اتمی:

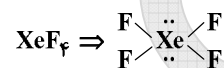
مولکول‌های چند اتمی بسته به میزان قطبی بودن پیوندها و جهت گیری اتم‌ها در فضا (آرایش هندسی مولکول) می‌توانند قطبی یا ناقطبی باشند. الف) مولکول‌های چند اتمی که اتم‌های یکسان دارند: در این مولکول‌ها پیوند میان اتم‌ها از نوع کووالانسی ناقطبی بوده و مولکول‌ها نیز متقارن و ناقطبی هستند. نظیر:  $S_8$  و  $P_4$ .

نکته: اوزون با فرمول مولکولی  $O_3$  اتم‌های یکسان داشته و پیوندهای آن ناقطبی می‌باشد، ولی ماده قطبی است.

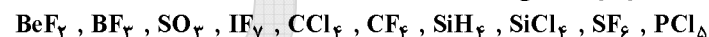
ب) مولکول‌های چند اتمی که اتم‌های یکسان ندارند: در مولکول‌های چند اتمی شکل فضایی یا شکل هندسی مولکول در قطبی بودن و یا ناقطبی بودن آن موثر است. برای تشخیص قطبی یا ناقطبی بودن این دسته از مولکول‌ها به اتم مرکزی توجه می‌کنیم.

اگر اتم مرکزی دارای جفت الکترون ناپیوندی باشد، مولکول قطبی می‌شود و در واقع در این مولکول‌ها مرکز اثر بارهای مثبت و منفی در مولکول بر یکدیگر منطبق نبوده و مولکول نامتقارن و قطبی می‌شود و چنان چه اتم مرکزی فاقد جفت الکترون ناپیوندی باشد، مرکز اثر بارهای مثبت و منفی در مولکول بر یکدیگر منطبق شده و مولکول متقارن و ناقطبی می‌شود، البته به شرطی که اتم‌های متصل به اتم مرکزی همگی از یک نوع باشند. چنان چه اتم‌های نام برده از یک نوع نباشند باز هم مولکول نامتقارن گشته و قطبی می‌گردد، پس می‌توان گفت اگر در مولکول سه نوع اتم وجود داشته باشد، مولکول قطبی می‌گردد.

تذکر: روش فوق در بیشتر مولکول‌هایی که با آن زیاد سر و کار دارید صادق است، هر چند در مواردی نیز این روش صدق نمی‌کند، مثلا در  $XeF_4$  اتم مرکزی Xe دارای جفت الکترون ناپیوندی بوده ولی ناقطبی است. چون شکل هندسی مولکول متقارن است.



در مثال‌های روبرو اتم مرکزی فاقد جفت الکترون ناپیوندی بوده و مولکول ناقطبی است.



در موارد روبرو اتم مرکزی دارای جفت الکترون ناپیوندی بوده و قطبی هستند.



در این مثالها اتم مرکزی فاقد جفت الکترون ناپیوندی است ولی چون اتم‌های متصل به آن مشابه نیستند مولکولها قطبی هستند.



### (نیروهای میان مولکولها)

\* به جز نیروهای جاذبه‌ای میان یون‌های ناهم نام، بقیه برهم کنش‌های جاذبه‌ای میان مولکول-مولکول یا یون-مولکول را نیروهای وان دروالس می‌گویند.

\* به نیروهای جاذبه‌ای میان مولکول‌های قطبی، نیروهای دو قطبی- دو قطبی می‌گویند. مانند نیروی میان مولکولها در HCl.

\* وجود دو قطب مثبت و منفی در مولکول‌های قطبی بر نیروهای جاذبه‌ای موجود میان مولکولها، نیروی جاذبه‌ای قوی را اضافه می‌کند، در حالیکه مولکولهای ناقطبی فاقد این نیروها هستند. مقدار این نیروها با افزایش جرم مولکولی افزایش می‌یابد.

\* این نیروها روی حالت فیزیکی و یا کیفیت تغییر حالت فیزیکی مواد نقش دارد.

کربن مونوکسید ( $CO$ ) و نیتروژن ( $N_2$ ) گازهایی با جرم مشابه هستند ولی  $CO$  ماده‌ای قطبی و  $N_2$  ناقطبی است، از این رو  $CO$  به علت نیروهای میان مولکولی قویتر، آسان‌تر به مایع تبدیل می‌شود. به همین ترتیب  $O_2$  و  $F_2$  هر دو ناقطبی و دارای نیروی لاندون بین مولکولهای خود هستند، ولی به علت بیشتر بودن جرم مولکولی در  $O_2$  نیروهای جاذبه‌ای قویتری بین مولکولهای آن پدید می‌آید، از این رو آسان‌تر به مایع تبدیل می‌شود.

## پیوند هیدروژنی:

اگر هیدروژن که کوچک ترین اتم شناخته شده است به اتمهای فلور، اکسیژن یا نیتروژن که کوچک ترین و الکترونگاتیو ترین اتمها هستند متصل شود پیوندی بسیار قطبی ایجاد می شود که بار جزئی دو اتم درگیر پیوند به ویژه اتم هیدروژن، در آن بسیار چشم گیر است. از این رو بین مولکولهای حاصل نیروی جاذبه دو قطبی - دو قطبی بسیار قوی تشکیل می شود که به علت استحکام زیاد به آن پیوند هیدروژنی گویند و نوعی نیروی جاذبه دو قطبی - دو قطبی است.

- \*  $\delta$  نمادی برای نمایش مقدار بار الکتریکی جزئی است، باری کمتر از واحد بار الکتریکی.
- \* واژه پیوند هیدروژنی گمراه کننده است زیرا این نیروی جاذبه مانند دیگر نیروهای بین مولکولی بسیار ضعیف تر از پیوندهای کووالانسی بین اتمهاست.
- \* پیوند هیدروژنی نقطه جوش را به طور غیر منتظره نسبت به موارد مشابه خود بالا می برد.  $H_2S$  ترکیبی مشابه آب، قطبی و دارای پیوند کووالانسی است، ولی  $H_2O$  فاقد پیوند هیدروژنی است. (O و S در یک گروه جدول تناوبی هستند) تأثیر پیوند هیدروژنی را روی نقطه جوش آب نسبت به هیدروژن سولفید مشاهده می کنید.

ویژگی های آب و هیدروژن سولفید

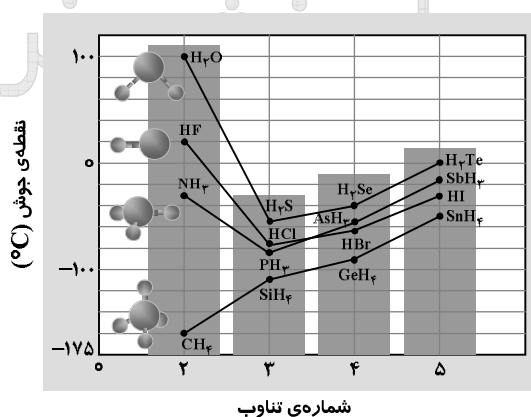
جسم	نقطه ی ذوب (°C)	نقطه ی جوش (°C)
$H_2O$	۰/۰	۱۰۰/۰
$H_2S$	-۸۵/۵	-۶۰/۳

\* مقایسه قدرت پیوند هیدروژنی در  $H_2O$ ،  $NH_3$  و  $HF$ : پیوند هیدروژنی در  $HF$  نسبت به  $H_2O$  قوی تر است زیرا اختلاف الکترونگاتیوی F با H نسبت به O با H بیشتر بوده و قطبیت پیوند بیشتر شده و پیوند هیدروژنی ناشی از H و F در بین مولکولهای  $HF$  قوی تر می شود. مشابه همین دلیل برای  $NH_3$  و  $H_2O$  نیز صادق است ( $NH_3 < H_2O$ ). پس قدرت پیوند هیدروژنی در این سه ماده به این صورت زیر است:



- \* مقایسه نقطه جوش  $HF$ ،  $H_2O$ ،  $NH_3$ : تصور می شود که بر طبق مطلب فوق نقطه جوش  $HF$  از دو ماده دیگر بالاتر باشد در صورتی که اینگونه نیست و قدرت پیوند هیدروژنی به تنهایی تعیین کننده نقطه جوش نیست بلکه تعداد پیوند هیدروژنی که هر مولکول با مولکولهای اطراف خود برقرار می کند نیز تعیین کننده است. چون هر مولکول  $H_2O$  با مولکولهای اطراف حداکثر ۴ پیوند هیدروژنی برقرار می کند و در شبکه بلوری یخ تعداد پیوند هیدروژنی هر مولکول آب برابر ۴ می باشد، که بیش از  $HF$  و  $NH_3$  است، از این رو نقطه جوش آب بیش تر است.
- \* علت بالاتر بودن نقطه جوش در  $HF$  و  $H_2O$  نسبت به ترکیبهای مشابه و هم گروه خود، وجود پیوندهای هیدروژنی در آنهاست. از این رو در ترکیبهای هیدروژن دار گروههای ۶ و ۷، بیشترین نقطه جوش مربوط به ترکیبات هیدروژن دار اولین عنصر گروه و کمترین نقطه جوش مربوط به دومین ترکیب گروه است چون کمترین جرم را دارند مثلاً در بین ترکیبهای هیدروژن دار گروه هفتم،  $HF$  بیشترین و  $HCl$  کمترین نقطه جوش را دارند. طول پیوند هیدروژنی نسبت به پیوند کووالانسی بزرگتر بوده و انرژی آن کمتر است.

\* جدول تغییر نقطه جوش عناصر هم گروه



بخش ۵ (کربن و ترکیب‌های آلی)

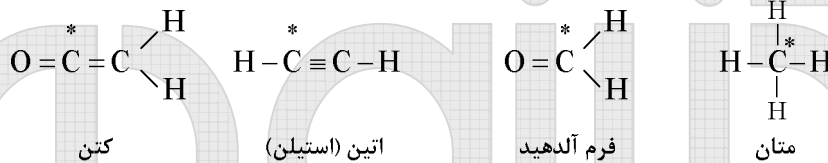
مفاهیم و نکات:

پلیمر: مولکول‌هایی که اگرچه بسیار بزرگ هستند ولی خواص مولکول‌های کوچک شبیه به خود را دارند. پلاستیک‌ها نوعی پلیمرند. برخی از پلیمرهای ساخته شده زیست تخریب پذیر بوده، می‌توانند جایگزین مناسبی برای مواد پلاستیکی باشند و آلودگی محیط زیست را برطرف کنند. کربن و سیلیسیم دو عنصر گروه ۱۴ یا IV A (جدول تناوبی را می‌توان عنصرهای اصلی سازنده بسیاری از مواد موجود در طبیعت دانست. سیلیسیم (Si):

سیلیسیم به علت تمایل شدیدی که به ترکیب با اکسیژن دارد به آن متصل شده و زنجیرها و حلقه‌هایی دارای پل‌های Si-O-Si ایجاد می‌کند و از این طریق «سیلیس» و «سیلیکات» را که مواد سازنده سنگ‌ها و خاک هستند به وجود می‌آورند. کربن (C):

کربن تمایل عجیبی به تشکیل پیوندهای کووالانسی محکم با خودش دارد و به این ترتیب قادر است زنجیرها و حلقه‌های کوچک و بزرگ بسیاری از اتم‌های خود ایجاد کند. کربن عنصری است که هم نایلون و مواد پلاستیکی دیگر و هم پلیمرهای زیست تخریب پذیر از ترکیب‌های شیمیایی آن هستند. زیست مولکول‌ها که اساس هستی را پایه گذاری کرده‌اند، همگی ترکیب‌هایی کربن دار هستند. سیلیسیم جهان غیرزنده و کربن جهان زنده را به وجود می‌آورد.

کربن پیوندهای محکمی با نافلزهای دیگری چون هیدروژن، نیتروژن، اکسیژن، گوگرد و هالوژن‌ها تشکیل می‌دهد. بار مؤثر هسته‌ای اتم کربن به اندازه‌ای هست که به چهار الکترون ظرفیتی خود اجازه‌ی خروج ندهد و از تشکیل یون  $C^{4+}$  ممانعت به عمل آورد، در ضمن، این بار مؤثر آنقدر هم نیست که بتواند چهار الکترون جذب کند و با تشکیل یون  $C^{4-}$  از آن‌ها نگه داری کند. در نتیجه اتم کربن تمایل دارد که از طریق تشکیل چهار پیوند کووالانسی و در واقع از طریق به اشتراک گذاشتن الکترون‌های خود با اتم‌های دیگر به آرایش هشتایی دست یابد و یا حداکثر با چهار اتم کربن دیگر پیوند یابد. کربن چهار پیوند کووالانسی خود را به صورت چهار پیوند یگانه (ساده)، دو پیوند یگانه و یک پیوند دو گانه، یک پیوند سه گانه و یک پیوند یگانه یا دو پیوند دوگانه تشکیل می‌دهد.



(جامدهای کووالانسی)

جامد کووالانسی: جامدی که در آن همه‌ی اتم‌ها به وسیله‌ی پیوندهای کووالانسی به یکدیگر متصل شده‌اند و به این ترتیب شبکه‌ی دو یا سه بعدی ایجاد کرده‌اند.

آلوتروپ (دگرشکل): به شکل‌های گوناگونی گفته می‌شود که از یک عنصر در طبیعت یافت می‌شود. الماس، گرافیت و فولرن دگرشکل‌های کربن هستند.

الماس

- \* الماس از شمار زیادی اتم‌های کربن به وجود آمده است.
- \* در الماس هر اتم کربن با چهار پیوند یگانه به چهار اتم کربن دیگر اتصال یافته است. اتم کربن در این حالت ساختاری چهار وجهی دارد و هر چهار اتم کربن متصل به آن در چهار گوشه‌ی چهار وجهی قرار دارند.
- \* الماس شبکه‌ی غول آسایی است متشکل از میلیاردها اتم کربن که با پیوندهای کووالانسی به هم متصل شده‌اند. هر بلور الماس را می‌توان یک مولکول غول آسا دانست که از میلیاردها اتم تشکیل شده است.
- \* موادی مانند الماس جامدهایی بسیار سخت هستند و با توجه به ساختاری که دارند، به جامدهای کووالانسی موسوم هستند.
- \* افزون بر زیبایی، بلورهای بسیار سخت الماس آن را برای کاربردهای صنعتی بسیاری، سودمند کرده است. دمای ذوب و جوش الماس بسیار زیاد است.

گرافیت

- \* دگر شکل دیگری از کربن است که ساختار لایه ای دارد.
- \* در هر لایه هر اتم کربن با چهار پیوند و با آرایش سه ضلعی مسطح به سه اتم کربن دیگر متصل شده است و نمونه‌ای از جامدهای کووالانسی است.
- \* از اتصال شش اتم کربن به یکدیگر، شش گوشه‌هایی ایجاد شده‌اند که از اتصال آنها به هم صفحه ای مشبک به وجود می‌آید.
- \* پیوندهای موجود در هر صفحه بسیار قوی هستند و از این رو می‌توان هر صفحه را یک مولکول غول آسای ورقه ای در نظر گرفت. این مولکول‌های صفحه ای غول آسا به وسیله‌ی نیروی بین مولکولی ضعیفی روی هم قرار دارند، از این رو به آسانی روی یکدیگر سر می‌خورند. این ویژگی ساختاری، باعث مناسب بودن گرافیت در تولید مغز مداد، شده است.
- \* هر اتم کربن در گرافیت دارای ۳ قلمرو الکترونی است و در نتیجه دارای یک الکترون اضافی در لایه‌ی ظرفیت خود است. این الکترون که آزاد است به گرافیت خاصیت رسانایی الکترونی می‌دهد.
- \* یکی از دگر شکل‌های کربن فولرن است که C<sub>60</sub> شناخته شده‌ترین آنهاست، این مولکول کروی شبیه توپ فوتبال است که به باکی‌بال شهرت دارد.

**(ترکیب‌های آلی و هیدروکربن‌ها)**

ترکیب‌های آلی: موادی که کربن عنصر اصلی و مشترک در همه‌ی آنهاست. در ساختار مولکول‌های سازنده‌ی این مواد افزون بر کربن به طور عمده هیدروژن وجود دارد. به علاوه اتم عنصرهای دیگری چون P, S, N, O و هالوژن‌ها نیز در آن‌ها یافت می‌شود.

\* ترکیب‌های آلی از دسته مواد مولکولی به شمار می‌روند که پیوند بین اتم‌های آنها در هر مولکول از نوع کووالانسی است. دسته بندی هیدروکربن‌ها:

نام دسته	نام خانواده	فرمول ساختاری	نام	ملاحظات
هیدروکربن سیر شده	آلکان	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	اتان	همه‌ی اتم‌های کربن با پیوند یگانه به هم متصل شده‌اند
هیدروکربن سیر نشده	آلکن	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C}=\text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$	اتین (اتیلن)	دست کم یک پیوند دوگانه‌ی کربن-کربن در ساختار خود دارند.
	آلکین	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$	ایتین (استیلن)	دست کم یک پیوند سه گانه کربن-کربن در ساختار خود دارند

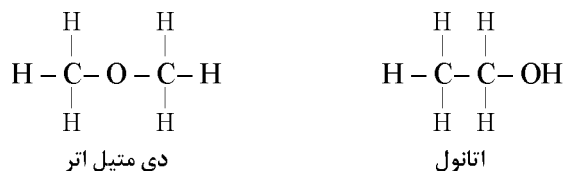
به آلکان‌ها، پارافین (بی میل) نیز می‌گویند، زیرا تمایلی به انجام واکنش‌های شیمیایی ندارند. وجود پیوندهای چندگانه‌ی کربن-کربن در هیدروکربن‌های سیر نشده آن‌ها را واکنش پذیرتر از آلکان‌ها کرده است. به عبارت دیگر می‌توان این گروه از اتم‌ها را که به شکلی متفاوت با آلکان‌ها به یکدیگر متصل شده‌اند، عامل ایجاد خواص فیزیکی و شیمیایی متفاوتی در آلکن‌ها و آلکین‌ها دانست. به این گروه از اتم‌ها گروه عاملی می‌گویند که این گروه عاملی را در آلکن و آلکین در جدول فوق مشاهده می‌کنید. گروه عاملی: آرایش مشخصی از اتم‌هاست که به مولکول آلی دارای آن، خواص فیزیکی و شیمیایی ویژه و منحصر به فردی می‌بخشد. در واقع این گروه‌های عاملی هستند که خواص ترکیب‌های آلی دارای آنها را تعیین می‌کنند. از این رو ترکیب‌های آلی بر مبنای گروه‌های عاملی موجود در آنها دسته بندی می‌شوند.

نام گروه عاملی	فرمول ساختاری	نام خانواده	مثال	فرمول ساختاری
هیدروکسیل	-OH	الکل	اتانول	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\   \quad   \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
ایتر	-O-	ایتر	دی متیل اتر	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\   \quad \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\   \quad \quad   \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$
آلدهید	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ -\text{C}-\text{H} \end{array}$	آلدهید	استالدهید	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\   \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}=\text{O} \\   \\ \text{H} \end{array}$
کربونیل	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ -\text{C}- \end{array}$	کتون	استون	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \\   \quad    \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\   \quad \quad   \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$
کربوکسیل	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ -\text{C}-\text{OH} \end{array}$	کربوکسیلیک اسید	استیک اسید	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \\   \quad    \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{OH} \\   \\ \text{H} \end{array}$
استر	$\begin{array}{c} \text{O} \\    \\ -\text{C}-\text{O}- \end{array}$	استر	متیل استات	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \quad \quad \text{H} \\   \quad    \quad \quad   \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\   \quad \quad \quad   \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{H} \end{array}$

### (ایزومرهای ساختاری)

به ترکیب‌هایی گفته می‌شود که فرمول مولکولی یکسانی دارند ولی فرمول ساختاری یکسانی ندارند و در نتیجه خواص فیزیکی و شیمیایی آن‌ها با هم تفاوت می‌کند.

اتانول و دی متیل اتر ایزومرهای ساختاری یکدیگرند، اما نقطه‌ی جوش اتانول به دلیل وجود پیوند هیدروژنی در آن از نقطه‌ی جوش دی متیل اتر بالاتر است.



### (نام گذاری آلکان‌ها)

- \* نام همه‌ی آلکان‌ها به پسوند «آن» ختم می‌شود.
- \* در چهار ماده اولیه این سری از هیدروکربن‌ها از نام‌های عمومی و متداول استفاده می‌شود و تنها برای مولکول‌هایی با پنج اتم کربن یا بیشتر پیشوند موجود در نام، تعداد اتم‌های کربن زنجیر را مشخص می‌کند. مثلاً آلکانی را که دارای پنج اتم کربن باشد را پنتان می‌خوانیم.
- \* ساده ترین آلکان «متان» است. ( $\text{CH}_4$ )

تعداد کربن	نام	فرمول مولکولی	تعداد کربن	نام	فرمول مولکولی
۱	متان	$\text{CH}_4$	۶	هگزان	$\text{C}_6\text{H}_{14}$
۲	اتان	$\text{C}_2\text{H}_6$	۷	هپتان	$\text{C}_7\text{H}_{16}$
۳	پروپان	$\text{C}_3\text{H}_8$	۸	اوکتان	$\text{C}_8\text{H}_{18}$
۴	بوتان	$\text{C}_4\text{H}_{10}$	۹	نونان	$\text{C}_9\text{H}_{20}$
۵	پنتان	$\text{C}_5\text{H}_{12}$	۱۰	دکان	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$

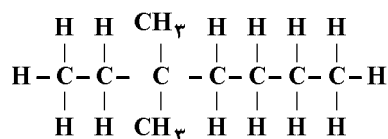
### (نام‌گذاری آلکان‌های شاخه‌دار)

- ۱- ابتدا زنجیری که بیشترین تعداد اتم کربن را دارد، به عنوان زنجیر اصلی انتخاب می‌کنیم. نام هیدروکربن از روی تعداد اتم‌های کربن این زنجیر تعیین می‌شود. (توجه: این زنجیر همواره به صورت یک خط راست در مولکول نشان داده نمی‌شود)
- ۲- با شماره گذاری اتم‌های کربن زنجیر اصلی، این زنجیر را مشخص می‌کنیم. (شماره گذاری از جهتی درست است که به شاخه فرعی نزدیکتر و یا شاخه‌های بیشتری در آن جهت قرار داشته باشد، به کمک این شماره‌ها می‌توان محلی را مشخص کرد که شاخه روی زنجیر ایجاد شده است.) گروه آلکیل: این گروه یا کم کردن یک اتم هیدروژن از آلکان به دست می‌آید. برای نام گذاری آنها کافی است از نام الکان پسوند «آن» را برداشته و به جای آن پسوند «ایل» قرار دهیم. به این ترتیب از متان یک گروه متیل  $\text{CH}_3$  و نیز از اتان گروه اتیل  $\text{C}_2\text{H}_5$  تشکیل می‌شود و به صورت  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2$  نیز نمایش داده می‌شود. همه‌ی شاخه‌های متصل به زنجیر اصلی از گروه‌های آلکیل هستند.
- ۳- نام‌گذاری: شاخه‌های فرعی به ترتیب حروف الفبا ذکر می‌شوند. به این ترتیب که ابتدا شماره‌ی کربن یا کربن‌هایی که روی آن‌ها از یک نوع آلکیل وجود دارد نوشته می‌شود (برای هر گروه آلکیل یک شماره) سپس با قراردادن پیشوندهای دی، تری، تترا و... تعداد آنها را نیز مشخص می‌کنیم.

سپس با توجه به تعداد کربن زنجیر اصلی نام زنجیر اصلی را هم ذکر می‌کنیم.

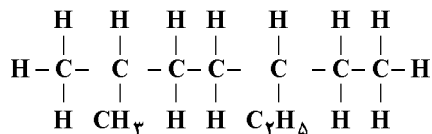
مثال:

۳، ۲- دی متیل هپتان:

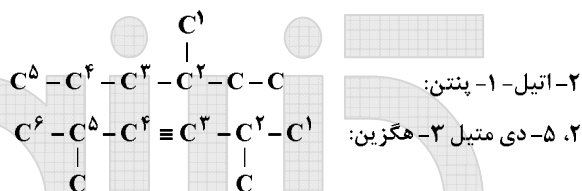




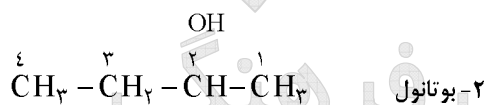
۵- اتیل - ۲ - متیل هپتان:

**(نام گذاری آلکنها و آلکینها)**

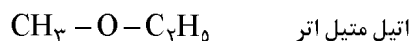
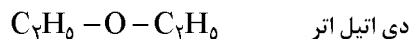
- \* برای نام گذاری آلکنها کافی است پسوند - آن (-ane) در نام آلکانها را برداشته و به جای آن پسوند - این (-ene) را قرار دهید. ساده ترین آلکن «اتن» نام دارد.
- \* برای نام گذاری آلکینها کافی است پسوند - آن (-ane) در نام آلکانها را برداشته و به جای آن پسوند - این (-yne) را قرار دهید. ساده ترین آلکین «اتین» نام دارد.
- \* اگر چند ایزومر ساختاری برای آلکن یا آلکین وجود داشته باشد برای نام گذاری به ترتیب زیر عمل می‌کنیم:
  - ۱- بلندترین زنجیر از کربن را به عنوان زنجیر اصلی به جهتی که نزدیک تر به پیوند دوگانه یا سه گانه در آن باشد.
  - ۲- اتم‌های کربن زنجیر اصلی را از جهتی که نزدیک تر به پیوند دوگانه یا سه گانه است شماره گذاری می‌کنیم. مگر اینکه پیوند در وسط زنجیر قرار گرفته باشد که در آن صورت به شاخه‌ها توجه می‌کنیم و از طرفی که به شاخه فرعی نزدیک تر است شماره گذاری می‌کنیم.
  - ۳- پیوندهای زنجیر را شماره گذاری می‌کنیم. به این ترتیب که بین هر دو کربن که با هم پیوند دارند شماره‌ی کربنی که شماره‌ی آن کوچکتر است، برای پیوند در نظر گرفته می‌شود.
  - ۴- برای نام‌گذاری، ابتدا به روش قبلی آدرس شاخه‌ها ذکر می‌شود بعد از آن شماره‌ی پیوند و پس از آن نام زنجیر اصلی بر اساس تعداد کربن موجود در آن به صورت آلکن یا آلکین می‌آید.

**(بیش‌تر بدانید: نام‌گذاری برخی ترکیب‌های آلی)**

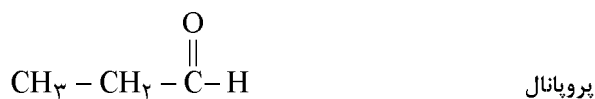
- برای نام‌گذاری مواد آلی ابتدا زنجیر اصلی را تعیین کرده سپس شماره‌گذاری کربن‌ها از طرفی شروع می‌شود که نزدیک‌تر به گروه عاملی باشد. آنگاه برای نام‌گذاری طبق دستور زیر عمل می‌کنیم:
- ۱- الکل‌ها: ابتدا شماره‌ی کربن دارای گروه عاملی (-OH) را نوشته سپس نام آلکان هم کربن را با توجه به تعداد کربنهای زنجیر اصلی و پسوند «آل» می‌آوریم.



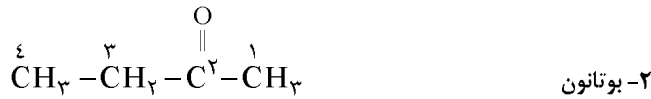
- ۲- اترها: در اترها دو گروه آلکیل به گروه عاملی متصل است برای نام‌گذاری آنها باید نام این دو گروه به ترتیب حرف اول آنها در حروف الفبای انگلیسی ذکر شود سپس واژه «اتر» را به دنبال آن می‌آوریم.
- اگر دو گروه متصل به -O- از یک نوع باشند از پیشوند «دی» قبل از نام گروه آلکیل استفاده می‌کنیم.



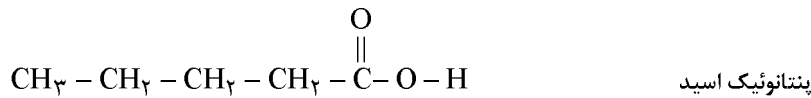
- ۳- آلدئیدها: گروه عاملی همواره در ابتدای زنجیر است بنابراین نیازی به شماره‌ی کربن برای آن نیست. فقط با توجه به تعداد اتم‌های کربن (کربن موجود در گروه آلدئیدی هم به حساب می‌آید) نام آلکان هم کربن و مناسب را انتخاب کرده و به آن پیوند «ال» که ویژه آلدئیدهاست را اضافه می‌کنیم.



۴- کتون‌ها: ابتدا شماره‌ی کربن دارای گروه عاملی را نوشته آنگاه نام آلکان مناسب با تعداد کربن زنجیر اصلی و پس از آن پسوند - «ون» (one-) ویژه کتون‌ها را اضافه می‌کنیم.

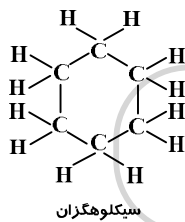


۵- کربوکسیلیک اسید: گروه عاملی اسیدهای آلی در ابتدای زنجیر قرار می‌گیرد، پس مانند آلدهیدها نام آلکان مناسب با تعداد کربن زنجیر اصلی و بعد از آن پسوند - «ویک اسید» را ذکر می‌کنیم.

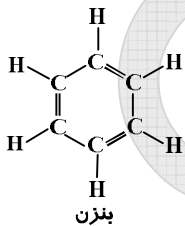


### (هیدروکربن‌های حلقوی)

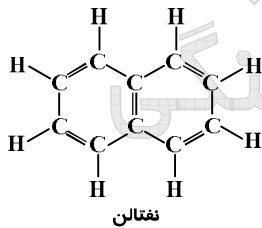
در این ترکیب‌ها، کربن‌ها به گونه‌ای به یکدیگر متصل شده‌اند که ساختاری حلقوی به وجود آورده‌اند. سیکلوهگزان هیدروکربنی سیر شده است که حلقه‌ای ساخته شده از شش اتم کربن دارد.



بنزن هیدروکربنی سیر نشده با فرمول  $\text{C}_6\text{H}_6$  است که ساختاری حلقوی دارد. بنزن سرگروه خانواده‌ی مهمی از هیدروکربن‌ها است که ترکیب‌های آروماتیک گفته می‌شوند (آروماتیک به معنای معطر و خوش بو است). بنزن مایعی بیرنگ و فرار است که با شعله‌ی زرد رنگ همراه با دود می‌سوزد. این هیدروکربن در نفت خام و قطران زغال‌سنگ یافت می‌شود و سرطان‌زا است.



\* نفتالن نیز از جمله‌ی این ترکیب‌های آروماتیک است ( $\text{C}_{10}\text{H}_8$ ) که مدت‌ها به عنوان ضدبید برای نگهداری فرش و لباس کاربرد داشته است.



\* فنول نیز که از ترکیبات آروماتیک است، سمی بوده و در قطران زغال‌سنگ یافت می‌شود. این جامد سفیدرنگ برای تولید مواد شیمیایی مانند آسپیرین، فنول‌فتالئین و رنگ‌های نساجی و نیز در بیمارستان‌ها به‌عنوان گندزدا کاربرد دارد.

