

فهرست

1	فصل اول : ساختار اتم
19	فصل دوم : جدول تناوبی عناصر
28	فصل سوم : ترکیب یونی
36	فصل چهارم : ترکیب های کوالانسی
52	فصل پنجم : هیدروکربن ها

فصل اول : ساختار اتم

تاریخچه ی علم شیمی :

مبنای تاریخ علم شیمی تشکیل جهان هستی است. زیرا دانشمندان مختلف مبنای جهان هستی را عناصر مختلف می دانند. تالس آب را عنصر اصلی جهان هستی می دانست بعد ها ارسطو علاوه بر آب ، سه عنصر هوا، آتش و خاک را نیز عناصر اصلی سازنده ی جهان هستی دانست و این مجموعه را عناصر اربعه نامید. حدود 2500 سال پیش اولین بار دانشمندی به نام دموکریت صحبت از ذره های غیر قابل تقسیم در جهان را مطرح کرد و به دلیل غیر قابل تقسیم بودن آن را اتم نامید . اتم در زبان یونانی به مفهوم معنای غیر قابل تقسیم (تجزیه ناپذیر) می باشد. بعد ها دانشمندی به نام بویل در کتاب شیمی دان شکاک اولین بار مفهوم عنصر را مطرح کرد و عنصر را ماده ای دانست که نتوان آن را به مواد ساده تری تبدیل کرد. بویل اولین کسی بود که شیمی را علم تجربی دانست . حدود 200 سال پیش دانشمندی به نام دالتون تئوری اتمی خود را به صورت زیر مطرح کرد هر چند این تئوری امروزه در برخی موارد رد شده است اما از آنجا که هنوز نیز پاسخگوی بسیاری از سوالات ماست مورد توجه قرار گرفته است . بر اساس نظریه اتمی دالتون :

- 1- تمامی مواد از ذرات بسیار ریز و غیر قابل تقسیم به نام اتم ساخته شده اند.
- 2- همه ی اتم های یک عنصر مشابهند.
- 3- همه ی اتم های یک عنصر جرم یکسان و خواص شیمیایی یکسانی دارند.
- 4- اتم های عنصر های مختلف به یکدیگر وصل می شوند و مولکول ها را پدید می آورند.
- 5- در هر مولکول از یک ماده ی معین، نوع و تعداد نسبی اتم های سازنده یکسان است.
- 6- در یک واکنش شیمیایی جابجایی اتم ها صورت می گیرد و یا تغییر در شیوه ی اتصال آنها مطرح می شود. خود اتم نیز تغییر نمی کند.
- 7- اتم نه به وجود می آید و نه از بین می رود.

بیشتر بدانید (برای مطالعه)

عناصر سازنده ی پوسته زمین از نظر فراوانی به ترتیب: 1-اکسیژن 2-سیلیسیم 3-آلومینیوم 4-آهن 5-کلسیم 6-سدیم 7-پتاسیم 8-منیزیم ، هیدروژن نهمین عنصر فراوان پوسته ی زمین را تشکیل می دهد و کمتر از یک درصد عناصر سازنده پوسته ی زمین را تشکیل می دهد. اما در کل هستی اولین عنصری است که در اثر انفجار بزرگ به وجود آمده است و حدود 92% اتم های جهان هستی را هیدروژن تشکیل می دهد. 7% جهان هستی را هلیوم و 1% آن را سایر عناصر تشکیل می دهد.

بررسی ساختار اتم

پدیده هایی مانند الکتریسیته ساکن (الکتریسیته مالشی) و آزمایشات بسیاری که با الکتریسیته انجام شد، مقدمه ای برای شناسایی ساختار اتم بود. فارادی اولین کسی بود که با آزمایشاتی که بر روی پدیده ی برقکافت (عبور دادن جریان الکتریسیته از یک محلول) انجام داد. انجام واکنش های شیمیایی را به وسیله ی الکتریسیته به وجود ذره ای بنیادی به نام الکترون نسبت داد. اما نمی توانست رابطه ی میان اتم و الکترون را توجیه کند.

چگونگی کشف الکترون

آزمایش پرتو های کاتدی که در دستگاهی به نام لامپ کاتدی انجام شد وجود الکترون را در ساختار اتم به وسیله ی تامسون اثبات کرد. در لامپ اشعه ی کاتدی دو تیغه ی فلزی یا الکتروود وجود دارد که در یک محفظه ی شیشه ای قرار داده شده و یک پمپ تخلیه بر روی حباب متصل شده است. تامسون مشاهده کرد که:

در ولتاژ های بسیار بالا و فشار کم پرتوهایی از کاند منتشر شده و به سمت آند می روند

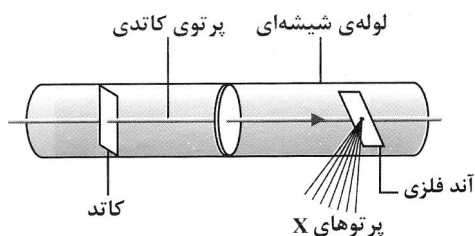
با قرار دادن یک ماده ی فلورسنت نظیر ZnS (روی سولفید) نور سبز رنگی ایجاد می شود. تامسون برای این که بار این پرتو ها را تشخیص بدهد در مسیر پرتو ها میدان الکتریکی قرار داد و مشاهده کرد پرتو ها به سمت قطب مثبت کشیده می شوند. تامسون با عوض کردن جنس تیغه ها ، تغییر در نوع گاز درون حباب به نتایج مشابه دست یافت و به این نتیجه رسید که در اتم تمامی مواد ذراتی با بار منفی وجود دارد که این ذرات را الکترون نامید . بدین ترتیب اولین ذره ی زیر اتمی به نام الکترون شناخته شد .

همچنین تامسون با مطالعه ی بیشتر روی پرتو های کاتدی توانست نسبت بار الکترون به جرم الکترون را نیز اندازه گیری کند. $(\frac{e}{m})$ نتایج

حاصل از آزمایش پرتو های کاتدی را می توان به صورت زیر نوشت :

- 1- پرتوهای کاتدی به خط مستقیم حرکت می کنند.
- 2- پرتو های کاتدی ضمن عبور گاز درون حباب را ملتهب می کنند.
- 3- پرتوهای کاتدی دارای بار منفی هستند
- 4- همه ی مواد دارای الکترون می باشند.

از لوله ها و لامپ ها ی پرتوهای کاتدی در تلویزیون و مونیتر های کامپیوتر استفاده می شود . این لامپ ها را با علامت اختصاری CRT نشان می دهند.



بعد ها دانشمندان آمریکایی به نام میلیکان موفق شد بار الکتریکی الکترون را اندازه بگیرد و با توجه به نسبت بار به جرم الکترون که قبلاً توسط تامسون بدست آمده بود ، جرم الکترون نیز مشخص گردید. بار الکترون حدود $1/06 \times 10^{-19}$ کولن و جرم الکترون $9/109 \times 10^{-28}$ گرم

بررسی پدیده ی فلورسانس و فسفرسانس

فلورسانس و فسفرسانس یک خاصیت فیزیکی است که در بعضی مواد شیمیایی دیده میشوند . این مواد این خاصیت را دارند که می توانند نوری با طول موج معین را جذب نموده و نوری با طول موج دیگر را منتشر سازند. معمولاً نوری را که نشر می کنند طول موجی بیشتر از طول موج نور جذب شده دارد.

فرق عمده ی مواد فلورسانس با فسفرسانس این است که در مواد فلورسانس با قطع منبع نور، تابش نیز قطع می شود اما در مواد فسفرسانس با قطع منبع نور انتشار نور برای مدتی ادامه می یابد.

از پدیده ی فلورسانس در لامپ های تلویزیون و از پدیده ی فسفرسانس در شب نمای ساعت استفاده می شود.

بررسی مواد پرتوزا

بررسی روی مواد پرتوزا به وسیله ی دانشمندی به نام بکرل که بر روی خاصیت فلورسانس و فسفرسانس کار می کرد صورت گرفت. این دانشمند با توجه به مطالبی که در مورد چگونگی پرتوهای X که توسط دانشمندی به نام رونتگن منتشر شده بود هنگام مطالعه بر روی یک نمونه از سنگ معدن ترکیبات اورانیوم دریافت که برخی از مواد می توانند به طور خود به خود پرتو تابش کنند. بکرل این مطلب را با توجه به سایه ای که سنگ معدن اورانیوم دار بر روی فیلم عکاسی ایجاد کرده بود دریافت. این پدیده بعد ها توسط ماری کوری پرتوزایی نام گرفت و موادی که دارای این خاصیت بودند مواد پرتوزا نامیده شد.

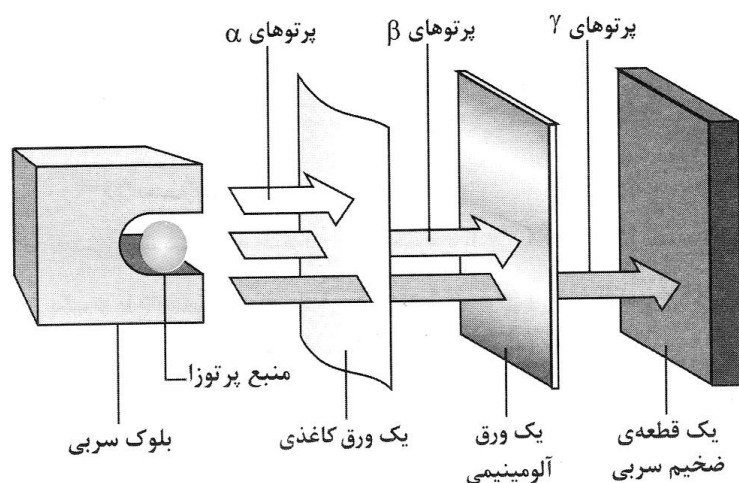
پرتوی X به وسیله ی رونتگن از تاباندن پرتو های کاتدی بر یک آند فلزی بدست آمد.

پرتو های X از جنس نور هستند و بسیار پر انرژی اند و قدرت نفوذ پذیری زیادی دارند. از این پرتو ها در پزشکی برای عکس برداری استفاده می شود.

آزمایش رادرفورد بر روی مواد پرتو زا

رادرفورد با آزمایش بر روی پرتوی حاصل از مواد پرتو زا نتیجه گرفت که پرتوی حاصل از مواد پرتو زا شامل یک پرتو نیست بلکه خود از پرتو های مختلفی تشکیل شده است. در این آزمایش رادرفورد یک ماده ی پرتو زا را در محفظه ای قرار داد که با سرب پوشیده شده بود و

دارای یک منفذ بود او با قرار دادن یک میدان الکتریکی در مسیر پرتو خروجی از این ماده پرتو زا مشاهده کرد که این پرتو خود از سه نوع پرتو تشکیل شده است. دسته ای از پرتوها به سمت قطب مثبت میدان الکتریکی کشیده شدند یعنی دارای بار منفی بوده اند که آنها را پرتوی β (بتا) نامید. دسته ای از پرتوها به سمت قطب منفی میدان الکتریکی کشیده شدند که آنها را پرتوی α (آلفا) نامید و دسته ای از پرتوها بدون انحراف در میدان الکتریکی به مسیر مستقیم ادامه دادند که این پرتو های بدون بار گاما نامیده شدند.



از نظر انرژی پرتو های حاصل از پرتوهای رادیواکتیو (ماده ی پرتوزا) با یکدیگر تفاوت دارند. انرژی پرتوی گاما بیشتر از پرتوی بتا و انرژی پرتوی بتا بیشتر از پرتوی آلفاست.

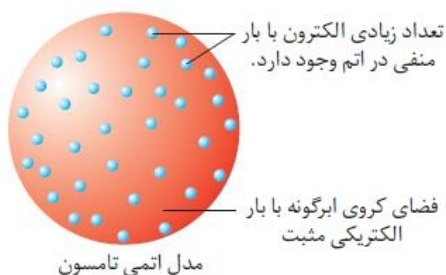
پرتوی آلفا در یک صفحه ی کاغذ به قطر یک سانتی متر جذب می شود. پرتوی بتا از یک ورق نازک آلومینیومی جذب می شود و پرتوی گاما در یک صفحه ی ضخیم سربی جذب می شود.

جنس پرتو های آلفا از جنس هسته ی هلیوم He^{2+} (هلیوم با عدد اتمی 2 و عدد جرمی 4) و جرم آن چهار برابر جرم اتم هیدروژن (4 پروتون) می باشد. جنس پرتو های بتا از جنس الکترون است و جنس پرتو های گاما از جنس نور یا تابش الکترو مغناطیسی با طول موج های بسیار کوتاه است.

مدل اتمی تامسون

تامسون با کشف نخستین ذره ی زیر اتمی یعنی الکترون مدلی را برای اتم پیشنهاد کرد که مدل کیک کشمش یا هندوانه ای نامیده می شود. این مدل دارای ویژگی های زیر است:

- 1- الکترون ها که ذراتی با بار منفی هستند در فضای ابر گونه ای که دارای بار الکتریکی مثبت است پراکنده اند.
- 2- هر اتم در مجموع خنثی است یعنی مجموع بار مثبت فضای ابر گونه با مجموع بار منفی الکترون ها برابر است.
- 3- فضای ابر گونه ی مثبت جرمی ندارد و جرم اتم به تعداد الکترون های آن بستگی دارد یعنی جرم اتم ناشی از الکترون است
- 4- در اتم های با جرم زیاد تعداد بسیار زیادی الکترون وجود دارد.



چگونگی کشف الکترون

نوترون را دانشمندی به نام چادویک کشف کرد او با توجه به اختلاف جرمی که بین جرم یک اتم و مجموع جرم پرتون و الکترون وجود داشت به این نتیجه رسید که باید در هر اتم ذره ی دیگری وجود داشته باشد که این ذره از نظر جرم تقریباً معادل جرم پرتون باشد و از نظر بار خنثی و بدون بار باشد و جایگاه آن در هسته اتم باشد. او این ذره را به دلیل خنثی بودن نوترون نامید. بدین ترتیب سومین ذره ی زیر اتمی شناخته شد.

بنا بر این به طور خلاصه می توان گفت که ذرات سازنده ی اتم (ذرات بنیادی اتم عبارتند از : الکترون، پرتون، نوترون. الکترون دارای بار منفی، پرتون دارای بار مثبت و نوترون بدون بار و خنثی است. از نظر جرم ، جرم پرتون و نوترون تقریباً یکسان اما جرم الکترون خیلی کمتر از آنهاست.)

$$\text{جرم پرتون: } 1/673 \times 10^{-24}$$

$$\text{جرم نوترون: } 1/675 \times 10^{-24}$$

از نظر جایگاه پرتون و نوترون درون هسته و الکترون خارج هسته وجود دارد.

پرتون و نوترون را که درون هسته وجود دارند نوکلئون نیز می نامند.

نماد الکترون ${}_{-1}^0e$ نماد پرتون ${}_{1}^1p$ و نماد نوترون ${}_{0}^1n$ می باشد. عدد بالای نماد جرم نسبی و عدد پایین نماد بار نسبی را نشان می دهد. با توجه به عدد جرمی و عدد اتمی هر عنصر برای نشان دادن این دو پارامتر نماد شیمیایی آن عنصر را نوشته ، در سمت چپ آن و در

بالا، عدد جرمی و در پایین عدد اتمی را می نویسند به صورت زیر :



مثال 1: در هر اتم زیر تعداد پرتون ، تعداد الکترون و نوترون را مشخص کنید :



حل :

الف) تعداد پرتون: 11	تعداد نوترون: 12	تعداد الکترون: 11
ب) تعداد پرتون: 26	تعداد نوترون: 30	تعداد الکترون: 26
ج) تعداد پرتون: 16	تعداد نوترون: 16	تعداد الکترون: 16
د) تعداد پرتون: 20	تعداد نوترون: 20	تعداد الکترون: 20
ه) تعداد پرتون: 12	تعداد نوترون: 12	تعداد الکترون: 12
و) تعداد پرتون: 9	تعداد نوترون: 10	تعداد الکترون: 9

توجه داشته باشید به جز اتم هیدروژن معمولی یا هیدروژن سبک 1_1H که نوترون ندارد به همین دلیل سبک ترین ذره ی موجود در طبیعت است. در بقیه اتم ها یا تعداد پرتون ها و نوترون ها برابر است یا تعداد نوترون بیشتر است .

مثال 2: اگر عدد جرمی عنصری 27 و عدد اتمی آن 13 باشد این عنصر به ترتیب چند پرتون و چند نوترون دارد؟

حل:

$$A = 27, Z = 13 \rightarrow P = 13, N = 14, e = 13$$

مثال 3: اگر اختلاف پروتون و نوترون عنصری 17 باشد، چنانچه عدد جرمی این عنصر 67 باشد این عنصر به ترتیب چند پروتون و چند نوترون دارد؟
حل:

$$\begin{cases} N - P = 17 \\ P + N = 67 \end{cases} \rightarrow P = 25, N = 42, e = 25$$

تعریف ایزوتوپ

اتم های یک عنصر که عدد اتمی یکسان داشته اما عدد جرمی متفاوت داشته باشند، نسبت به هم ایزوتوپ نامیده می شوند.
به عنوان مثال: هیدروژن می تواند دارای اتم هایی با جرم 1، 2 یا 3 باشد:

1_1H : هیدروژن سبک (معمولی)

2_1H : دوتریم، هیدروژن سنگین

3_1H : تریتم، هیدروژن پرتو زا

به طور کلی اختلاف در تعداد نوترون اتم های یک عنصر باعث به وجود آمدن ایزوتوپ های عنصر می شود هرچه تعداد نوترون ها در هسته یک اتم بیشتر شود، هسته ی آن اتم به دلیل سنگین شدن ناپایدار شده، به طور خود به خود شکسته می شود، پرتو هایی را تابش می کند و به مواد پایدار تر تبدیل می شود.

بنابراین پایداری اتم ها به تعداد پروتون و نوترون درون هسته ی آنها بستگی دارد. هرچه این تعداد بیشتر باشد آن اتم پایدار تر است. به طور کلی می توان گفت:

اگر تعداد نوترون ها از $1/5$ برابر تعداد پروتون ها در هسته اتم بیشتر گردد، آن هسته به دلیل سنگین بودن ناپایدار شده و پرتو تابش می کند چنین موادی را پرتو زا می گویند.

به عنوان مثال، پتاسیم پرتو زا ${}^{40}_{19}K$ می تواند در بدن انسان به 90 درصد اتم کلسیم و 10 درصد اتم آرگون تبدیل شود. توجه داشته باشید درصد فراوانی ایزوتوپ های یک عنصر در طبیعت یکسان نیست. همچنین پایداری ایزوتوپ ها یکسان نیست. اتم هایی مانند فسفر، فلور، آلومینیوم فقط یک ایزوتوپ پایدار دارند. ولی بعضی از اتم ها دو یا چند ایزوتوپ پایدار می توانند داشته باشند. برای قلع تا کنون بیش از 10 ایزوتوپ پایدار شناخته شده است.

جرم میانگین اتمی

از آنجایی که اتم های یک عنصر می تواند دارای ایزوتوپ باشد و ایزوتوپ ها از نظر درصد فراوانی در طبیعت با یکدیگر تفاوت دارند بنابراین برای اندازه گیری جرم اتم، جرم اتمی میانگین را بدست می آورند که از رابطه زیر بدست می آید:

$$\dots + (\text{جرم ایزوتوپ دوم} \times \text{درصد فراوانی}) + (\text{جرم ایزوتوپ اول} \times \text{درصد فراوانی}) = \text{جرم اتمی میانگین}$$

مثال: کالر دارای دو نوع ایزوتوپ به جرم های 35 و 37 است. اگر درصد فراوانی آنها در طبیعت به ترتیب 75 و 25 درصد باشد، میانگین جرم اتمی کالر چقدر است؟

حل:

$$\text{جرم اتمی میانگین کالر} = \left(35 \times \frac{75}{100}\right) + \left(37 \times \frac{25}{100}\right) = 35/5$$

ایزوتوپ ها در تعداد نوترون ها با هم اختلاف دارند. همچنین ایزوتوپ ها از نظر خواص شیمیایی یکسان اما از نظر خواص فیزیکی با یکدیگر اختلاف دارند. به عنوان مثال مولکول های آب معمولی H_2O و مولکول های آب سنگین D_2O که به جای هیدروژن معمولی

دوتریم دارند از نظر خواص شیمیایی یکسانند اما از نظر خواص فیزیکی اختلاف دارند. مثلاً نقطه جوش D_2O بیشتر از H_2O است و چگالی D_2O بیشتر از آب معمولی است.

جرم اتمی

دانشمندان به طور تجربی توانسته اند جرم نسبی بسیاری از اتم ها را محاسبه کنند مبنای محاسبه ی دانشمندان در گذشته اتم هیدروژن بود. بعد ها دانشمندان مبنای محاسبه ی خود را اتم اکسیژن قرار دادند و امروزه دانشمندان محاسبه را بر اساس اتم کربن انجام می دهند.

دانشمندان برای اندازه گیری جرم اتم از واحدی به نام amu استفاده می کنند. $1amu = 1/66 \times 10^{-24} g$ و $1amu$ برابر است با

$$\frac{1}{12} \text{ جرم اتم کربن 12.}$$

بنابراین وقتی گفته می شود جرم اتم اکسیژن 16 است یعنی $16amu$. یا جرم اتمی آهن 56 است یعنی $56amu$ از آنجا که اتم ذره ای بسیار کوچک است برای جرم یک اتم نمی توان واحد گرم به کار برد. اما اگر جرم توده ای از اتم های یک عنصر را که این توده معادل $6/022 \times 10^{23}$ اتم آن عنصر می باشد برداریم می توانیم برای جرم آن واحد گرم بیاوریم. این تعداد ذره (یعنی $6/022 \times 10^{23}$ ذره از هر ماده) را یک مول از آن ماده بیان می کنند که از نظر گرمی جرم یک مول از اتم های یک عنصر معادل جرم اتمی آن عنصر است برحسب گرم (این مقدار را یک اتم گرم از هر عنصر نیز می گویند.) به طور خلاصه می توان نوشت:

$$1 \text{ مول اتم آن عنصر} \equiv \text{تعداد اتم آن عنصر} \times 6/022 \times 10^{23} \equiv \text{جرم اتمی آن عنصر بر حسب اتم گرم} \equiv 1 \text{ اتم گرم از هر عنصر}$$

مثال: 28 گرم آهن چند مول است؟ $Fe = 56$

حل:

$$Fe = \frac{1 \text{ mol}}{56 \text{ g}} \times 28 \text{ g} = 0/5 \text{ mol}$$

مثال: تعداد $12/04 \times 10^{20}$ اتم اکسیژن چند گرم اتم اکسیژن است؟ $O = 16$

حل:

$$\text{جرم اکسیژن} = \frac{16 \text{ g}}{6/022 \times 10^{23}} \times 12/04 \times 10^{20} = 0/032 \text{ g}$$

مثال: $\frac{1}{3}$ مول کربن چند گرم کربن است؟ $C = 12$

حل:

$$\text{جرم کربن} = \frac{12 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \times \frac{1}{3} \text{ mol} = 4 \text{ g}$$

مثال: $2/5$ اتم گرم آهن چند گرم آهن است؟ $Fe = 56$

حل:

$$140 \text{ اتم گرم} = 2/5 \text{ mol} \times \frac{56 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 140 \text{ mol}$$

موارد فوق در مورد مولکول ها نیز صدق می کند. یعنی 1 مول از هر مولکول یک ماده معادل جرم مولکولی آن ماده است. (جرم مولکولی هر ماده را می توان از مجموع جرم های اتمی آن ماده بدست آورد.) بنابراین این در مورد مولکول مواد می توان رابطه ی زیر را نوشت:

$$1 \text{ مول مولکول آن ماده} \equiv \text{تعداد مولکولهای آن ماده} \times 6/022 \times 10^{23} \equiv \text{جرم مولکولی آن ماده بر حسب گرم} \equiv 1 \text{ مولکول گرم از هر ماده}$$

مثال : 49 گرم سولفوریک اسید (H_2SO_4) چند مولکول از این اسید است ؟
حل:

$$(H \times 2) + (S) + (O \times 4) = 98$$

$$\text{مول اسید} = \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} \times 49 \text{ g} = 0.5 \text{ mol}$$

تست کنکور: 54 گرم آب چه تعداد مولکول آب است و شامل چه تعداد اتم می باشد؟ $H = 1, O = 16$
حل : الف)

$$H_2O = (1 \times 2) + (16) = 18$$

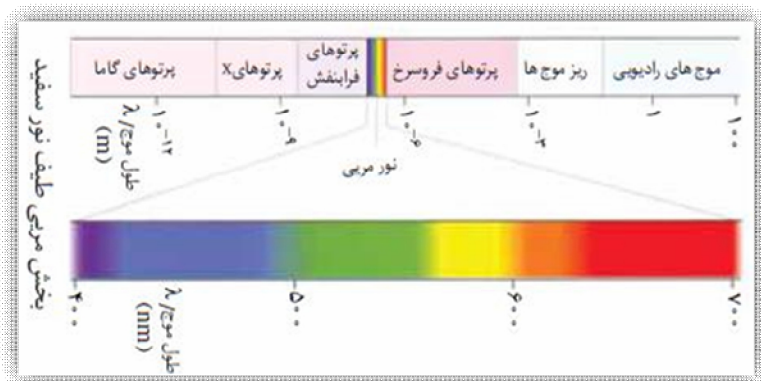
$$\text{تعداد مولکول} = \frac{6.022 \times 10^{23}}{18 \text{ g}} \times 54 \text{ g} = 18.06 \times 10^{23}$$

(ب)

چون هر مولکول آب از سه اتم تشکیل شده است $18.06 \times 10^{23} \times 3 = 54.18 \times 10^{23}$ تعداد اتم ها

بررسی چگونگی آرایش الکترون در اطراف هسته

بررسی آرایش الکترون ها به زمانی بر میگردد که چینی ها ماده ی آتش زایی به نام باروت سیاه را کشف کردند. (باروت سیاه مخلوطی از پتاسیم نیترات (KNO_3) گرد ذغال و گوگرد است) چینی ها از این ماده برای آتش بازی استفاده می کردند و کشف کرده بودند که اگر براده ی فلزات را به این مخلوط بیافزایند جرقه های شعله رنگی خواهد شد. براده آهن جرقه هایی به رنگ نارنجی، ذرات مس جرقه های سبز رنگ، ذرات آلومینیوم و منیزیم نور سفید خیره کننده ای نشان می دهد. اما آنها دلیل این پدیده را نمی دانستند.



نیوتون توانست با تاباندن نور سفید خورشید به یک منشور مدلی را بدست آورد که آن را مدل طیفی پیوسته از رنگین کمان دانست زیرا نور خورشید در اثر برخورد با منشور شکافته شده و طول موج های مختلفی را بوجود می آورد. طول موج هایی که در ناحیه نور مرئی باشند رنگ های رنگین کمان را بوجود می آورد. شکل زیر طول موج های یک تابش الکترو مغناطیس را نشان می دهد.

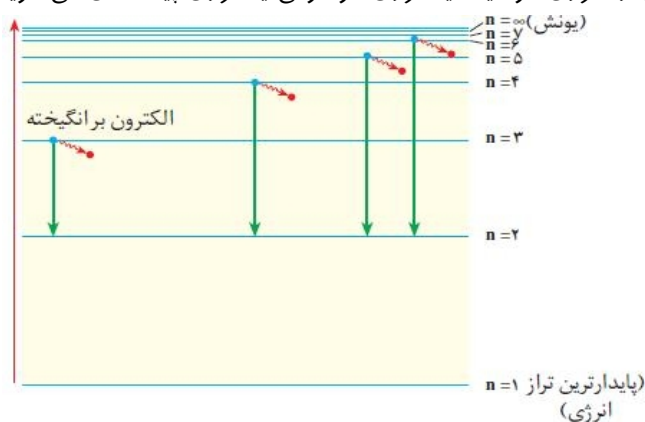
طیف نشری خطی هیدروژن

اگر در یک دستگاه تخلیه الکتریکی گاز هیدروژن وارد کنیم با اعمال فشار کم و ولتاژ زیاد مشاهده می کنیم که گاز درون دستگاه به رنگ صورتی در می آید. اگر این نور را به یک منشور بتابانیم طیفی بدست می آید که آن را طیف نشری خطی هیدروژن می گویند. این طیف در ناحیه نور مرئی دارای 4 طول موج 410 (بنفش)، 656 (نارنجی)، 434 (آبی)، 486 (سبز) می باشد.

مدل اتمی بور

از آنجا که مدل اتمی رادر فورد در توجیه طیف نشری خطی هیدروژن نارسا بود و نمی توانست طیف حاصل از نور صورتی رنگ هیدروژن را توجیه کند دانشمندی به نام نیلز بور با توجه به رفتار ذره ای الکترون مدل تازه ای را برای اتم هیدروژن مطرح کرد که به مدل سیاره ای معروف است و این مدل را بر اساس فرضیات زیر مطرح نمود :

- 1- اتم هیدروژن دارای الکترونی است که این الکترون در مسیر دایره ای شکلی در اطراف هسته در حال پخش است.
 - 2- انرژی هر الکترون با فاصله ی آن از هسته رابطه ی مستقیم دارد. یعنی هرچه الکترون از هسته دور تر می شود انرژی آن بیشتر می شود.
 - 3- هر الکترون فقط می تواند مقدار معین و ثابتی انرژی بپذیرد تا در یک مسیر دایره ای مشخص یا مدار الکترونی قرار گیرد که آن لایه ی الکترونی را تراز انرژی نیز می نامند. تعداد تراز انرژی اندک است.
 - 4- در هر اتم الکترون در حالت پایه در نزدیکترین فاصله نسبت به هسته قرار دارد. به پایین ترین تراز انرژی ممکن برای یک الکترون حالت پایه می گویند.
 - 5- الکترون می تواند با گرفتن مقدار معین و ثابتی انرژی از حالت پایه (تراز انرژی پایین تر) به تراز انرژی بالا تر ارتقا یابد. این حالت را برانگیخته می گویند. هر الکترون در حالت برانگیخته پرنرژی و ناپایدار است و میل دارد به تراز انرژی پایین تر منتقل شود در نتیجه همان مقدار انرژی را که گرفته و به تراز بالا تر رفته است مجدداً پس می دهد و به حالت پایه باز می گردد.
- ساده ترین راه از دست دادن انرژی برای الکترون نشر نور است بنابراین نور حاصل می تواند طول موج های مختلفی داشته در نتیجه طیف نشری خطی هیدروژن به وجود می آید.
- انرژی کوانتیده : مقدار انرژی را که هنگام انتقال الکترون از یک تراز انرژی به تراز دیگر انرژی مبادله می شود، به صورت بسته های انرژی در نظر می گیرند که این بسته های انرژی را انرژی کوانتیده یا انرژی کوانتومی یا انرژی پیمانانه ای می گویند.



شکل بالا مقدار انرژی کوانتومی را هنگام انتقال الکترون هیدروژن نشان می دهد.

رفتار موجی و ذره ای

به طور کلی در جهان آفرینش دو نوع رفتار برای ذرات در نظر گرفته شده است یکی رفتار ذره ای و دیگری رفتار موجی. در رفتار ذره ای هم جرم و هم انرژی هر دو با هم از جایی به جایی دیگر منتقل می شوند. مثل پرتاب توپ اما در رفتار موجی هنگام انتقال از نقطه ای به نقطه ای دیگر جرم منتقل نمی شود و فقط انرژی منتقل می شود.

برای نور رفتاری دوگانه در نظر می گیرند. بسیاری از پدیده ها نظیر تداخل نور و پراش نور از خصوصیات رفتار موجی نور است و بسیاری از دستگاه ها نظیر چشم های الکترونیکی، دزدگیر ها، بر اساس رفتار ذره ای نور کار می کنند. برای الکترون نیز می توان رفتار دو گانه در نظر گرفت هم رفتار ذره ای و هم رفتار موجی در دستگاه هایی مانند میکروسکوپ های الکترونیکی اساس کار دستگاه بر اساس رفتار ذره ای نور است.

ماری کوری و پیر کوری و بکرل دانشمندانی بودند که بر روی مواد پرتو زا کار کردند این دانشمندان بیشتر بر روی سنگ معدن های اورانیم دار کار می کردند. ماری کوری با مطالعه بر روی سنگ معدنی به نام پیچبلاند توانست دو عنصر رادیم و پلونیوم را کشف کند و همچنین توانست جرم اتمی رادیم را اندازه گیری کند و به دلیل همین تلاش ها جایزه ی نوبل گرفت. ماری و پیر کوری نشان دادند که واکنش های شیمیایی توانایی مواد پرتوزا را به نشر پرتو های پر انرژی تغییر نمی دهند و همچنین گرم کردن آنها به وسیله ی قوس الکتریکی یا سرد کردن آنها به وسیله ی هوای مایع نیز بر خاصیت پرتو زایی آنها بی اثر است. بعد ها دانشمندی به نام سیبورگ عنصر کوریم (Cm) با عدد اتمی 96 را از طریق بمباران پلوتونیوم 229 به وسیله پرتو های آلفا به دست آورد و آن را به افتخار نام ماری کوری، کوریم نامید. همچنین با مطالعاتی که دختر ماری کوری به نام ایرن انجام داد توانست ذره ای زیر اتمی به نام پوزیترون را کشف کند.

عدد اتمی

دانشمندی به نام موزلی در دستگاه تولید کننده ی پرتوی X با قرار دادن آندهای فلزی مختلف فرکانس های حاصل از پرتوهای X حاصل از آند های مختلف را مقایسه کرد و مشاهده نمود که فرکانس پرتو های X حاصل با جرم آندها رابطه مستقیم دارد. سپس رادرفورد با محاسبه مقدار بار مثبت هسته هر یک از آند های فلزی نشان داد که بین مقدار بار مثبت هسته و فرکانس پرتوی X رابطه مستقیم وجود دارد و توانست با تقسیم مقدار بار مثبت هسته ی هر اتم به مقدار بار الکتریکی پروتون به اعداد صحیحی دست یابد که این اعداد صحیح نشان دهنده ی تعداد پروتون های درون هسته ی هر اتم بود و آن را عدد اتمی نامید. که با Z نشان می دهند. همچنین رادرفورد با توجه به اینکه هر اتم از نظر بار الکتریکی خنثی است نتیجه گرفت که همین تعداد الکترون نیز در اطراف هسته باید وجود داشته باشند. پس عدد اتمی می تواند نشان دهنده ی تعداد الکترون های یک اتم نیز باشد. همچنین رادرفورد بیان کرد که عدد اتمی همه ی اتم های یک عنصر یکسان است. بنابراین می توان از عدد اتمی برای تشخیص نوع عنصر استفاده کرد.

عدد جرمی

به مجموع تعداد پروتون ها و نوترون های درون هسته ی هر اتم عدد جرمی آن اتم گفته می شود.

$$A = z + n$$

تعداد نوترون + تعداد پروتون = عدد جرمی

مدل اتمی بور در مورد اتم هیدروژن

مدل اتمی بور طیف نشری خطی هیدروژن را به خوبی توجیه می کرد. اما در مورد اتم هایی که در اطراف هسته بیش از یک الکترون وجود داشت نمد=ی توانست طیف نشری خطی را توجیه کند. به همین دلیل دانشمندی به نام شرودینگر با توجه به رفتار دو گانه ی الکترون و با تأکید بر رفتار موجی الکترون را در فضایی در اطراف هسته در نظر گرفت. یعنی بر روی مدار مشخصی که بور مطرح کرده بود، در نظر نگرفت. شرودینگر فضایی را که الکترون در آن قرار داشت اوربیتال نامید.

اوربیتال

تعریف اوربیتال: اوربیتال فضایی در اطراف هسته است که بیشترین احتمال حضور الکترون را دارد. از آنجا که شرودینگر الکترون را در فضای اطراف هسته در نظر گرفت، برای اینکه بتواند موقعیت یک الکترون را در فضای اطراف هسته مشخص کند از اعدادی استفاده کرد که به آن اعداد کوانتومی می گویند. این اعداد عبارتند از: عدد کوانتومی اصلی، عدد کوانتومی اوربیتالی، عدد کوانتومی مغناطیسی و عدد کوانتومی اسپین

الف) عدد کوانتومی اصلی

عدد کوانتومی اصلی را با n نشان می دهند. این عدد نشانگر تراز انرژی یا همان لایه ی الکترونی است مثلاً $n = 1$ یعنی اولین تراز انرژی یا نزدیکترین لایه به هسته یا $n = 2$ دومین تراز انرژی یا دومین لایه ی الکترونی. در ضمن، n عدد کوانتومی اصلی می تواند نشانگر تعداد زیر

لایه های آن لایه ی الکترونی نیز باشد، مثلاً لایه دوم که $n=2$ دارد، خود از دولایه درونی یا زیر لایه تشکیل شده و در لایه سوم ($n=3$) دارای سه زیر لایه خواهد بود.

ب) عدد کوانتومی اوربیتال ها

عدد کوانتومی اوربیتالی را با L نشان می دهند مقدار آن می تواند از صفر تا $n-1$ باشد. مثلاً برای $n=1$ مقدار $L=0$ ، برای $n=2$ مقدار $L=0,1$ و برای $n=3$ مقدار L سه عدد $0,1,2$ می تواند باشد و برای $n=4$ مقدار L چهار عدد $0,1,2,3$ خواهد شد.

1- با استفاده از عدد کوانتومی اوربیتالی یا L می توان تعداد زیر لایه ها، نوع و شکل اوربیتال ها و تعداد اوربیتال ها را بدست آورد. بدین صورت که تعداد عدد هایی که برای L هر لایه ی اصلی (n) بدست می آید نشانگر تعداد زیر لایه های آن لایه ی الکترونی است. مثلاً برای $n=1$ یعنی اولین لایه فقط $L=0$ داریم. یعنی یک عدد بیشتر برای L بدست نمی آید و برای $n=3$ یعنی سومین لایه مقادیر L سه عدد $0,1,2$ خواهد بود و چون سه عدد برای L آن بدست آمده است پس لایه ی سوم سه زیر لایه دارد.

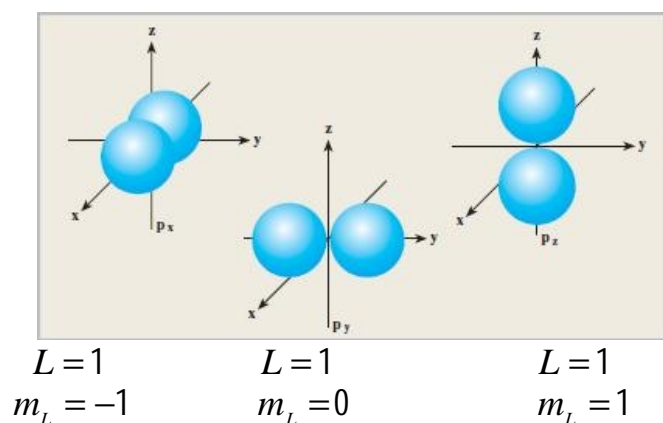
2- با توجه به مقادیر L می توان نوع و شکل اوربیتال ها را مشخص کرد. بدین صورت که $L=0$ مربوط به زیر لایه ای به نام s است و شکل اوربیتال s کروی شکل است. $L=1$ مربوط به اوربیتال p است و شکل اوربیتال p دمبلی شکل است. $L=2$ مربوط به اوربیتال d و $L=3$ مربوط به زیر لایه f است

3- تعداد اوربیتال های هر زیر لایه نیز با توجه به L آن زیر لایه از رابطه ی روبرو بدست می آید: $2L+1$

4- به طور مثال در لایه اول که $L=0$ داریم، یعنی اوربیتال s تعداد اوربیتال ها یکی است چون $2L+1=1$. برای زیر لایه ی p که $L=1$ دارد، $2L+1=3$ میشود پس 3 اوربیتال داریم و برای زیر لایه d که $L=2$ دارد، $2L+1=5$ اوربیتال داریم و برای زیر لایه f که $L=3$ دارد، 7 اوربیتال خواهیم داشت. تعداد اوربیتال های هر لایه نیز از رابطه n^2 بدست می آید. (n شماره لایه الکترونی است).

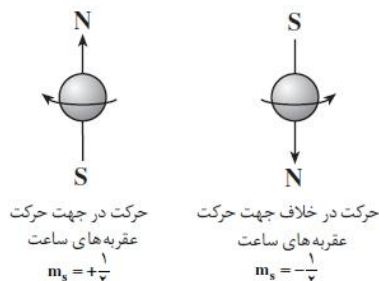
ج) عدد کوانتومی مغناطیسی

عدد کوانتومی مغناطیسی جهت گیری اوربیتال ها در فضا را مشخص می کند. آن را با m_L نشان می دهند و مقدار آن می تواند از $-L$ تا $+L$ باشد. به عنوان مثال برای $L=0$ یعنی اوربیتال s مقدار m_L نیز صفر می شود و چون یک عدد بیشتر به دست نمی آید یعنی یک جهت بیشتر ندارد یا به عبارتی اوربیتال s جهت دار نیست. برای $L=1$ یعنی اوربیتال p مقدار m_L سه مقدار -1 ، 0 و $+1$ را خواهد داشت. چون سه عدد برای آن بدست آمده است پس اوربیتال p در فضا در سه جهت قرار می گیرد که طبق قرارداد $m_L = -1$ آن را برای اوربیتال p روی محور x و $m_L = 0$ آن را اوربیتال p روی محور y و $m_L = 0$ آن را اوربیتال p روی محور z در نظر میگیریم. یعنی شکل های زیر را خواهیم داشت:

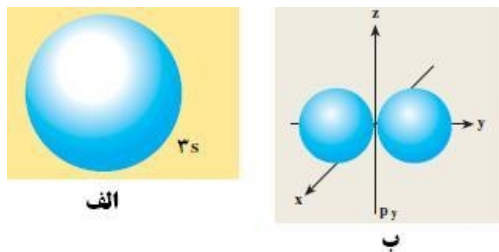


د) عدد کوانتومی اسپین

الکترون علاوه بر اینکه به دور هسته می چرخد به دور خود نیز می چرخد. حرکت الکترون به دور خود را حرکت اسپینی می گویند. این چرخش الکترون به دور خود می تواند در جهت عقربه های ساعت صورت بگیرد یا در خلاف جهت عقربه های ساعت. عدد کوانتومی اسپین که آن را با m_s نشان می دهند می تواند جهت چرخش الکترون به دور خود را مشخص کند. بدین صورت که اگر الکترون در جهت عقربه های ساعت بچرخد برای آن عدد اسپین $+\frac{1}{2}$ و اگر در خلاف جهت عقربه های ساعت بچرخد برای آن $-\frac{1}{2}$ مطرح می کنیم.



مثال: برای هر یک از اوربیتال های زیر عدد کوانتومی اصلی و عدد کوانتومی اوربیتالی و عدد کوانتومی مغناطیسی را مشخص کنید:



حل:

$$m_L = -1, n=2, L=1, \text{ (ب)}$$

$$m_L = 0, n=3, L=0, \text{ (الف)}$$

مثال: جدول زیر را کامل کنید:

نماد	n	L	m_L
اوربیتال			
2s			
2p			
3d			
4f			

حل:

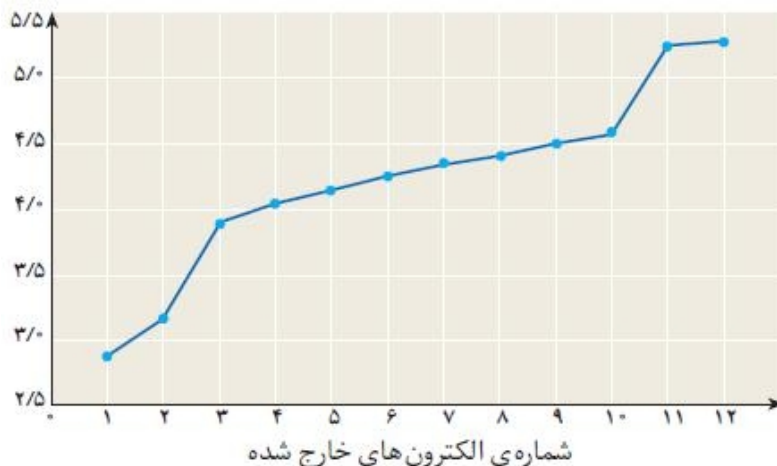
نماد اوربیتال	n	L	m_L
2s	2	0	0
2p	2	1	0, -1, 1
3d	3	2	-2, -1, 0, 1, 2
4f	4	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3

تعریف انرژی یونش

انرژی لازم برای کندن یک مول الکترون از یک مول اتم عنصری در حالت گازی و تبدیل کردن آن به یک مول یون یکبار مثبت گازی را انرژی یونش می گویند و آن را با IE همنشان می دهند و واحد آن kJ/mol است. انرژی لازم برای کندن اولین الکترون را با نماد IE_1 و برای کندن دومین الکترون با نماد IE_2 نشان می دهند و به اختصار بصورت E_1 یا E_2 یا ... نیز نوشته می شود. دانشمندان با مطالعه های انرژی یونشی متوالی عناصر مختلف به این نتیجه رسیدند که در هر اتم در نزدیکترین لایه نسبت به هسته یعنی لایه ی اول حداکثر 2 الکترون، در دومین لایه نسبت به هسته یا تراز انرژی دوم حداکثر 8 الکترون و در سومین لایه نسبت به هسته حد اکثر 18 الکترون و در چهارمین لایه نسبت به هسته حداکثر 32 الکترون قرار می گیرد. به طور خلاصه می توان نوشت:

$$2n^2 = \text{تعداد الکترون یک لایه الکترونی}$$

اگر تغییرات انرژی یونش متوالی منیزیم با عدد اتمی 12 را بر روی نمودار نشان دهیم مشاهده می کنیم که نمودار آن در دونقطه تغییر انرژی یونش زیادی دیده می شود. مثلاً در E_3 و E_{11} . این مکان ها را جهش در انرژی یونش می نامند و علت به وجود آمدن جهش در انرژی یونش این است که در این نقاط چون الکترون از لایه نزدیکتری به هسته جدا میگردد و اثر جاذبه هسته روی الکترون بیشتر می شود، کندن آن الکترون مشکلتر بوده و نیاز به انرژی بیشتری دارد. به طور کلی تعداد لایه های اشغال شده از الکترون یک اتم همیشه یکی از تعداد کل جهش های آن بیشتر است. مثلاً در منیزیم که دو جهش بزرگ در انرژی یونش دیده می شود سه لایه از الکترون اشغال شده است.



ارایش الکترونی عناصر

از آنجا که هر لایه خود از زیر لایه هایی تشکیل شده است برای آنکه مشخص کنیم در هر زیر لایه چه تعداد الکترون قرار میگیرد به صورت زیر عمل می کنیم:

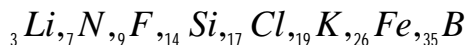
لایه ی اول که حد اکثر دو الکترون دارد زیر لایه ی آن s است و با نشان داده می شود و حد اکثر می تواند 2 الکترون بگیرد. لایه ی دوم که 8 الکترون دارد دارای دو زیر لایه p و s است که با 2p و 2s نشان داده می شود. s آن حداکثر 2 الکترون و p آن حداکثر 6 الکترون خواهد داشت. لایه ی سوم که دارای 18 الکترون است دارای سه زیر لایه s, p, d خواهد بود که آنها را با 3s, 3p, 3d نمایش می دهند که s آن حداکثر 2 الکترون، p آن حد اکثر 6 الکترون و d آن حداکثر 10 الکترون خواهد داشت. لایه ی چهارم که حد اکثر 32 الکترون می تواند داشته باشد دارای چهار زیر لایه s و p و d و f می باشد و با 4s و 4p و 4d و 4f نشان داده می شوند که s آن حداکثر 2 الکترون، p آن حداکثر 6 الکترون، d آن حداکثر 10 الکترون و f آن حد اکثر 14 الکترون خواهد داشت.

آرایش نوشتاری الکترون ها

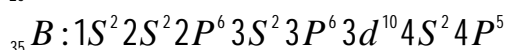
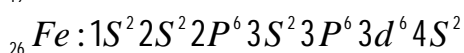
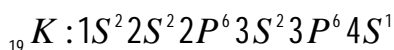
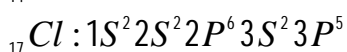
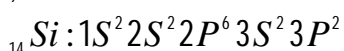
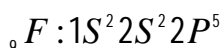
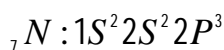
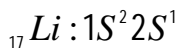
در آرایش نوشتاری الکترون ها ، الکترون ها را با توجه به زیر لایه ها از اولین لایه ی الکترونی شروع به پر کردن می کنیم در پر شدن زیر لایه ها از الکترون توجه به این نکته بسیار ضروریست که چون سطح انرژی تراز $4s$ پایین تر از $3d$ است بنابراین زمانی زیر لایه ی d می تواند الکترون بگیرد که $(n+1)s$ آن الکترون گرفته باشد.

در مورد زیر لایه f نیز توجه به این نکته ضروریست که زمانی زیر لایه f الکترون می پذیرد که $(n+2)s$ آن الکترون گرفته باشد.

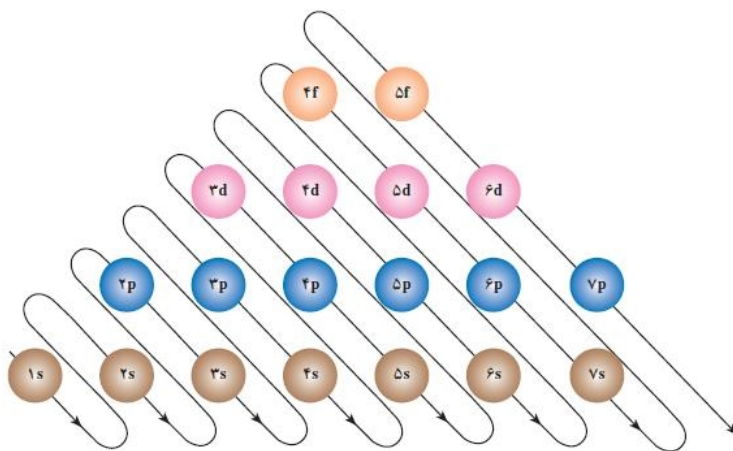
مثال : آرایش الکترونی نوشتاری اتم های زیر را بنویسید:



حل:



نحوه ی پر شدن زیر لایه ها از الکترون ها از الگوی زیر بدست می آید :



آرایش الکترونی اوربیتالی یا نموداری

علاوه بر آرایش الکترونی نوشتاری، برای الکترون های هر اتم می توان آرایش الکترونی نموداری یا اوربیتالی را نیز نوشت. این آرایش با

توجه به نکات زیر نوشته می شود:

- 1- از آنجا که در هر زیر لایه اوربیتال یا فضایی وجود دارد که الکترون در آن فضا قرار می گیرد بنا براین در آرایش اوربیتالی باید الکترون های هر لایه ی اصلی را در اوربیتال های مربوط به آن قرار داد مثلاً لایه ی اول دارای یک زیر لایه است به نام s ، لایه دوم دارای چهار اوربیتال است که یکی از آنها s و سه زیر لایه آن p است. لایه ی سوم دارای 9 اوربیتال است که s آن 1، p آن 3، d آن 5 اوربیتال خواهد داشت.

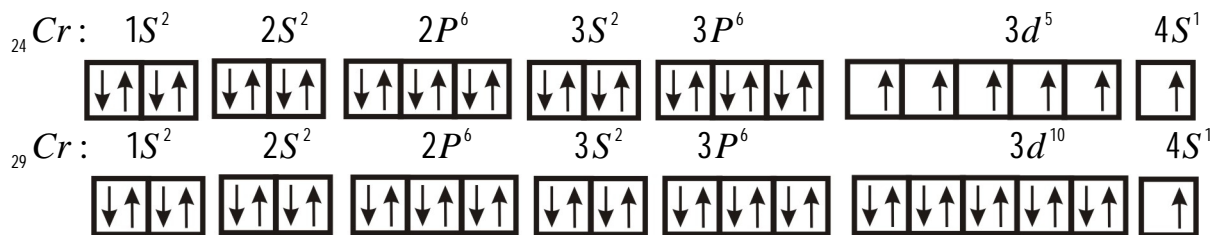
- 2- از آنجا که در هر اوربیتال حد اکثر 2 الکترون قرار می گیرد، تا یک الکترون در جهت عقربه های ساعت به دور خود بچرخد و عدد اسپین $+\frac{1}{2}$ را بوجود آورد و الکترون دیگر در خلاف جهت عقربه های ساعت بچرخد تا عدد اسپین آن $-\frac{1}{2}$ را بوجود آورد و این دو الکترون بتواند اثر میدان مغناطیسی یکدیگر را خنثی کنند. بنابر این در زیر لایه s حد اکثر 2 الکترون در یک اوربیتال، در زیر لایه p 6 الکترون در سه اوربیتال و در زیر لایه d 10 الکترون و در 5 اوربیتال و هر یک دارای حداکثر 2 الکترون خواهند بود. به همین ترتیب زیر لایه f که دارای 14 الکترون است. در 7 اوربیتال 2 الکترونی قرار دارد.
- 3- در آرایش اوربیتالی الکترون ها توجه به اصل هوند یا قانون هوند نیز ضروری است.
- تعریف اصل هوند: اصل هوند بیانگر این مطلب است که در زیر لایه هایی که بیش از یک اوربیتال هم انرژی دارند، اوربیتال هایی دارای انرژی یکسان باشند، اوربیتال هم انرژی نامیده می شوند. مثل p که دارای سه اوربیتال هم انرژی و d دارای 5 اوربیتال هم انرژی است. نحوه ی پر شدن اوربیتال ها از الکترون بدین صورت است که ابتدا هر اوربیتال تک الکترونی شده با اسپین یکسان سپس شروع به پر شدن می کند با اسپین مخالف.
- 4- بر اساس اصل هوند، اوربیتال ها همیشه به نحوی از الکترون پر می شوند که بزرگترین عدد اسپین را بوجود می آورند.

آرایش الکترونی نوشتاری و اوربیتالی ده عنصر جدول تناوبی به صورت زیر است:

نماد شیمیایی عنصر	آرایش الکترونی نموداری			آرایش الکترونی نوشتاری
	1s	2s	2p	
1H	\uparrow			$1s^1$
2He	$\uparrow\downarrow$			$1s^2$ پر شدن نخستین لایه ی الکترونی
3Li	$\uparrow\downarrow$	\uparrow		$1s^2 2s^1$
4Be	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$		$1s^2 2s^2$ پر شدن نخستین زیر لایه از دومین لایه ی الکترونی
5B	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	$1s^2 2s^2 2p^1$
6C	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^2$
7N	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow$	نیمه پر شدن دومین زیر لایه $2p^2$ از دومین لایه ی الکترونی
8O	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^4$
9F	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow$	$1s^2 2s^2 2p^5$
10Ne	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	پر شدن لایه ی الکترونی دوم $2p^6$

نکته ی مهم: در نوشتن آرایش الکترونی، نوشتاری و اوربیتالی عناصری که در آنها اوربیتال d فقط با گرفتن یک الکترون به حالت کاملاً نیمه پر یا کاملاً پر در می آید، مجاز هستیم و باید یک الکترون از اوربیتال 4s به d منتقل کرده و اوربیتال d را به صورت کاملاً پر یا

نیمه پر می نویسیم زیرا حالت های نیمه پر یا کاملاً پر باعث پایداری ذرات می شوند. این نمونه را در مورد دو عنصر ${}_{24}Cr$ و ${}_{29}Cu$ می توان مشاهده کرد:



تعریف اصل طرد پائویی

اصل طرد پائویی بیانگر این مطلب است که در یک اتم هیچ دو الکترونی را نمی توان یافت که دارای چهار عدد کوانتومی یکسان باشند. به عنوان مثال در دو مورد لیتیم (${}_{3}Li$) اگر مشخصات الکترون ها را بنویسیم هیچ کدام از الکترون ها نیستند که تمامی مشخصاتشان یکسان باشد.

مشخصات الکترون های لیتیم Li

$n=2$	$n=1$	$n=1$
$L=0$	$L=0$	$L=0$
$m_L=0$	$m_L=0$	$m_L=0$
$m_s = +\frac{1}{2}$	$m_s = +\frac{1}{2}$	$m_s = -\frac{1}{2}$

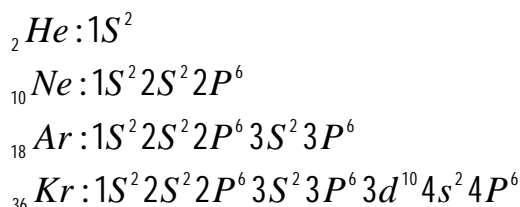
یون ها

می دانیم هر اتم در حالت عادی خنثی است یعنی تعداد پروتون و الکترون آنها با هم برابرند بنا بر این اگر اتمی الکترون از دست بدهد یا الکترون بگیرد به یون تبدیل می گردد یعنی ذره ای بار دار می شود. اگر اتمی الکترون از دست بدهد به یون مثبت تبدیل می شود و به تعداد الکترونی که از دست داده بر روی آن بار مثبت به وجود می آید مانند: Na^+ ، Al^{3+} ، Mg^{2+} . یون های مثبت را کاتیون نیز می گویند. اما اگر اتمی الکترون بگیرد به یون منفی تبدیل می شود و به تعداد الکترونی که گرفته است بر روی آن بار منفی به وجود می آید. مانند: F^- ، P^{3-} ، O^{2-} . یون های با بار منفی را آنیون نیز می نامند. علت این که اتم ها میل به از دست دادن الکترون یا گرفتن الکترون دارند این است که می خواهند آرایش خود را به آرایش گاز های نجیب یا بی اثر برسانند و پایدار گردند.

گاز های نجیب یا بی اثر

گازهای نجیب شامل هلیوم ${}_{2}He$ ، نئون ${}_{10}Ne$ ، آرگون ${}_{18}Ar$ ، کریپتون ${}_{36}Kr$ و ...

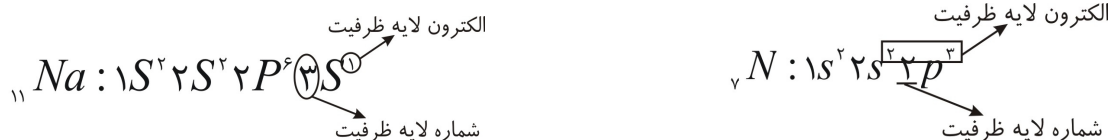
اگر آرایش گاز های نجیب را بررسی کنیم مشاهده می کنیم که به جز هلیوم که اوربیتال S کاملاً پر دارد، بقیه گازهای نجیب دارای اوربیتال s و p کاملاً پر می باشند و همین پر بودن اوربیتال های s و p باعث پایداری این گاز ها شده است و این گازها میلی به انجام واکنش ندارند به همین دلیل بی اثر نامیده می شوند:



سایر اتم ها نیز از آنجا که میل دارند آرایش الکترونی خود را به آرایش الکترونی گاز های نجیب برسانند و پایدار گردند به همین دلیل به از دست دادن یا گرفتن الکترون تمایل دارند تا با این عمل آرایش خود را به آرایش گاز های نجیب برسانند یعنی میل دارند به یون تبدیل شوند.

لایه ی ظرفیت و الکترون های لایه ی ظرفیت

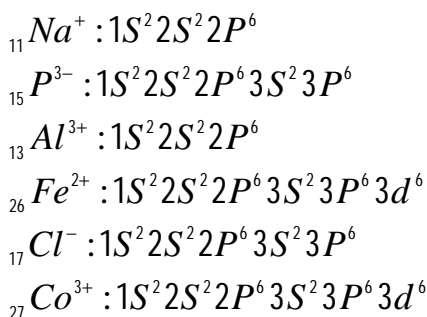
آخرین لایه ی الکترونی در هر اتم را لایه ی ظرفیت می گویند یا به عبارتی لایه ای که بزرگترین n را داشته باشد لایه ی ظرفیت نامیده می شود و الکترون ها ی مربوط به آن لایه را الکترون های لایه ی ظرفیت نامیده می شوند. این الکترون ها نقش بسیار مهمی دارند و خواص شیمیایی یک عنصر بستگی به الکترون های لایه ی ظرفیت دارد. به عنوان مثال:



هنگامی که اتم الکترون از دست می دهد و به یون مثبت تبدیل می شود الکترون خود را از لایه ظرفیت از دست می دهد یا اگر الکترونی می گیرد آن را به لایه ظرفیت اضافه می کند. عناصر واسطه وقتی به یون تبدیل می شوند ابتدا از $4s$ سپس از $3d$ الکترون از دست می دهند. بنابراین با توجه به این مطلب می توان آرایش الکترونی یون ها را نیز نوشت.

مثال : آرایش الکترونی یون های زیر را بنویسید:

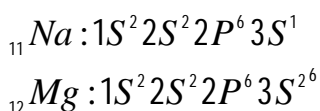
حل :



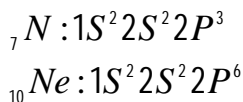
دسته بندی عناصر

با توجه به آرایش الکترونی هر عنصر و با بررسی الکترون های لایه ظرفیت آن عناصر را به دسته های زیر تقسیم می کنند:

1- عناصری که زیر لایه یا اوربیتال s آن ها در حال پر شدن می باشند یا اینکه کاملاً پر شده و از آن خارج نشده باشد، عناصر دسته s می نامند. مانند :

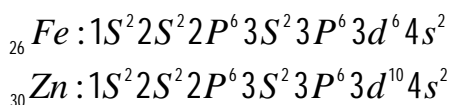


2- عناصری که زیر لایه یا اوربیتال p آن در حال پر شدن باشد و یا کاملاً پر شده باشد از آن خارج نشده باشیم عناصر دسته p نامیده می شود. مانند :



نکته : عناصر دسته s و دسته p از عناصر اصلی هستند.

3- عناصری که اوربیتال d آنها در حال پر شدن است و یا کاملاً پر شده باشد و از آن خارج نشده باشیم عناصر دسته d نامیده می شود که آنها را عناصر واسطه نیز می نامند. مانند:



4- عناصری که زیر لایه و اوربیتال f آن ها در حال پر شدن است عناصر دسته f نامیده می شود که آنها را عناصر واسطه ی داخلی می گویند.

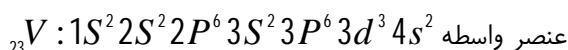
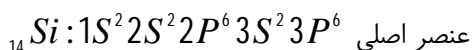
تعریف اصل آفبا (بنا گذاری)

اصل آفبا بیانگر این مطلب است که برای رسم آرایش الکترونی اتم عناصر بزرگتر و سنگین تر می توان از اتم هیدروژن که سبکترین عنصر است شروع کرده سپس یک به یک به تعداد پروتون درون هسته و الکترون های اطراف آن بیافزاییم و بدین ترتیب آرایش اتم های سایر عناصر را بدست آوریم. به این طریقه ی بدست آوردن آرایش الکترونی اصل آفبا یا بناگذاری گفته می شود. آفبا واژه ای آلمانی است به معنی رشد گام به گام یا قدم به قدم.

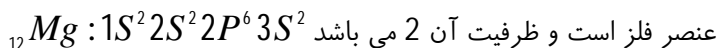
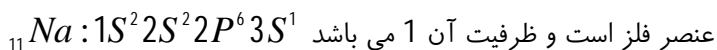
کاربرد های آرایش الکترونی عناصر

با استفاده از آرایش الکترونی عناصر می توان اطلاعاتی را در مورد آن عنصر به دست آورد:

(الف) می توان فهمید که عنصر مورد نظر اصلی است یا واسطه بدین صورت که اگر زیر لایه ی S یا P آن در حال پر شدن بود عنصر مورد نظر اصلی است اما اگر زیر لایه ی d یا f در حال پر شدن بود عنصر مورد نظر واسطه است. به عنوان مثال :



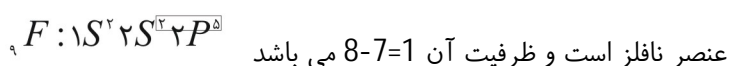
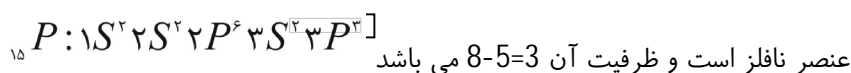
(ب) با استفاده از آرایش الکترونی عناصر می توان فهمید که عنصر مورد نظر فلز است یا نافلز و ظرفیت آن فلز یا نافلز چند است. بدین صورت که اگر عنصری در آرایش الکترونی خود در لایه ظرفیت یک، دو یا سه الکترون داشت آن عنصر فلز است و ظرفیت آن عنصر نیز برابر با همان تعداد الکترون های لایه ی ظرفیت است. به عنوان مثال :



اگر تعداد الکترون های لایه ی ظرفیت 4، 5، 6 یا 7 الکترون باشد آن عنصر نافلز است. در یکی از ظرفیت های پایدار آن (یعنی ظرفیتی که با آن ظرفیت بیشتر واکنش شرکت می کند) از رابطه ی زیر بدست می آید :

$$\text{تعداد الکترون های لایه ظرفیت} - 8 = \text{ظرفیت نافلز}$$

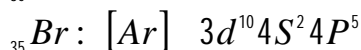
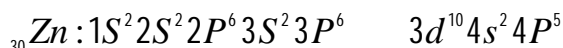
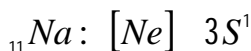
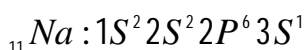
به عنوان مثال :



عناصر دسته ی d یعنی عناصر واسطه همگی فلز هستند و می توانند ظرفیت های متغیر داشته باشند. در عناصر واسطه ردیف چهارم به جز ${}_{21}\text{Sc}$ (اسکاندیم) که فقط ظرفیت 3 و ${}_{30}\text{Zn}$ (روی) که فقط ظرفیت 2 دارند بقیه عناصر دارای ظرفیت های متغیر می باشند.

آرایش الکترونی عناصر با استفاده از آرایش گازهای نجیب

می دانیم که گازهای نجیب شامل ${}_{2}\text{He}$ ، ${}_{10}\text{Ne}$ ، ${}_{18}\text{Ar}$ ، ${}_{36}\text{Kr}$ ، ${}_{54}\text{Zn}$ ، ${}_{86}\text{Rn}$ در گاز های نجیب به جز هلیوم که S کاملاً پر دارد بقیه گازها اوربیتال s و p کاملاً پر دارند و به همین دلیل میلی به انجام واکنش ندارند و بی اثر نامیده می شوند. می توان آرایش الکترونی را با استفاده از آرایش گازهای نجیب قبل از هر عنصر نیز نوشت به عنوان مثال :



فصل دوم : جدول تناوبی عناصر

جدول تناوبی عنصرها

مبنای طبقه بندی عنصرها ویژگی های ظاهری مشترک یا رفتاری مشترک است و با توجه به همین مطلب دانشمندی به نام مندلیف عناصر شناخته شده ی زمان خود را در جدولی دسته بندی و طبقه بندی کرد . مندلیف در طراحی جدول خود دو اصل را مد نظر قرار داد: 1- عناصری را که خواص فیزیکی و شیمیایی مشابهی داشتند در یک ستون زیر همدیگر قرار داد و همچنین 2- عناصر را بر اساس افزایش جرم اتمی آنها در ردیف هایی کنار یکدیگر قرار داد و با این عمل مشاهده کرد که چنانچه عناصر بر اساس افزایش جرم اتمی در کنار یکدیگر قرار گیرند خواص فیزیکی و شیمیایی آنها به طور تناوبی تکرار می گردد.

مندلیف در جدول خود جای بعضی از عناصر را خالی گذاشت و این جاهای خالی را مربوط به عناصری دانست که هنوز شناخته نشده بودند اما با توجه به خواص عناصر بالا و پایین خانه ی خالی توانست خصوصیات عناصر ناشناخته را پیشگویی می کند. به عنوان مثال خانه ای در زیر سیلیسیم خالی بود که آن را اکسیسیسیم نامید (اِکا به معنی شبیه) که امروزه این عنصر در معدن نقره در آلمان کشف شده و ژرمانیم نامیده می شود. اِکا آلومینیوم که امروزه عنصر گالیم نامیده می شود و اِکا بور که امروزه این عنصر اسکاندیم نامیده می شود.

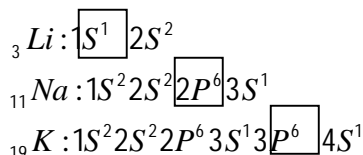
همچنین مندلیف در طراحی جدول خود ناچار شد به خاطر این که اصل تشابه را حفظ کند در بعضی موارد قرار گرفتن عناصر بر حسب افزایش جرم اتمی نادیده بگیرد و آن را نقض کند. به عنوان مثال در مورد دو عنصر کبالت و نیکل و یا دو عنصر تلوریم و اُید این تناقض دیده می شود یعنی عنصر اید با جرم 126/9 را بعد از تلوریم با جرم 127/6 قرار داد. مندلیف علت این تناقض را خطا در اندازه گیری جرم می دانست اما بعد ها مشخص شد که جرم های اندازه گیری شده کاملاً درست بوده است.

جدول تناوبی امروزی بر اساس افزایش عدد اتمی طراحی شده است و مشاهده می شود که هرگاه عناصر بر حسب افزایش تدریجی عدد اتمی کنار یکدیگر چیده شوند تناقض هایی که در جدول مندلیف وجود داشت از بین می رود. به همین دلیل جدول امروزی بر اساس عدد اتمی تنظیم شده اند.

تعریف قانون تناوبی عنصرها

قانون تناوبی عناصر بیانگر این مطلب است که هرگاه عناصر بر حسب افزایش تدریجی عدد اتمی کنار یکدیگر قرار گیرند خواص فیزیکی و شیمیایی آنها به طور تناوبی تکرار می شود.

خاصیت شیمیایی و رفتار شیمیایی هر عنصر بستگی به آرایش الکترونی آن عنصر دارد و عناصری که در جدول تناوبی در یک ستون یا گروه یا خانواده قرار می گیرند همگی از نظر آرایش الکترونی یکسانند به عنوان مثال: عناصر لیتیم Li و سدیم Na و پتاسیم K ، همگی در یک ستون قرار می گیرند که با توجه به آرایش الکترونی آنها مشاهده می کنیم که همگی آنها آرایش لایه ی ظرفیتشان به S^1 ختم می شود پس تشابه آرایش الکترونی در این عناصر باعث شده است تا خواص مشابه داشته باشند :



ویژگی های جدول تناوبی

از کل عناصری که در جدول تناوبی وجود دارند حدود 91 عنصر آنها در طبیعت یافت می شود و حدود 80 عنصر فلز اند مانند عناصر گروه اول (فلزات قلیایی) و گروه دوم (فلزات قلیایی خاکی).

عناصر واسطه که همگی فلز اند و عناصری مانند آلومینیوم ، قلع ، روی ، سرب که این عناصر نیز در گروه های دیگر قرار دارند و فلز اند. فلزات خاصیت چکش خواری و مفتول شدن یا ورق شدن دارند. جلا پذیرند و هدایت الکتریکی و گرمایی دارند.

دسته ی دیگر از عناصر جدول نافلزات هستند که چکش خوار نیستند و تُرد و شکننده اند. جلا پذیر نیستند و خاصیت ورقه شدن ندارند و رسانای الکتریسیته و گرما نیستند یا رسانایی کمی دارند.

از نمونه ی فلزات می توان نیتروژن N، کلر Cl، فلوئور F، اکسیژن O و کربن C نام برد.

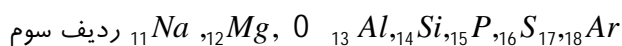
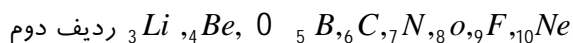
دسته ی دیگر از عناصر جدول شبه فلز ها هستند. شبه فلز ها را نه می توان جزء فلزات و نه می توان جزء نافلزات قرار داد زیرا از بعضی جهات خواص فلزی و از برخی جهات خواص نافلزی دارند. از مهم ترین شبه فلزات می توان سیلیسیم را نام برد که درخشان و شکننده است و از نظر هدایت الکتریکی نیم رسانا است. از دیگر شبه فلزات می توان بور، ژرمانیم، تلوریم، آرسینیک Ar، آنتیموان Sb را نام برد.

مشخصات جدول تناوبی

جدول تناوبی دارای 18 ستون عمودی است که گروه های جدول تناوبی نامیده می شوند و تمام عناصری که در یک گروه قرار می گیرند آرایش الکترونی لایه ظرفیت یکسان دارند. مثلاً تمام عناصری که در گروه اول قرار می گیرند، آرایش الکترونی لایه ظرفیت آنها به ns^1 ختم می شود. عناصری که در گروه 15 قرار می گیرند همگی از نظر آرایش الکترونی لایه ظرفیت به ns^2np^3 ختم می شوند و یا عناصر گروه 17 همگی دارای آرایش الکترونی ns^2np^5 هستند. جدول تناوبی را به صورت گروه های A و B نیز تقسیم می کنند.

دو ستون سمت چپ و شش ستون سمت راست جدول تناوبی را گروه های اصلی جدول می نامند و آنها را با A نشان می دهند و 10 ستونی را که بین گروه های دوم اصلی و سوم اصلی یا بین گروه های دوم تا سیزدهم جدول قرار دارند عناصر دسته ی B یا عنصر واسطه نیز می نامند. اگر در جدول تناوبی دو عنصر ردیف اول یعنی هیدروژن و هلیم را کنار بگذاریم، در بقیه گروه های اصلی تغییر عدد اتمی در دو ستون سمت چپ 32,18,18,8 است و در شش ستون سمت راست جدول تناوبی تغییر عدد اتمی به صورت 32,18,18,8 است. بدین ترتیب اگر عدد اتمی عنصر سر گروه هر گروه اصلی را بدانیم به راحتی می توانیم عدد اتمی سایر عناصر آن گروه را تشخیص بدهیم. جدول تناوبی دارای 7 ردیف افقی است که دوره یا تناوب جدول نامیده می شود.

عناصری که در یک ردیف جدول تناوبی قرار می گیرند همگی از نظر شماره ی آخرین لایه ی الکترونی یکسانند. عناصری که در یک ردیف جدول تناوبی قرار می گیرند، همگی از نظر شماره آخرین لایه الکترونی یکسانند. مثلاً عناصر ردیف اول (هیدروژن و هلیم) هر دو لایه ی الکترونی آنها به 1 ختم می شود. شماره آخرین لایه الکترونی عناصر ردیف دوم به 2 و عناصر ردیف سوم به 3 ختم می شود. دوره اول فقط دارای 2 عنصر هیدروژن و هلیم می باشد. دوره دوم و سوم هر یک دارای 8 عنصر اند که همگی آن ها اصلی اند و یادگیری عناصر دوره های دوم و سوم می تواند کاربرد بسیار زیادی داشته باشد. عناصر ردیف های دوم و سوم به صورت زیر اند:



ردیف های چهارم و پنجم هر یک دارای 18 عنصر اند که 8 عنصر آن اصلی (دو ستون سمت چپ و شش ستون سمت راست) و 10 عنصر آن واسطه اند که بین گروه های دوم و سوم اصلی قرار گرفته اند. در ردیف ششم جدول تناوبی که بزرگترین ردیف جدول است و شامل 32 عنصر می باشد 8 عنصر آن اصلی و مابقی واسطه اند. عناصر واسطه ردیف 6، 14 عنصر واسطه آن را به دلیل شباهت به عنصر 57 (لانتانیم) در یک ردیف 14 تایی در پایین جدول می نویسند که آن ها را لانتانید ها می گویند. لانتانید ها را خاک های نادر یا خاک های کمیاب نیز می نامند. چون این عناصر به مقدار بسیار کم در برخی از خاک ها یافت می شود. لانتانید ها فلزاتی براق هستند و واکنش پذیری زیادی دارند.

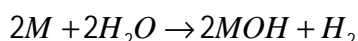
عناصر ردیف هفتم که هنوز ناقص است: این ردیف حدود 23 عنصر دارد که 2 عنصر آن اصلی و مابقی واسطه اند که 14 عنصر واسطه ی این ردیف نیز به دلیل شباهت به عنصر شماره 89 (آکتینیم) در یک ردیف چهارده تایی در پایین جدول نوشته می شوند و تحت عنوان آکتینید ها نامگذاری می شوند. در آکتینید ها ساختار هسته از اهمیت بیشتری نسبت به آرایش الکترونی برخوردار است. آکتینیدها همگی به صورت مصنوعی در اثر واکنش های هسته ای سایر عناصر بدست آمده اند. همه ی آکتینید ها هسته ای ناپایدار دارند و پرتو زا هستند از معروف ترین آکتینید ها می توان اورانیوم را نام برد که از انرژی حاصل از فروپاشی هسته ی آن برای تولید برق زیر دریایی ها استفاده می

شود. لاتناید ها و آکتینید ها را که در هر دو آنها اوربیتال f در حال پر شدن است عناصر واسطه ی داخلی نیز می نامند. عناصر گروه اول همگی نرم اند و به راحتی با چاقو بریده می شوند.

بررسی گروه های جدول تناوبی

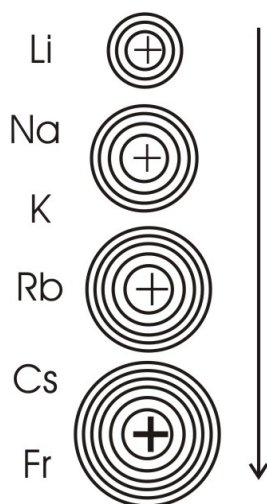
• بررسی عناصر گروه اول فلزات قلیایی

عناصر این گروه شامل لیتیم ، سدیم ، پتاسیم ، سدیم ، روبیدیم ، سزیم ، فرانسییم همگی فلزاتی بسیار فعال اند و واکنش پذیری زیادی دارند و به همین دلیل این عناصر به صورت آزاد در طبیعت یافت نمی شوند و سطح بریده شده ی کاملاً برآقی دارند اما پس از مدتی با اکسیژن هوا ترکیب شده و کدر می شود. به همین دلیل عناصر گروه اول را زیر نفت نگه داری می کنند توجه داشته باشید عناصر گروه اول را نمی توان زیر آب نگهداری کرد زیرا با آب به شدت واکنش می دهد و گاز هیدروژن آزاد می کند و به محلول خاصیت قلیایی یا بازی می دهند. واکنش کلی عناصر این گروه با آب را می توان به صورت زیر نوشت :



علت واکنش پذیری زیاد فلزات قلیایی این است که آرایش الکترونی تمام عناصر به nS^1 ختم می شود یعنی در لایه ی ظرفیت یک الکترون دارند و چون با از دست دادن یک الکترون به آرایش گاز های نجیب می رسند بنا بر این این عناصر میل زیادی به انجام واکنش داشته تا به یون پایدار X^+ تبدیل گردد. در گروه فلزات قلیایی و به طور کلی در تمامی گروه ها با افزایش عدد اتمی (از بالا به پایین) شعاع اتمی افزایش می یابد و با افزایش شعاع اتمی اثر جاذبه ی هسته بر الکترون های لایه ی ظرفیت کمتر می شود. در نتیجه کندن الکترون راحت تر و با صرف انرژی کمتری صورت می گیرد یا به عبارت دیگر انرژی یونش کاهش می یابد.

با توجه به مطلب فوق می توان گفت : در گروه فلزات قلیایی از بالا به پایین واکنش پذیری فلزات افزایش پیدا می کند. زیرا با بزرگتر شدن شعاع اتمی کندن الکترون و رسیدن به آرایش گاز نجیب راحت تر و سریعتر صورت می گیرد. مثلاً واکنش پتاسیم با آب شدیدتر از واکنش سدیم با آب است :



در گروه فلزات قلیایی لیتیم ، پتاسیم و سدیم چگالی کمتر از 1 دارند و روی آب شناور می شوند. اما بقیه عناصر این گروه چگالی بیشتر از 1 داشته و زیر آب قرار دارند. این عنصر را به این دلیل قلیایی می گویند زیرا با حل شدن در آب به محلول خاصیت قلیایی یا بازی می دهند. نقطه ذوب و جوش این عنصر از بالا به پایین کاهش می یابد زیرا ساختار این فلزات به صورت شبکه است و هر چه شعاع اتمی فلزی بیشتر باشد، طول پیوند فلزی در آن شبکه بلند تر و استحکام شبکه کمتر می شود به همین دلیل با صرف انرژی کمتری آن شبکه در هم می ریزد یعنی ذوب می شود.

• بررسی عناصر گروه دوم فلزات قلیایی (گروه S)

عناصر این گروه شامل برلیم، منیزیم، کلسیم، استرانسیم، باریم و رادیم می باشد. آرایش الکترونی این عناصر به nS^2 ختم می شود. یعنی تمامی عناصر در لایه ی ظرفیت خود دارای دو الکترون هستند و با از دست دادن 2 الکترون می توانند به آرایش گاز نجیب برسند به همین دلیل یون پایدار آنها به صورت X^{2+} است. در گروه فلزات قلیایی خاکی نیز با افزایش عدد اتمی شعاع اتمی افزایش می یابد و انرژی یونش کمتر می شود. این عناصر نیز به دلیل فعالیت شیمیایی زیاد به صورت آزاد در طبیعت یافت نمی شود. در این گروه نیز با افزایش عدد اتمی فعالیت شیمیایی از بالا به پایین افزایش می یابد. اما فعالیت شیمیایی فلزات قلیایی خاکی از فلزات قلیایی کمتر است. زیرا فلزات قلیایی خاکی با از دست دادن 2 الکترون به آرایش الکترونی گاز نجیب می رسند اما فلزات قلیایی با از دست دادن 1 الکترون به آرایش گاز نجیب می رسند.

فلزات قلیایی خاکی از فلزات قلیایی چگالی بیشتری دارند و نقطه ذوب و جوش بالاتری دارند زیرا فلزات قلیایی خاکی در ساختار شبکه فلزی خود 2 الکترون را دخالت می دهند اما فلزات قلیایی در شبکه فلزی خود 1 الکترون را دخالت می دهند. به همین دلیل شبکه فلزی فلزات قلیایی خاکی متراکم تر بوده و از استحکام بیشتری برخوردار است.

فلزات قلیایی خاکی را به این دلیل که این فلزات نیز با حل شدن در آب به محلول خاصیت قلیایی می دهند و در خاک نیز یافت می شوند قلیایی خاکی می نامند. فراوان ترین فلزات قلیایی خاکی کلسیم است که به صورت سنگ آهک و سنگ مرمر (کلسیم کربنات) به وفور در زمین یافت می شود.

• بررسی عناصر گروه های 3 تا 12 (گروه D)

عناصر گروه های 3 تا 12 عناصر واسطه نامیده می شوند. تمامی این عناصر فلز اند. واکنش پذیری زیادی دارند. اما واکنش پذیری آنها از عناصر گروه های اول و دوم کمتر است. در این دسته از عناصر به جز جیوه که مایع است بقیه عناصر حالت جامد داشته چگالی آنها از فلزات گروه اول و دوم بیشتر و نقطه ذوب بالاتری دارند. عناصر واسطه دارای ظرفیت های متغیر اند زیرا این عناصر علاوه بر اینکه الکترون لایه ی S خود را در واکنش شرکت می دهند می توانند در بعضی موارد می توانند الکترون اوربیتال d خود را نیز شرکت دهند. عناصر واسطه از ردیف چهارم شروع می شوند و اولین سری عناصر واسطه عدد اتمی 21-30 دارند و عبارتند از: اسکاندیم Sc_{21} ، تیتانیوم Ti_{22} ، وانادیم V_{23} ، کروم Cr_{24} ، منگنز Mn_{25} ، آهن Fe_{26} ، کبالت Co_{27} ، نیکل Ni_{28} ، مس Cu_{29} ، روی Zn_{30} توجه داشته باشید در سری عناصر فوق اسکاندیم فقط ظرفیت 3، روی فقط ظرفیت 2 دارد اما مابقی عناصر می توانند ظرفیت های متغیر داشته باشند در عناصر واسطه ردیف های بعد دسته ای از عناصر را تحت عنوان لانتانید ها و آکتینید ها در دو ردیف 14 تایی

• بررسی عناصر دسته ی 13 تا 18 (گروه P)

در عناصر گروه های 13 تا 18 اوربیتال P در حال پر شدن است. در عناصر این گروه ها بر خلاف عناصر گروه های قبلی که همگی خواص فلزی داشته اند در این سری هم عناصر فلزی و هم عناصر شبه فلزی و هم عناصر نافلزی دیده می شود. به عنوان مثال آلومینیوم، قلع و سرب خواص فلزی دارند. سیلیسیم خواص شبه فلزی داشته و عناصری مانند کربن، نینروژن، اکسیژن، فلوئور، کلر، گوگرد و فسفر خواص نافلزی دارند. در این سری اکسیژن و سیلیسیم از فراوان ترین عناصر موجود در پوسته ی زمین هستند. در آخرین ستون این سری یعنی گروه 18 گازهای نجیب یا بی اثر دیده می شوند که این گازها به دلیل داشتن اوربیتال های S و P کاملاً پر واکنش پذیر نیستند و به همین دلیل گاز بی اثر نامیده می شوند.

البته امروزه دانشمندان توانسته اند از عناصر پایین این گروه نظیر کریپتون، زنون و رادون ترکیبات پایداری را تهیه کنند اما هنوز نتوانسته اند ترکیب پایداری از گازهای هلیوم، نئون و آرگون بدست آورند.

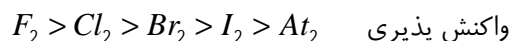
در عناصر دسته ی P، عناصر گروه 17، خواص فلزی کاملاً آشکاری دارند و به همین دلیل از اهمیت بسیاری برخوردارند.

• بررسی عناصر گروه 17 (هالوژن ها)

هالوژن ها یا عناصر گروه هفتم اصلی. عناصر این شامل فلوئور، کلر، برم، ید، استاتین است که استاتین به دلیل پرتو زا بودن خیلی مورد بحث نیست از نظر آرایش الکترونی عناصر این گروه به ns^2np^5 ختم مپ شوند و مشاهده می کنیم که عناصر این گروه با گرفتن یک الکترون به آرایش گاز نجیب می رسند. بنا بر این عناصر این گروه میل زیادی به گرفتن الکترون و تبدیل شدن به یون منفی دارند یعنی یون پایدار آنها به صورت X^{-1} است. به همین دلیل چون این عناصر میل زیادی به گرفتن الکترون دارند این عناصر به صورت آزاد در طبیعت یافت نمی شوند و به صورت ترکیب با عناصر دیگر هستند. به همین دلیل فلزات قلیایی با هالوژن ها واکنش پذیری زیادی دارند. عناصر گروه 17 به دلیل میل زیاد به گرفتن الکترون زیادی به واکنش با فلزات دارند. به ویژه فلزات قلیایی و قلیایی خاکی به دلیل اینکه عناصر گروه 17 با فلزات تولید نمک می کنند آنها را هالوژن یا نمکزا می نامند.

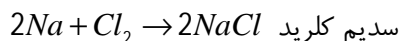
در گروه هالوژن ها نیز مانند گروه فلزات قلیایی و قلیایی خاکی از بالا به پایین شعاع اتمی افزایش پیدا کرده و انرژی یونش کمتر می شود. در این گروه بر خلاف عناصر گروه های اول و دوم فعالیت شیمیایی و واکنش پذیری از بالا به پایین کاهش می یابد. زیرا نا فلزات میل به

گرفتن الکترون دارند و هرچه شعاع اتمی بزرگتر شود گرفتن الکترون سخت تر و مشکل تر صورت می گیرد. یعنی فعالیت شیمیایی آن نافلز یا واکنش پذیری آن نافلز کمتر می شود. با توجه به مطلب فوق واکنش پذیری هالوژن ها را می توان به صورت زیر مقایسه کرد:

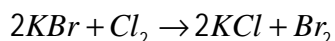


مولکول هالوژن ها در حالت آزاد مولکولی 2 اتمی است

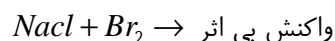
یکی دیگر از ویژگی های هالوژن ها این است که این عناصر میل زیادی به واکنش با فلزات به ویژه فلزات قلیایی و قلیایی خاکی دارند و چنانچه بر این عناصر ترکیب شوند تولید نمک می کنند. مانند :



از دیگر ویژگی های عناصر گروه 17 یا هالوژن ها این است که با توجه به واکنش پذیری هالوژن ها هر هالوژن می تواند هالوژن پایین تر از خود را از حالت نمک یا ترکیب آزاد کند. به عنوان مثال اگر به محلول محتوی پتاسیم برمید (KBr) گاز کلر بیفزاییم، کلر به دلیل اینکه فعالیت شیمیایی بیشتری از برم دارد، جانشین برم شده و برم آزاد می شود. به عبارتی واکنش زیر انجام می شود :



اما اگر به محلول نمک طعام (سدیم کلرید) برم یا آب اضافه کنیم ، به دلیل اینکه فعالیت شیمیایی برم از کلر کمتر است، برم نمی تواند جایگزین کلر گردد و کلر را از واکنش خارج کند. یعنی واکنش انجام نمی شود:



• هیدروژن خانواده ی تک عنصری یا تک عضوی

هیدروژن خود به تنهایی یک خانواده را تشکیل می دهد و به لحاظ اینکه هیدروژن از نظر خواص شیمیایی با هیچ یک از عناصر جدول تناوبی هم‌هنگ نیست، آن را در خانه ای جداگانه و در بالای عناصر گروه اول قرار داده اند.

علت اینکه آن را در بالای عناصر گروه اول قرار دادند این است که هیدروژن در لایه ی ظرفیت خود فقط 1 الکترون دارد و آرایش الکترونی آن به $1s^1$ ختم می شود و آرایش الکترونی فلزات گروه اول نیز به ns^1 ختم می شود. هیدروژن به دلیل اینکه دارای 1 پروتون است و در لایه ظرفیت خود 1 الکترون بیشتر ندارد بسیار ناپایدار و واکنش پذیر است به همین دلیل به صورت آزاد در طبیعت یافت نمی شود و به صورت ترکیب با سایر عناصر فراوان ترین ترکیب آن ترکیب با اکسیژن است که آب را می سازد. هیدروژن با فلزات فعال نیز می تواند واکنش دهد و تولید ترکیب یونی یا نمک نماید مثلاً با سدیم تولید NaH (سدیم هیدرید) می کند.

مطالب بیشتر بدانید

• از عنصر لیتیم Li که از عناصر گروه اول است ، در تهیه دارو ها برای درمان ناراحتی های اعصاب و روان ، افسردگی ، جنون و ناهنجاری های رفتاری استفاده می شود و بیشتر لیتیم به صورت کربنات در دارو ها به کار برده می شود. (Li_2CO_3) در دارو ها استفاده می شود.

• از عنصر کلسیم که فراوان ترین فلز قلیایی خاکی است در تهیه دارو ها برای درمان نرمی استخوان ، رشد استخوانی و برای جلوگیری از پوکی استخوان استفاده می شود.

• از 115 عنصر جدول تناوبی 11 عنصر آن گازی شکل اند که 6 عنصر گازی شکل گاز های نجیب بوده و در گروه 18 هستند و 5 عنصر گازی دیگر عبارتند از : هیدروژن ، نیتروژن ، اکسیژن ، اکسیژن ، فلوئور و کلر . دو عنصر در دمای معمولی مایع اند (جیوه Hg و برم Br) و مابقی در حالت جامد قرار دارند.

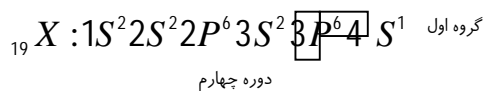
• تعریف نیمه عمر : مدت زمانی که لازم است تا یک ماده ی پرتو زا در اثر فروپاشی از بین برود و جرم آن به نصف برسد نیمه عمر آن ماده پرتو زا نامیده می شود. هسته ی برخی از مواد پرتو زا پایدارند اما برخی از مواد پرتو زا هسته ای بسیار ناپایدار دارند و نیمه عمر بسیار

کوتاهی دارند. مثلاً از میان آکتینیت ها به جز اورانیوم U و توریم Th، بقیه نیمه عمر بسیار کوتاهی دارند به طوریکه تقریباً تمامی آنهايي که در هنگام تشکیل زمین بوجود آمده اند اکنون متلاشی شده و از بین رفته اند. از عناصر گروه اول، فرانسیم Fr پرتوزاست و تمام ایزوتوپ های شناخته شده آن نیز پرتو زا می باشد. پایدارترین ایزوتوپ آن فرانسیم 222 است (^{222}Fr) که نمی عمر آن 21 دقیقه است با توجه به خواص عناصر گروه اول می توان ویژگی های فرانسیم را نیز پیشگویی کرد مثلاً می دانیم که در گروه اول از بالا به پایین نقطه ذوب کاهش پیدا می کند. بنا بر این انتظار داریم نقطه ذوب فرانسیم از سزیم نیز کمتر باشد. بنا بر این نقطه ذوب فرانسیم باید از 28 که نقطه ذوب سزیم کمتر باشد که آزمایش نیز این مطلب را ثابت می کند.

تشخیص موقعیت یک عنصر در جدول تناوبی

با استفاده از آرایش الکترونی می توان مشخص کرد که یک عنصر به کدام گروه و کدام ردیف جدول تناوبی تعلق دارد. بدین صورت که اگر عنصری جزء عناصر دسته ی S بود تعداد الکترون لایه ی آخر نشانگر گروه آن عنصر و شماره ی آخرین لایه نشانگر دوره یا تناوب آن خواهد بود.

مثال: عنصر X_{19} به کدام گروه یا دوره جدول تناوبی تعلق دارد؟
حل:



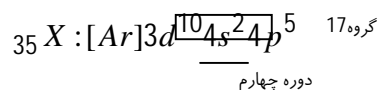
چنانچه عنصری جزء عناصر دسته d باشد (یعنی اوربیتال d در حال پر شدن داشته باشند مجموع الکترون های S لایه آخر و d نشانگر گروه آن عنصر و شماره ی آخرین لایه نشانگر دوره یا تناوب آن عنصر است.

مثال: عنصر نیکل با عدد اتمی 28 به کدام دوره و گروه جدول تناوبی تعلق دارد؟



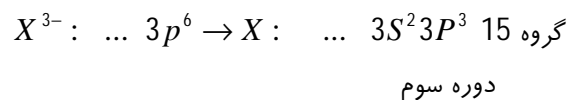
اگر عنصری جزء دسته ی P باشد؛ مجموع الکترون های S و P لایه آخر به اضافه ی 10 نشانگر گروه آن عنصر و شماره آخرین لایه نشانگر دوره یا تناوب آن عنصر خواهد بود.

مثال: عنصر شماره 35 به کدام دوره و گروه جدول تناوبی تعلق دارد؟
حل:



توجه داشته باشید گاهی ممکن است آرایش الکترونی یونی داده شود اما موقعیت اتمی را که به آن یون تبدیل شده است را در جدول تناوبی بخواهند. از آنجا که جدول تناوبی را برای اتم ها داریم بنابراین اگر آرایش یونی داده شود ابتدا از روی آرایش آن یون به آرایش اتم مورد نظر برسیم سپس با توجه به آرایش اتم مانند مطالب قبلی گروه و دوره ی آن اتم را مشخص می کنیم.

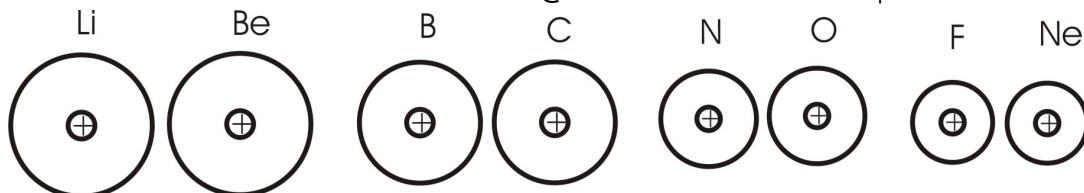
مثال: آرایش یون X^{3-} به $3p^6$ ختم شده است. عنصر X به کدام گروه یا جدول تناوبی تعلق دارد؟
حل:



بررسی روند تغییرات انرژی یونش در یک دوره جدول تناوبی

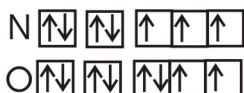
در هر دوره جدول تناوبی با افزایش عدد اتمی از چپ به راست شعاع اتمی کوچکتر می شود. زیرا عناصری که در یک دوره جدول تناوبی قرار بگیرند همگی لایه های الکترونی یکسان دارند. بنا بر این با افزایش عدد اتمی تعداد پروتون درون هسته بیشتر شده، بار مثبت هسته افزایش می یابد در نتیجه اثر جاذبه ی هسته بر لایه های الکترونی بیشتر شده و لایه های الکترونی فشرده تر می گردد. در نتیجه شعاع اتمی کوچکتر می شود.

به عنوان مثال در عناصر ردیف دوم جدول تناوبی روند تغییرات شعاع را می توان به صورت زیر نشان داد:

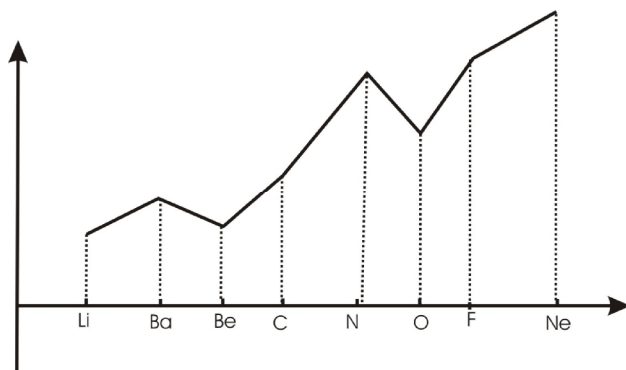


بررسی روند تغییرات انرژی یونش در یک دوره جدول تناوبی

به طور کلی در هر دوره جدول تناوبی چون با افزایش عدد اتمی شعاع اتمی کوچکتر می گردد انرژی یونش نیز افزایش پیدا می کند. اما در هر دوره بین انرژی یونش عنصر گروه دوم اصلی آن دوره با عنصر گروه سوم اصلی آن دوره و همچنین در انرژی های یونش عنصر گروه 5 اصلی و 6 اصلی (15 و 16) تناقض هایی دیده می شود. مثلاً در عناصر ردیف دوم، B با وجود اینکه شعاع کوچکتری از Be دارد و باید کندن الکترون از آن مشکل تر باشد یعنی انرژی یونش اش بیشتر از Be باشد اما انرژی یونش Be بیشتر است. علت این پدیده را می توان چنین توجیه کرد که با توجه به آرایش الکترونی B $1s^2 2s^2 2p^1$ و Be $1s^2 2s^2$ الصاق تصویر $2s^2$ مشاهده می کنیم که در Be اوربیتال S کاملاً پر است. اما در B اوربیتال P دارای یک تک الکترون است. از آنجا که حالت های الکترونی کاملاً پر و یا کاملاً نیمه پر از پایداری بیشتری برخوردار است و کندن الکترون از آن حالت ها مشکل تر است به همین دلیل انرژی یونش Be بیشتر از B شده است. مشابه این تناقض را در مورد نیتروژن و اکسیژن نیز می توان مشاهده کرد. نیتروژن به دلیل اینکه آرایش الکترونی کاملاً نیمه پر دارد از پایداری بیشتری برخوردار بوده در نتیجه انرژی یونش آن از اکسیژن بیشتر است :



نمودار تغییرات انرژی یونش در عناصر مختلف را می توان به صورت زیر نشان داد:



تعریف الکترونگاتیوی

تمایل نسبی یک اتم برای کشیدن الکترون های اشتراکی در یک پیوند به سمت هسته ی خود را الکترونگاتیوی می گویند.

الکترونگاتیوی مانند انرژی یونش با شعاع رابطه ی عکس دارد. یعنی هر چه شعاع اتمی بزرگتر گردد هسته برای کشیدن الکترون ها به سمت خود تمایل بیشتری دارد. به عبارتی الکترونگاتیوی کاهش می یابد. با توجه به مطلب فوق می توان روند تغییرات الکترونگاتیوی را در یک گروه و یک دوره جدول تناوبی به صورت زیر بررسی کرد:

در هر گروه جدول تناوبی با افزایش عدد اتمی (یعنی از بالا به پایین) الکترونگاتیوی کاهش می یابد. زیرا در هر گروه از بالا به پایین شعاع اتمی بزرگتر شده تمایل هسته برای جذب الکترون اشتراکی کاهش می یابد یعنی الکترونگاتیوی کمتر می شود.

در هر دوره جدول تناوبی با افزایش عدد اتمی یعنی از چپ به راست، الکترونگاتیوی افزایش می یابد زیرا از چپ به راست در هر دوره تعداد لایه های الکترونی ثابت است. با بیشتر شدن عدد اتمی یعنی بار مثبت هسته شعاع اتمی کوچکتر می شود و تمایل هسته برای جذب الکترون های اشتراکی بیشتر می شود. به عبارتی الکترونگاتیوی بیشتر می شود.

از آنجایی که گازهای نجیب تمایلی برای شرکت در پیوند ندارند برای آنها الکترونگاتیوی مطرح نمی شود. بنابر این با چشم پوشی از گازهای نجیب فلئور در جدول تناوبی بیشترین الکترونگاتیوی و سزیم کمترین الکترونگاتیوی را خواهد داشت.

طبق قرار داد برای فلئور الکترونگاتیوی 4 قرار می دهند. پس از فلئور الکترونگاتیو ترین عناصر به ترتیب اکسیژن، نیتروژن و کلر اند و بعد از آنها هالوژن ها نیز الکترونگاتیو های قوی ای هستند.

عنصری را که الکترونگاتیوی کمتری نسبت به یک عنصر الکترونگاتیو دارد الکتروپوزیتیو نام دارد. چون با قرار گرفتن این عنصر در مقابل یک عنصر الکترونگاتیو تر بر روی این عنصر مقداری بار مثبت به وجود می آید به همین دلیل آن را الکتروپوزیتیو نام دارند.

فصل سوم : ترکیب های یونی

ترکیب های یونی

از آنجا که تمام اتم ها میل دارند آرایش الکترونی خود را به آرایش الکترونی گازهای نجیب برسانند و پایدار گردند، میل به شرکت در پیوند با سایر اتم ها را دارد.

می دانیم که در گاز های نجیب به جز هلیوم که در لایه ظرفیت 2 الکترون دارد، بقیه گازهای نجیب در لایه ظرفیت خود دارای 8 الکترون هستند یعنی اوربیتال S و P لایه درونی آنها کاملاً پر است. به همین دلیل هیدروژن و برخی از عناصر سبک و کوچک دارند و آرایش الکترونی خود را به هلیوم برسانند. یعنی در لایه ظرفیت خود 2 الکترون داشته باشند اما عمده عناصر جدول میل دارند آرایش الکترونی خود را به آرایش الکترونی گاز نجیب برسانند یعنی لایه ظرفیت خود را به 8 الکترون برسانند.

تمایل اتم ها برای رسیدن به آرایش الکترونی گازهای نجیب یا آرایش هشتایی الکترونی که راهی مناسب برای تشخیص میزان واکنش پذیری اتم ها می باشد قاعده اوکتت نامیده می شود.

برای اوکتت شدن فلزات الکترون از دست می دهند و به یون مثبت تبدیل می شوند و نافلزات الکترون می گیرند و به یون منفی یا آنیون تبدیل می شوند.

البته توجه داشته باشید برخی از عناصر به ویژه فلزات واسطه حتی بدون رسیدن به آرایش اوکتت نیز می توانند پایدار باشند به همین دلیل عناصر واسطه می توانند پایدار باشند و یون هایی با بار های متفاوت تولید کنند. مثلاً آهن می تواند هم به صورت Fe^{2+} و هم می تواند به صورت Fe^{3+} وجود داشته باشد.

یون های تک اتمی

هرگاه یک اتم با از دست دادن الکترون یا گرفتن الکترون به یون تبدیل گردد، آن یون را یون تک اتمی می گویند. یا به عبارتی کاتیون ها یا آنیون هایی که تنها از یک اتم تشکیل شده باشند یون تک اتمی نامیده می شوند.

کاتیون های تک اتمی : Al^{3+}, Na^{+}, Mg^{2+}

آنیون تک اتمی : F^{-}, N^{3-}, O^{2-}

برای نام گذاری کاتیون های یک فلز ابتدا کلمه یون آورده و سپس نام فلزی که به کاتیون تبدیل شده است ذکر می کنیم مانند: یون آلومینیوم ، یون سدیم و یون منیزیم

اگر فلزی بیش از یک نوع کاتیون تولید کند پس از ذکر کلمه ((یون)) و نام فلز حتماً باید بار یون به صورت اعداد رومی در داخل پرانتز جلوی نام فلز نوشته شود:

یون آهن (II) : Fe^{2+} یون آهن (III) : Fe^{3+}

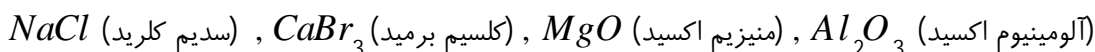
برای نامگذاری آنیون های تک اتمی ابتدا نام عنصری را که به آنیون تبدیل شده است را ذکر کرده به دنبالش لفظ ((ید)) می آوریم. مانند : F^{-} (فلوئورید) ، N^{3-} (نیتريد) ، O^{2-} (اکسید) ، S^{2-} (سولفید) ، P^{3-} (فسفید)

در مورد فلزاتی که بیش از یک نوع کاتیون می توانند تولید کنند گاهی برای نام گذاری آن کاتیون از نام قدیمی آن ها نیز استفاده می شود. در این روش هنگامی که کاتیون با ظرفیت کمتر نوشته می شود پس از بیان نام آن فلز لفظ ((ا)) می آورند و اگر کاتیون با ظرفیت بیشتر نوشته شود پس از بیان نام فلز لفظ ((یک)) می آورند. به عنوان مثال :

یون کرومیک : Cr^{3+} یون کرومو : Cr^{2+}

ترکیب های یونی دو تایی

به ترکیب های یونی متشکل از دو عنصر ترکیب یونی دو تایی گفته می شود. هر ترکیب یونی از یک فلز و یک نافلز تشکیل می شوند. فلز با از دست دادن الکترون به یون مثبت یا کاتیون تبدیل می شود و نافلز با گرفتن الکترون به یون منفی یا آنیون تبدیل می شود. در اثر جاذبه ای که بین یون مثبت و منفی به وجود می آید ترکیب یونی شکل می گیرد و تشکیل می شود. برای نوشتن فرمول شیمیایی یک ترکیب یونی دوتایی ابتدا نماد شیمیایی فلز را نوشته سپس نماد شیمیایی نافلز را می نویسیم. اگر ظرفیت فلز و نافلز شرکت کننده در ترکیب یونی دو تایی یکسان بود هیچ ظرفیتی را نمی نویسیم اما اگر ظرفیت فلز و نافلز تشکیل دهنده ترکیب های یونی دوتایی یکسان نبود ظرفیت فلز را زیر وند نافلز و ظرفیت نا فلز را زیر وند فلز قرار می دهیم. مانند :



مثال : فرمول شیمیایی ترکیب های یونی دو تایی زیر را بنویسید :

الف) آلومینیوم فلوئورید (ب) کلسیم فسفید (ج) مس II سولفید (د) پتاسیم کلرید (ه) آهن III اکسید

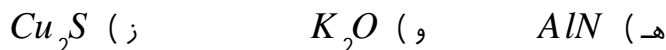
حل :



طریقه خواندن نام ترکیب های یونی دو تایی

برای خواندن نام ترکیب های یونی دوتایی ابتدا نام فلز را نوشته و سپس نام نافلز را ذکر می کنید و به دنبال آن لفظ ((ید)) اضافه می کنیم. اگر فلز شرکت کننده در ترکیب یونی دو تایی بیش از یک ظرفیت داشته باشد، پس از ذکر نام فلز حتما باید ظرفیت آن فلز را به صورت اعداد رومی در داخل پرانتز جلوی نام فلز بنویسیم سپس نام فلز را ذکر کرده و به دنبالش لفظ ((ید)) اضافه می کنیم.

مثال : نام ترکیب های یونی دوتایی زیر را بنویسید:



حل :

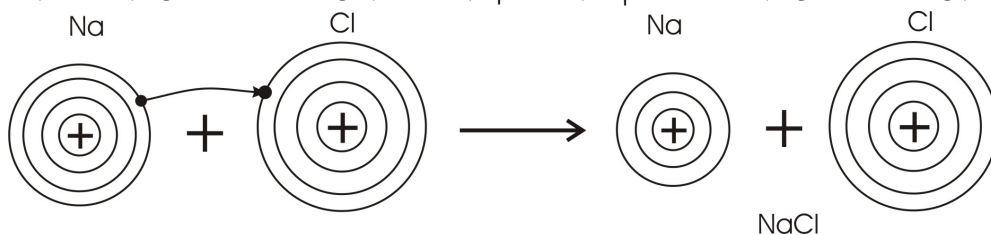
الف) روی II فلوئورید (ب) کبالت II کلرید (ج) لیتیم یدید (د) کلسیم برمید

هـ) آلومینیوم نیتريد (و) پتاسیم اکسید (ز) مس سولفید

چگونگی تشکیل ترکیب های یونی یا نمک ها ؟

ترکیب یونی ترکیبی است که از یک فلز و یک نافلز تشکیل می شود. طبق قاعده اکت فلز الکترون از دست می دهد و به یون مثبت تبدیل می شود، نافلز الکترون می گیرد و به یون منفی تبدیل می شود. در اثر نیروی جاذبه ای که بین یون های با بار ناهمنام بوجود می آید پیوندی تشکیل می شود که به آن پیوند یونی می گویند و ترکیب هایی که در ساختار خود دارای چنین پیوندی هستند، ترکیب های یونی یا نمک می نامند.

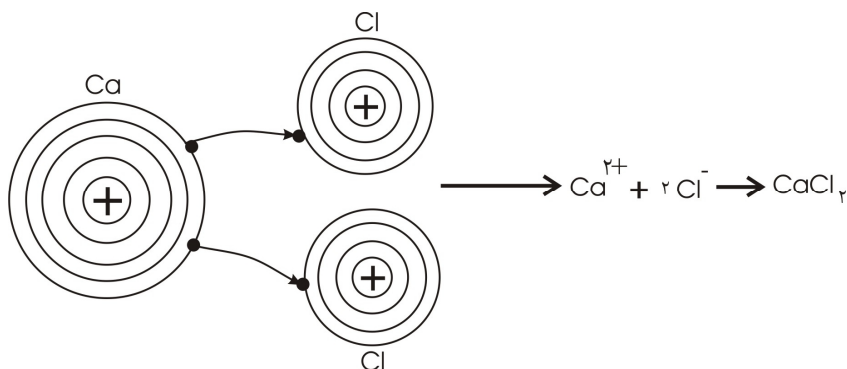
از نمونه ی ترکیبات یونی یا نمک ها می توان نمک سدیم کلرید را نام برد که چگونگی تشکیل آن را می توان به صورت زیر نشان داد:



توجه داشته باشید در ساختار نمک ها نیروی جاذبه تنها بین یک یون مثبت و یک یون منفی نیست بلکه در تمام جهان و میان همه ی یون های با بار ناهمنامی که مجاور یکدیگر قرار گرفته اند بوجود می آید. بنا بر این در ساختار هر نمک مجموعه ای از یون های مثبت و منفی به

صورت شبکه در کنار یکدیگر دیده می شود و در نتیجه یک آرایش منظم از یون ها بوجود می آید که به آرایش سه بعدی و منظمی که در اثر قرار گرفتن اتم ها ، مولکول ها یا یون ها در کنار یکدیگر بوجود می آید، شبکه بلور می گویند.

بررسی چگونگی تشکیل کلسیم کلرید $CaCl_2$



توجه داشته باشید در هر ترکیب یونی یون های با بار ناهم نام سعی می کنند در کوتاه ترین فاصله نسبت به هم قرار گیرند تا بیشترین جاذبه بین آنها بوجود بیاید و یون های با بار هم نام سعی می کنند بیشترین فاصله از یکدیگر را داشته باشند تا کمترین دافعه بین آنها بوجود بیاید به همین دلیل هر ترکیب یونی دارای شکل هندسی بخصوصی است.

عدد کوئوردینانسیون

تعداد یون های با بار مخالف کا اطراف یک یون معین را در شبکه بلور یونی احاطه کرده و با آن پیوند می دهند عدد کوئوردینانسیون می گویند.

به عنوان مثال در بلور نمک طعام هر یون Cl^- با 6 یون Na^+ پیوند می خورد بنا بر این عدد کوئوردینانسیون در نمک طعام 6 است و شکل بلور نمک طعام مکعبی شکل است.



توجه داشته باشید ترکیب های یونی ترکیب های خنثی هستند زیرا در هر ترکیب یونی مجموع بار یون های مثبت با مجموع بار یون های منفی برابر است.

خصوصیات و ویژگی های ترکیب های یونی

ترکیب های یونی به صورت مولکول های مجزا از یکدیگر نیستند. بلکه به صورت شبکه ای متشکل از یون های مثبت و منفی هستند. به همین دلیل به کار بردن کلمه ی مولکول برای ترکیب های یونی مناسب نیست و برای ترکیب های یونی از کلمه شبکه بلور استفاده می شود. مثل شبکه بلور سدیم کلرید.

ترکیب های یونی جامد هایی سخت با نقطه ذوب و جوش نسبتا بالا هستند اما چکش خوار نیستند. علت سختی و بالا بردن نقطه ذوب و جوش آنها این است که در ساختار ترکیب های یونی جاذبه ی قوی بین یون های مثبت و منفی وجود دارد. به همین دلیل نقطه ذوب آنها بالاست.

علت مقاوم نبودن آنها در مقابل ضربه چکش نیز این است که در اثر ضربه لایه های یونی بر روی یکدیگر می لغزند، یون های با بار ناهم نام مقابل یکدیگر قرار می گیرند. در اثر دافعه شدید که بین یون های با بار هم نام بوجود می آید، شبکه بلور ترکیب یونی متلاشی شده و در هم می ریزد.

ترکیب های یونی در حالت جامد رسانا نیستند اما در حالت مذاب یا محلول جریان الکتریسیته را از خود عبور می دهند. علت این پدیده را می توان چنین توجیه کرد که در حالت جامد به دلیل جاذبه ی قوی ای که بین یون های با بار ناهم نام وجود دارند.

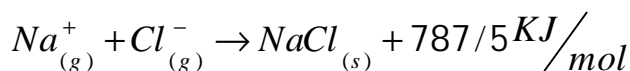
یون ها جز حرکت ارتعاشی در جای خود حرکت آزادی ندارند در نتیجه نمی توانند آزادانه حرکت کنند و جریان الکتریسیته را منتقل کنند. اما در حالت مذاب یا محلول جاذبه ی بین یون ها از بین رفته ، یون ها آزادانه حرکت می کنند در نتیجه می توانند جریان الکتریسیته را از خود عبور دهند.

انرژی شبکه

به طور کلی هنگام تشکیل پیوند بین اتم های ماده حاصل پایدار تر بوده و به همین دلیل هنگام تشکیل پیوند مقداری انرژی آزاد می شود. این مطلب در مورد پیوند های یونی نیز صادق است و هنگام پیوند بین یون های مثبت و منفی و بوجود آمدن یک ترکیب یونی نیز مقداری انرژی آزاد می شود که به انرژی شبکه معروف است یا به عبارتی می توان انرژی شبکه را به صورت زیر تعریف کرد:

مقدار انرژی که هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون های گازی شکل سازنده ی آن آزاد می شود انرژی شبکه آن ترکیب یونی نامیده می شود.

به عنوان مثال : هنگام تشکیل یک مول نمک طعام یا سدیم کلرید ، از یون های Na^+ گازی و Cl^- گازی حدود 787/5 کیلو ژول انرژی آزاد می شود که آن را انرژی شبکه بلور نمک طعام می گویند و می توان انرژی شبکه آن را به صورت زیر نشان داد:



محلول در آب : (aq) مایع : (l) جامد : (s) گاز : (g)

انرژی شبکه می تواند معیاری برای سنجش قدرت و استحکام پیوند باشد. بدین صورت که هرچه انرژی شبکه پیوندی بیشتر باشد، آن پیوند از استحکام و قدرت بیشتری نیز برخوردار است.

عوامل موثر در مقدار انرژی شبکه

در مقدار انرژی شبکه ترکیب های یونی دو عامل موثر است : 1- بار یون ها 2- شعاع یون ها

بار یون : مقدار انرژی شبکه با بار یون رابطه مستقیم دارد یعنی هر چه بار یون های تشکیل دهنده پیوند یونی بیشتر باشد جاذبه بین یون ها بیشتر باشد جاذبه بین یون ها بیشتر بوده و انرژی شبکه افزایش می یابد و آن پیوند از استحکام و قدرت بیشتری برخوردار خواهد شد.

شعاع یون : مقدار انرژی شبکه با شعاع یون رابطه ی عکس دارد. هر چه شعاع یونی کوچکتر باشد، انرژی شبکه بیشتر خواهد بود زیرا هر چه شعاع یونی کوچکتر باشد، چگالی و تراکم بار بر روی آن یون بیشتر خواهد بود در نتیجه آن یون جاذبه ی قوی تری را با یون های مجاور بر قرار خواهد کرد. در نتیجه انرژی شبکه بیشتر خواهد شد.

مقدار انرژی شبکه ی یک ترکیب یونی را می توان به نقطه ذوب و جوش آن ترکیب یونی نیز ارتباط دارد بدین صورت که هر چه انرژی شبکه یک ترکیب یونی بیشتر باشد آن شبکه از استحکام بیشتری برخوردار است. در نتیجه برای فروپاشی شبکه و ذوب کردن آن نیز به انرژی بیشتر نیاز است یعنی نقطه ذوب آن نیز افزایش می یابد.

مثال : نقطه ذوب $NaCl$ بیشتر است یا $LiCl$ ؟ چرا ؟

حل :

$LiCl$ ، زیرا شعاع یون لیتیم کوچکتر از یون سدیم بوده در نتیجه تراکم بار بر روی یون لیتیم بیشتر بوده در نتیجه جاذبه ی قوی تری را با یون کلر بوجود می آورد. یعنی انرژی شبکه آن بیشتر است.

مثال : نقطه ذوب $NaCl$ بیشتر است یا Na_2O ؟ چرا ؟

حل : Na_2O ، زیرا در سدیم اکسید یون O^{2-} با سدیم پیوند خورده است اما در $NaCl$ یون Cl^- با سدیم پیوند خورده است و

چون مقدار بار یون O^{2-} بیشتر است بنا بر این جاذبه ی قوی تری را با سدیم تشکیل می دهد و در نتیجه انرژی شبکه در سدیم اکسید بیشتر خواهد بود و نقطه ذوب آن بالاتر می باشد.

فرمول تجربی

فرمول تجربی فرمولی است که در آن نوع اتم های سازنده ی ترکیب و کوچکترین نسبت عدد صحیحی که آن اتم ها با یکدیگر دارند را نشان می دهند.

به عنوان مثال برای فرمول گلوکز $C_6H_{12}O_6$ می توان فرمول تجربی CH_2O را به کار برد.

ترکیب های یونی چند تایی

اگر آنیون یا کاتیونی از بیش از یک اتم تشکیل شده باشند، آن آنیون یا کاتیون را یون چند اتمی می گویند. تنها یون مثبت چند اتمی یون NH_4^+ است که یون آمونیوم نامیده می شود و چون یک بار مثبت دارد پس ظرفیت آن نیز 1 است اما یون های منفی یا آنیون های چند اتمی بسیار متنوع و زیاد هستند و اکثر آنیون های چند اتمی را می توان از اسید های اکسیژن دار آنها بدست می آید. به این ترتیب که اگر از اسید اکسیژن داری یک یا چند هیدروژن اسیدی آن را کنار بگذاریم باقی مانده ی آن اسید یک آنیون خواهد بود و ظرفیت یا بار آن آنیون برابر با همان تعداد هیدروژنی است که کنار گذاشته شده است. به عنوان مثال نیتریک اسید (HNO_3) یک اسید اکسیژن دار نیتروژن است. اگر H آن را کنار بگذاریم باقیمانده NO_3^- خواهد بود که آنیون این اسید نامیده می شود.

برای نامگذاری آنیون حاصل از یک اسید نام آنیون را از روی نام اسیدی که آن آنیون از آن مشتق شده است می گیرد، به این ترتیب که کلمه ی اسید را از نام اسید مربوطه حذف می کنند، اگر اسیدی که آنیون از آن مشتق شده است در نام خود لفظ ((رو)) داشته باشد، لفظ ((رو)) را حذف کرده و به جای آن لفظ ((یت)) می گذاریم. اگر آنیون از اسیدی مشتق شده باشد که اسید در نام خود لفظ ((یک)) داشته باشد، برای نام آنیون آن، کلمه ی اسید و لفظ ((یک)) حذف شده، به جای آن لفظ ((ات)) قرار می دهیم. برخی از اسید های اکسیژن دار بیش از یک هیدروژن اسیدی دارند. بنابر این بیش از یک آنیون می توان از این اسیدها بدست آورد.

مثال : آنیون های حاصل از اسید های زیر را نوشته و نامگذاری کنید :

نام اسید	فرمول شیمیایی	آنیون ها	نام آنیون
نیترو اسید	HNO_2	NO_2^-	نیتريت
نیتريك اسید	HNO_3	NO_3^-	نیترات
سولفورو اسید	H_2SO_3	HSO_3^-	هیدروژن سولفیت
		SO_3^{2-}	سولفیت
سولفوریک اسید	H_2SO_4	HSO_4^-	هیدروژن سولفات
		SO_4^{2-}	سولفات
کربنیک اسید	H_2CO_3	HCO_3^-	هیدروژن کربنات
		CO_3^{2-}	کربنات
هیپو فسفرو اسید	H_3PO_2	PO_2^{3-}	هیپوفسفیت
فسفرو اسید	H_3PO_3	$H_2PO_4^-$	دی هیدروژن فسفیت
		HPO_4^{2-}	هیدروژن فسفیت
		PO_4^{3-}	فسفیت
فسفریک اسید	H_3PO_4	$H_2PO_4^-$	دی هیدروژن فسفات
		HPO_4^{2-}	هیدروژن فسفات
		PO_4^{3-}	فسفات
هیپو کلرو اسید	$HClO$	ClO^-	هیپو کلریت
کلرو اسید	$HClO_2$	ClO_2^-	کلریت
کلریک اسید	$HClO_3$	ClO_3^-	کلرات
پر کلریک اسید	$HClO_4$	ClO_4^-	پر کلرات

یادگیری نماد آنیون های زیر نیز لازم و ضروری است :

MnO_4^- : پر منگنات ، CrO_4^{2-} : کرومات ، $Cr_2O_7^{2-}$: دی کرومات ، OH^- : هیدروکسید

نکته: توجه داشته باشید در مورد اکسی اسید های فسفر دار، فسفریک اسید (H_3PO_4) اسیدی 3 ظرفیتی است یعنی هر سه هیدروژن آن قابل کنده شدن است. فسفرو اسید (H_3PO_3) دو ظرفیتی و هیپو فسفرو اسید (H_3PO_2) اسیدی یک ظرفیتی است.

طریقه نوشتن فرمول های شیمیایی ترکیب های یونی چند تایی

برای نوشتن فرمول شیمیایی ترکیب های یونی چند تایی ابتدا علامت شیمیایی فلز یا کاتیون تشکیل دهنده ی ترکیب یونی را نوشته سپس نماد آنیون مورد نظر را می نویسیم. اگر فلز و کاتیون با آنیون مورد نظر ظرفیتی یکسان داشتند هیچ ظرفیتی را نمی نویسیم اما اگر فلز یا کاتیون ظرفیتی متفاوت با آنیون داشته باشد، ظرفیت آنیون را زیر وند فلز یا کاتیون قرار می دهیم. (کاتیون را باید در پراتز قرار دهیم) و ظرفیت فلز را پس از کشیدن پراتز به دور آنیون جلوی پراتز قرار می دهیم.

مثال: فرمول شیمیایی ترکیب های یونی زیر را بنویسید:

الف) سدیم هیدروژن کربنات	ب) پتاسیم پر منگنات	پ) نقره نترات	ت) آلومینیوم فسفات
ث) منیزیم سولفیت	ج) سدیم هیپوکلریت	چ) کلسیم کربنات	ح) پتاسیم کلرات
خ) مس II سولفات	د) کلسیم دی هیدروژن فسفات	ذ) آهن III هیدروکسید	ر) آمونیوم دی کرومات
ز) لیتیم نیتريت			

حل:

الف) (Na_2HCO_3) ب)	$KMnO_4$	پ) ($AgNO_3$)	ت) ($AlPO_4$)
ث) ($MgSO_4$)	ج) ($NaClO$)	چ) ($CaCO_3$)	ح) ($KClO_3$)
خ) ($CuSO_4$)	د) ($Ca(H_2PO_4)_2$)	ذ) ($Fe(OH)_3$)	ر) ($(NH_4)_2Cr_2O_7$)
ز) ($LiNO_2$)			

نمک های آبپوشیده

می دانید که هر ترکیب یونی یا نمک از مجموعه ای یون های مثبت و منفی به وجود می آید و در اثر جاذبه ای که بین یون های مثبت و منفی بوجود می آید ترکیب یونی یا نمک شکل می گیرد. در برخی از نمک ها هنگامی که یون های مثبت و منفی به یکدیگر پیوند می خورند و شبکه بلور یونی را بوجود می آورند، یک یا چند مولکول آب را درون شبکه ی خود به دام می اندازند. چنین نمک هایی را نمک های آبپوشیده یا متبلور یا آبدار می گویند و تعداد مولکول های آبی را که همراه یک مول از آن نمک می باشد، آب تبلور می گوید.

به عنوان مثال نمک مس II سولفات 5 آبه نمکی است که آبی فیروزه ای رنگ است که اگر آن را حرارت بدهیم آب خود را از دست داده و به نمک مس II سولفات خشک و سفید رنگ تبدیل می شود. حال اگر کمی آب مجدداً به نمک خشک مس II سولفات اضافه کنیم، رنگ آن آبی فیروزه ای می شود

توجه داشته باشید مولکول های آب همراه یک نمک مولکول های سطحی نیستند. به همین دلیل به وسیله ی مواد نم گیر یا جاذب الرطوبه جذب نمی شوند و تنها با حرارت دادن نمک جدا می شود.

از نمونه نمک های آبدار یا متبلور می توان نمک های زیر را نام برد:

نمک سدیم سولفات 10 آبه: $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ (نمک گلابر)
نمک کلسیم سولفات 2 آبه: $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ (سنگ گچ)
نمک آهن II سولفات 7 آبه: $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ (زاج سبز)
نمک کبالت II سولفات 6 آبه: $CoSO_4 \cdot 6H_2O$ (زاج سرخ)
نمک منیزیم سولفات 7 آبه: $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ (ایسوم)

محاسبه آب تبلور همراه یک نمک

برای محاسبه آب تبلور همراه یک نمک می توان با استفاده از اختلاف وزن نمک آبدار یا متبلور با نمک خشک و بدون آب وزن آب همراه نمک را بدست آورد سپس با نوشتن یک تناسب می توان با استفاده از جرم مولی نمک خشک وزن آب همراه یک مول نمک را محاسبه کرد در پایان مقدار آب همراه یک مول نمک را بر جرم مولکولی آب یعنی 18 تقسیم کرده تعداد مولکول های آب تبلور همراه نمک بدست می آید.

مثال : 3/5 گرم نمک باریوم کلرید آبدار $BaCl_2$ را کاملاً حرارت داده تا آب تبلور خود را به طور کامل از دست بدهد. اگر وزن نمک باقی مانده 2/98 گرم شده باشد تعداد مولکول های آب تبلور همراه این نمک چقدر است؟

$$Ba=137 \quad Cl=35/5 \quad H=1 \quad O=16$$

حل :

$$3/5 - 2/98 = 0/52 \text{ وزن آب همراه بلور}$$

$$BaCl_2 - 137 + 2(35/5) = 208$$

$$\text{وزن آب } 0/52 \quad \text{نمک خشک } 2/98$$

$$208 \text{ نمک خشک} \quad ?$$

$$? = 36g$$

$$M_{H_2O} = 18 \rightarrow \frac{36}{18} = 2mol$$

نکته : توجه داشته باشید در تست ها می توان با استفاده از رابطه زیر تعداد مولکول های آب تبلور همراه یک نمک را بدست آورد:

$$n = \frac{(a-b)M}{18b}$$

M : تعداد مولکول آب تبلور , a : وزن نمک آبدار , b : وزن نمک خشک , M : جرم مولی نمک خشک

فصل چهارم : ترکیب های کووالانسی

ترکیب های کووالانسی

با نوعی از نیروهای جاذبه بین اتم ها و چگونگی تشکیل پیوند بین ذرات به نام پیوند یونی یا الکترووالانسی در فصل قبل آشنا شدیم. نوع دیگری از این نیرو هایی که اتم ها را کنار یکدیگر نگه می دارد و مولکول ها را بوجود می آورد پیوند کووالانسی یا اشتراکی می باشد. از آنجا که خواص برخی مواد نظیر مولکول I_2 با خواص موادی چون سدیم کلرید $NaCl$ تفاوت چشم گیری دارد می توان این تفاوت را و چگونگی اتصال و پیوند بین ذرات آنها جستجو کرد.

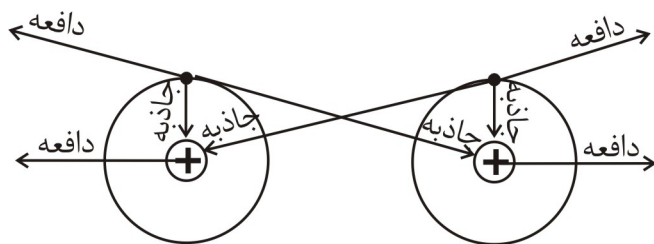
دیدیم که در ترکیبی مانند نمک طعام ذرات سازنده اتم، یون ها بودند و برای رسیدن به حالت اُکت و هشتایی اتمهای Na و Cl با از دست دادن و گرفتن الکترون به یون تبدیل شدند و سپس جاذبه بین یون های بابار ناهمنام منجر به تشکیل جامد یونی سدیم کلرید شد و در نهایت شبکه و مجموعه ای از یون های با بار ناهمنام کنار یکدیگر قرار گرفتند و ترکیب یونی را بوجود آوردند. اما در مولکول I_2 اتم های ید برای رسیدن به آرایش گاز های نجیب و اُکت شدن نمی توانند با از دست دادن و گرفتن الکترون به حالت پایدار در آیند یعنی به یون تبدیل نمی شوند بلکه به جای از دست دادن یا گرفتن الکترون با به اشتراک گذاشتن الکترون ها میان خود به حالت اُکت و پایدار می رسند و از این طریق پیوند تشکیل می دهند که به پیوند کووالانسی معروف است.

تعریف پیوند کووالانسی

پیوندی که با به اشتراک گذاشتن الکترون های دو اتم بوجود می آید پیوند کووالانسی نامیده می شود. اغلب ترکیباتی مانند مولکول I_2 یا مولکول H_2 که پیوند بین اتم های آن ها از نوع پیوند کووالانسی است، بر خلاف جامد های یونی که بصورت شبکه بودند بصورت مولکول های جدا از هم تشکیل می شوند که ترکیب هایی را که پیوند بین آنها کووالانسی است و از مولکول های جدا از هم تشکیل می شوند ترکیبهای مولکولی نیز می نامند.

چگونگی تشکیل پیوند کووالانسی

بطور کلی برای تشکیل پیوند بین دو اتم یک سری نیرو های جاذبه و دافعه بین دو اتم به وجود می آید که در نهایت با غلبه نیروهای جاذبه بر نیروهای دافعه پیوند تشکیل می شود. کل نیروهای جاذبه و دافعه ای که بین دو اتم به وجود می آید را می توان در شکل زیر مشاهده کرد:



- اثر جاذبه هسته هر اتم بر الکترون اتم دیگر
- اثر جاذبه هسته هر اتم با الکترون خودش
- دافعه بین هسته های دو اتم
- دافعه بین الکترون های دو اتم

در هنگام تشکیل پیوند کووالانسی اثر نیروهای جاذبه

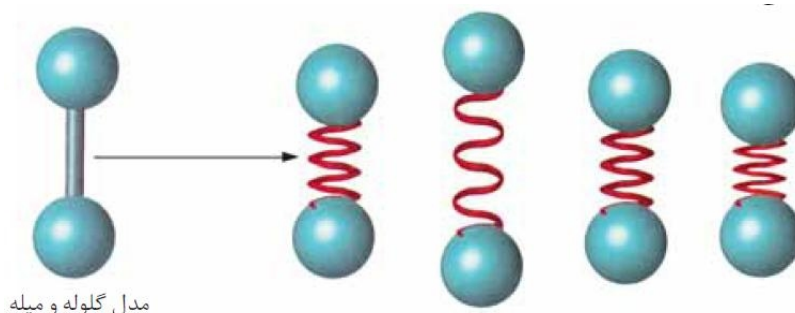
خیلی

بیشتر از مجموع نیروهای دافعه میان دو هسته، و دافعه میان دو الکترون است. بنا بر این پیوند تشکیل می گردد. البته پس از تشکیل پیوند کووالانسی نیروهای جاذبه و دافعه یکسان می گردند و اتم ها در فاصله تعادلی و معینی از یکدیگر قرار می گیرند.

تعریف طول پیوند

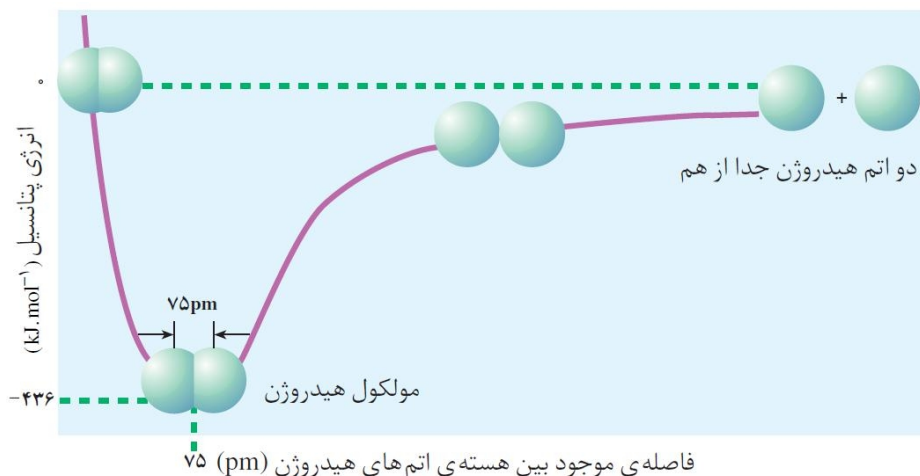
به فاصله تعادلی بین هسته های دو اتم هنگام تشکیل پیوند طول پیوند می گویند.

پیوند کووالانسی را می توان به فنری تشبیه کرد که دو اتم در دو سر آن قرار گرفته باشند اگر فنر خیلی فشرده شود مجدداً به حالت اولیه بر می گردد و اگر خیلی کشیده شود باز به حالت اولیه باز خواهد گشت یعنی پیوند های کووالانسی انعطاف پذیرند و در نهایت در یک فاصله معینی هسته دو اتم نسبت به هم قرار می گیرند که همان طول پیوند است.



رابطه طول پیوند و انرژی پیوند

هنگامیکه دو اتم از یکدیگر جدا هستند هیچ برهم کنشی با هم ندارند. اثر جاذبه هسته هر اتم بر الکترون اتم دیگر، دو اتم را به سمت یکدیگر می کشند که در این حالت فقط جاذبه بین اتم ها دیده می شود و دو اتم از حالت ناپایدار و پر انرژی به سطح انرژی پایین تر می رسند و در نهایت ابر الکترونی دو اتم با یکدیگر همپوشانی کرده و هسته های دو اتم در کوتاهترین فاصله تعادلی نسبت به هم قرار می گیرند و پیوند تشکیل می شود که در این حالت اتم ها با پایین ترین سطح انرژی خود رسیده و بیشترین پایداری را خواهند داشت. بنا بر این هنگام تشکیل پیوند مقداری انرژی آزاد می گردد. چون اتم ها از حالت ناپایدار و پر انرژی به حالت پایدار و سطح انرژی کمتر رسیده اند چنانچه دو اتم بخواهند از این فاصله نیز به هم نزدیکتر گردند، بین آنها دافعه به وجود آمده و مجدداً به سطح انرژی بالاتر و ناپایداری می روند. مثلاً در مورد مولکول H_2 می توان تغییرات انرژی را به صورت زیر نشان داد :



تعریف انرژی پیوند

مقدار انرژی که هنگام تشکیل 1 مول پیوند کووالانسی آزاد می شود انرژی پیوندی می گویند یا به عبارتی انرژی پیوند عبارتست از انرژی لازم برای شکستن 1 مول پیوند کووالانسی و تبدیل کردن آنها به اتم های جدا از هم. مثلاً هنگام تشکیل مولکول H_2 هر اتم هیدروژن به دلیل داشتن اوربیتال تک الکترونی ناپایدار است و سطح انرژی بالایی دارد اما هنگام تشکیل پیوند بین دو اتم هیدروژن و بوجود آمدن مولکول H_2 چون در حالت مولکولی هر اتم به آرایش گاز نجیب هلیوم رسیده است بنا بر این مولکول H_2 پایدار تر از اتم های هیدروژن بود و سطح انرژی پایین تری دارد پس مقداری انرژی آزاد می گردد که این انرژی حدود 436 kJ.mol^{-1} است که آن را انرژی پیوند $H-H$ می گویند که دقیقاً همین مقدار انرژی نیز لازم است تا یک مولکول H_2 بتواند شکسته شود تا به اتم های هیدروژن تبدیل گردد.

طول پیوند با انرژی پیوند رابطه عکس دارد

هرچه طول پیوند کوتاه تر باشد پایداری نیز بیشتر بوده و انرژی بیشتری نیز هنگام شکستن پیوند آزاد میشود. به عنوان مثال پیوند های کوتاه برای شکستن نیاز به انرژی بیشتری دارند و شکستن آنها مشکل تر است (شکستن یک چوب کوچک از وسط مشکل تر از شکستن یک چوب بلند می باشد).

پیوند کووالانسی قطبی و پیوند کووالانسی ناقطبی

اساس قطبیت پیوند به نوع اتم هایی که به یکدیگر پیوند خورده اند و الکترونگاتیوی آنها دارد. اگر پیوند بین دو اتم یکسان صورت گیرد، از آنجا که دو اتم یکسان از نظر الکترونگاتیوی نیز یکسان هستند بنا بر این ابر الکترونی مشترک بین دو اتم بطور یکنواخت پراکنده خواهد شد و تراکم الکترون یا کمبود الکترون در هیچ جای مولکول دیده نمی شود بنا بر این قطب منفی یا مثبتی برای پیوند و مولکول بوجود نمی آید. چنین پیوندی را پیوند کووالانسی ناقطبی می گویند. به عنوان مثال پیوند بین دو اتم هیدروژن و بوجود آمدن مولکول H_2 یا پیوند بین مولکول های I_2 و F_2 همگی کووالانسی ناقطبی هستند و شکل ابر الکترونی دو اتم هیدروژن بصورت زیر خواهد بود



اما اگر پیوند کووالانسی بین دو اتم مختلف صورت گیرد از آنجایی که دو اتم مختلف از نظر الکترونگاتیوی نیز تفاوت دارند بنا بر این ابر الکترونی مشترک بین دو اتم بطور یکنواخت پراکنده نخواهد شد و ابر الکترونی بیشتر به سمت عنصر الکترونگاتیوتر کشیده می شود بنا بر این در سمت عنصر الکترونگاتیو جزئی بار منفی و در سمت دیگر پیوند جزئی بار مثبت بوجود خواهد آمد و دو قطب مثبت و منفی در دو سر پیوند دیده می شود به همین دلیل پیوند را کووالانسی قطبی می گویند. به عنوان مثال پیوند در مولکول های $H-F$ و $C-N$ و ... پیوندی قطبی خواهد بود.

شکل ابر الکترونی پیوند را در مولکول $H-F$ می توان به صورت زیر نشان داد. (ابر الکترونی مشترک نیز به سمت اتم فلوئور که الکترونگاتیوتر از هیدروژن است کشیده می شود)

اتم دارای اندکی بار مثبت
اتم دارای اندکی بار منفی

میزان قطبی بودن پیوند کووالانسی به اختلاف الکترونگاتیوی اتم های تشکیل دهنده آن پیوند بستگی دارد. هرچه اختلاف الکترونگاتیوی دو اتمی که یک پیوند کووالانسی را بوجود می آورند بیشتر باشد میزان قطبیت پیوند یا خصلت یونی پیوند بیشتر است. بر اساس اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم تشکیل دهنده پیوند، می توان پیوند را به صورت زیر تقسیم کرد.

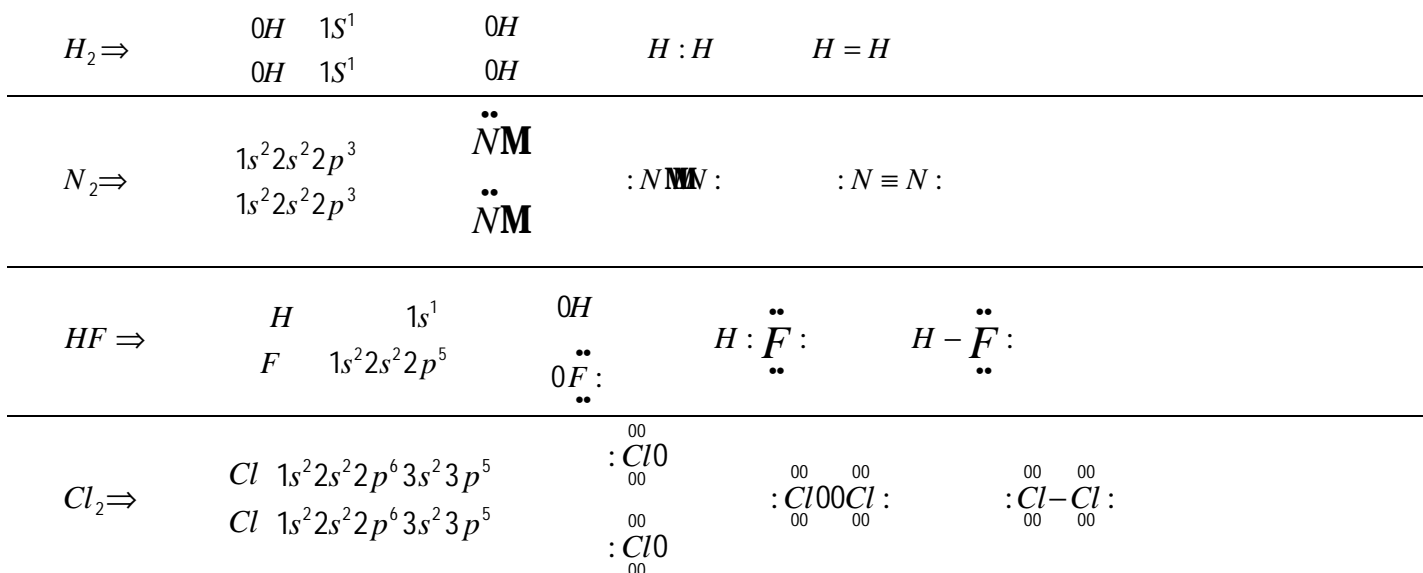
- اگر اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم تشکیل دهنده ی پیوند، کمتر از $0/4$ باشد آن پیوند را کووالانسی ناقطبی در نظر می گیریم.
- اگر تفاوت الکترونگاتیوی دو اتم در محدوده ی $0/4$ تا $1/7$ باشد، پیوند را کووالانسی قطبی به شمار می آوریم.
- اگر اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم بیش از $1/7$ باشد پیوند را به عنوان پیوند یونی طبقه بندی می کنیم.

چگونگی نمایش مولکول و بررسی پیوند های موجود در آنها

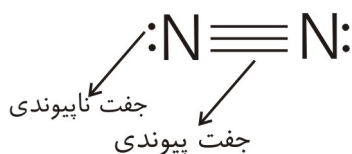
ساده ترین مولکول ها ، مولکول های دو اتمی هستند. مولکول هایی مانند H_2 و HF و N_2 ...

- برای نشان دادن مولکول های دو اتمی ابتدا آرایش الکترون نقطه ای هر اتم را مشخص می کنیم (منظور از آرایش الکترون نقطه ای برای هر اتم یعنی تعداد الکترون های لایه ظرفیت آن را به صورت نقطه در اطراف نماد آن نشان دهیم) مثلاً آرایش الکترون نقطه ای H_1 بصورت $H \bullet$ یا آرایش الکترون نقطه ای F را به صورت $F \bullet$ خواهد بود.
- سپس دو اتم، الکترون های لایه ظرفیت خود را به نحوی به اشتراک گذاشته که تا حد ممکن هر اتم به آرایش اکتت هشتایی برسند. البته توجه داشته باشید که هیدروژن همیشه به آرایش گاز نجیب هلیوم می رسد یعنی حد اکثر پس از پیوند دو الکترون در اطراف خود خواهد داشت به عبارتی یک پیوند بیشتر نمی دهد.

- پس از اینکه دو اتم الکترون به اشتراک گذاشته و هر یک به آرایش اکتت یا گاز نجیب دست یافتند، به ازای هر جفت الکترون اشتراکی بین دو اتم یک خط می گذاریم و الکترون هایی از هر اتم را که در پیوند شرکت نکرده اند روی همان اتم نشان می دهیم. به این نحوه نشان دادن تشکیل یک مولکول مدل الکترون نقطه ای یا ساختار لوویس می گویند.
- مثال : ساختار لوویس مولکولهای دواتمی H_2 و N_2 و HF و Cl_2 را نشان دهید.
- حل :



به جفت الکترون هایی که در یک پیوند شرکت می کنند و متعلق به هسته ی دو اتم هستند جفت الکترون پیوندی یا اشتراکی می گویند اما به جفت الکترونیایی که در تشکیل پیوند کووالانسی شرکت نمی کنند و فقط به هسته یکی از اتم ها تعلق دارند جفت الکترون های غیر اشتراکی یا ناپیوندی می گویند. مثلاً:



ساختار لوویس مولکول های چند اتمی

برای بررسی ساختار لوویس مولکول های چند اتمی ابتدا اتم مرکزی را مشخص کرده و آرایش الکترون نقطه ای آن را مشخص می کنیم. (اتم مرکزی اتمی است که شعاع بزرگتری داشته و الکترونگاتیوی کمتری دارد و عموماً در ترکیب، منفرد است) هالوژن ها و هیدروژن چون با اشتراک یک الکترون به آرایش گاز نجیب می رسند درپیرامون اتم مرکزی قرار می گیرند سپس آرایش الکترونی اتم هایی را که با اتم مرکزی پیوند خورده اند مشخص می کنیم و آنها را به نحوی با اتم مرکزی پیوند می دهیم که تا حد ممکن هر اتم به آرایش اکتت برسد. برای نشان دادن ساختار های الکترون نقطه ای مولکول (ساختار لوویس) می توان به ازای هر جفت الکترون اشتراکی بین دو اتم یک خط کوتاه قرار داد و بر روی هر اتم الکترون ناپیوندی آن را مشخص می کنیم .

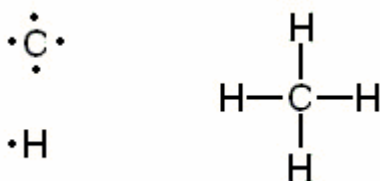
توجه : در ساختار لوویس بجز هیدروژن باید تا حد ممکن اکتت بودن اتم ها دیده شود.

گاهی ممکن است بین دو اتم بیش از یک پیوند کووالانسی دیده شود مثلاً بین دو اتم پیوند دو گانه یا سه گانه بوجود آید. پیوند دو گانه از به اشتراک گذاشتن دو جفت الکترون بین دو اتم و پیوند سه گانه از به اشتراک گذاشتن سه جفت الکترون بین دو اتم به وجود می آید. اتم های کربن، اکسیژن، نیتروژن و گاهی گوگرد از جمله اتم هایی هستند که علاوه بر پیوند یگانه یا پیوند ساده کووالانسی می توانند پیوندهای دو گانه یا سه گانه با خود یا سایر اتم ها تشکیل دهند.

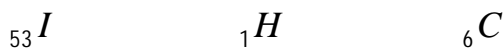
مثال : ساختار لوویس مولکول های CH_4 و CH_3I و CO_2 و CH_3OH و HCN را نشان دهید.

حل :

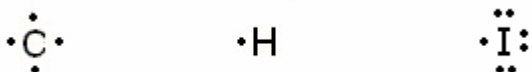
الف) ساختار لوویس متان



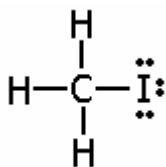
ب) ساختار لوویس مولکول CH_3I



آرایش الکترون نقطه ای هر یک از اتم ها به صورت زیر است:



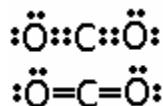
و ساختار لوویس آن به صورت زیر است:



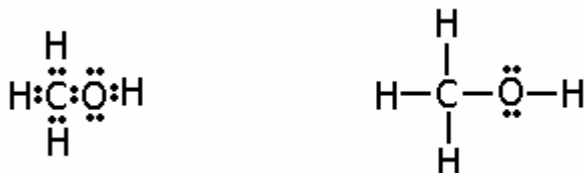
پ) ساختار لوویس مولکول CO_2

آرایش الکترون نقطه ای اتم کربن $:\dot{C}:$

آرایش الکترون نقطه ای اتم اکسیژن $:\ddot{O}:$

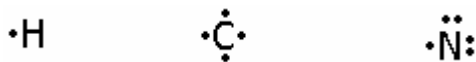


ت) ساختار لوویس مولکول متانول (متیل الکل) CH_3OH



ث) ساختار لوویس مولکول HCN (هیدروژن سیانید)

آرایش الکترون نقطه ای هر یک از اتم های هیدروژن و کربن و نیتروژن را می نویسیم.



C اتم مرکزی است. اتم های نیتروژن و هیدروژن را با آن پیوند می دهیم.

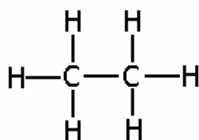
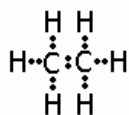


مثال : ساختار لوویس مولکول های اتان C_2H_6 ، اتیلن (اتن) C_2H_4 ، استیلن (اتین) C_2H_2 را رسم کنید.

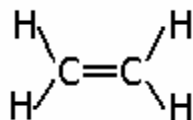
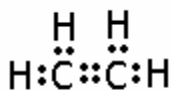
حل :

الف) اتان C_2H_6 : گاز اتان یکی از گازهای طبیعی است که از چاه های نفت خام استخراج می شود. در آن هر اتم کربن با یک اتم کربن

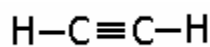
و سه اتم هیدروژن پیوند خورده است و ساختار لوویس بصورت زیر دارد.



ب) اتیلن (اتین) C_2H_4 : گاز اتیلن کاربرد های بسیاری دارد از این گاز می توان برای رسیده شدن سریعتر میوه های خام و نارس در انبار های میوه استفاده کرد و ساختار لوویس به صورت زیر دارد:



پ) استیلن (اتین) C_2H_2 : این گاز را می توان از اثر کلسیم کربید CaC_2 با آب بدست آورد. از این گاز در چراغ های کاربردی استفاده می شود همچنین در جوشکاری کاربرد دارد و از آن به عنوان جوش استیلن نام برده می شود و ساختار لوویس آن به صورت زیر است:



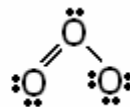
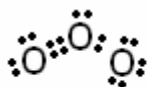
پیوند کووالانسی کوئوردینانسی (پیوند داتیو)

پیوند داتیو نوعی پیوند کووالانسی است که در آن جفت الکترون اشتراکی بین دو اتم از جانب یک اتم تامین می شود و اتم دیگر در آن سهی ندارد. پیوند داتیو هنگامی بوجود می آید که یکی از اتم های تشکیل دهنده پیوند دارای حداقل یک جفت الکترون ناپیوندی یا آزاد داشته باشد و اتم دیگر نیز حداقل یک اوربیتال خالی داشته باشد.

توجه داشته باشید هنگامیکه پیوند داتیو تشکیل شد، این پیوند از پیوند های کووالانسی دیگر موجود در مولکول های قابل تشخیص نیست. مثال: ساختار لوویس مولکول های اوزن O_3 ، گوگرد دی اکسید SO_2 و گوگرد تری اکسید SO_3 را نشان دهید.

حل:

بررسی ساختار اوزن: اوزون شکل دیگری از مولکول اکسیژن است (به شکل دیگریک مولکول دگر شکل یا آلوتروپ می گویند). بنا بر این اوزن دگر شکل یا آلوتروپ اکسیژن است که بر اثر تخلیه الکتریکی و رعدوبرق و صاعقه ای که در گاز اکسیژن بوجود می آید تشکیل می شود. برای بررسی ساختار لوویس اوزن یک اکسیژن را به عنوان اتم مرکزی در نظر گرفته و دو اتم اکسیژن دیگر را به آن پیوند می دهیم. در این حالت مشاهده می کنیم که اولین اکسیژن که به اتم مرکزی وصل می گردد اتم مرکزی اکتت می شود پس اتم اکسیژن دیگر تنها می تواند از طریق پیوند داتیو به اتم مرکزی متصل گردد تا اکتت اتم مرکزی حفظ گردد. بنابراین اوزون ساختاری به صورت زیر خواهد داشت:

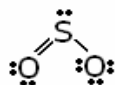
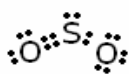


توجه: هر وقت اکسیژن 6 الکترون لایه ظرفیت را بر روی خود داشته باشد و پیوند هم داده باشد حتماً پیوند داتیو است.)

بررسی مولکول SO_2 گوگرد دی اکسید:

:S:
الکترون های لایه ظرفیت گوگرد

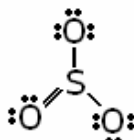
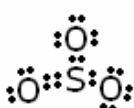
:O:
الکترون های لایه ظرفیت اکسیژن



بررسی مولکول گوگرد تری اکسید :

:S:
الکترون های لایه ظرفیت گوگرد

:O:
الکترون های لایه ظرفیت اکسیژن



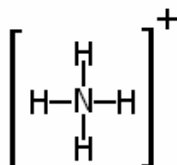
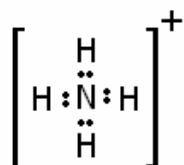
بررسی ساختار لوویس یونها

برای بررسی ساختار لوویس یونها نیز می توان مانند بررسی ساختار لوویس مولکول های چند اتمی عمل کرد. با توجه به این مطلب که می توان بار آن یون را از ابتدا بر روی اتم مرکزی اعمال نمود، و سپس اتم های پیوند خورده را به اتم مرکزی متصل کرد. در روش دیگر می توان بار یون را بر یک یا چند اتم از اتم هایی که با اتم مرکزی پیوند خورده اند اعمال نموده و سپس این یون ها را به اتم مرکزی متصل نمود. البته توجه داشته باشید که هنگام تشکیل یک یون بار یون بر روی کل ساختار قرار می گیرد و به اتم خاصی تعلق ندارد و به همین دلیل پس از تشکیل در اطراف ساختار لوویس گروه هایی قرار داده و کل بار بر روی ساختار می گذاریم.

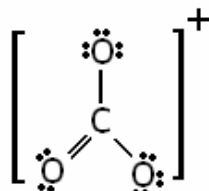
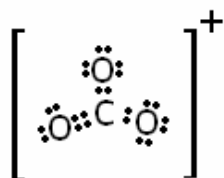
مثال : ساختار لوویس یون آمونیوم NH_4^+ را نشان دهید.



می توان N را مثبت در نظر گرفته و برای آن چهار الکترون در لایه ظرفیت در نظر گرفت و یا می توان یکی از H ها را مثبت در نظر گرفت که با جفت الکترون آزاد اتم نیتروژن پیوند داتیو بدهد هر دو شکل از نظر ساختار یکسان است.



مثال : ساختار لوویس یون کربنات CO_3^{2-} را نشان دهید.



نام گذاری ترکیب های مولکولی

ترکیب های مولکولی ترکیب هایی هستند که در ساختار آنها پیوند کووالانسی وجود دارد و اغلب به صورت جدا از یکدیگر می باشند و نیرو های جاذبه ی ضعیفی بین آنها وجود دارد و به همین دلیل اغلب حالت گازی داشته و یا نقطه ذوب و جوش پایینی دارند

و برای نامگذاری ترکیب های مولکولی از پیشوند هایی برای ذکر تعداد اتم های سازنده استفاده می شود که نام این پیشوند ها با توجه به تعداد اتم ها به صورت زیر است:

تعداد اتم	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
نام پیشوند	منو	دی	تری	تترا	پنتا	هگزا	هپتا	اُکتا	نون	دکا

برای نامگذاری ترکیب های مولکولی ابتدا پیشوندی متناسب با تعداد عنصر اول در ترکیب مولکولی آورده (البته اگر تعداد عنصر اول موجود در ترکیب مولکولی یکی باشد، از آوردن لفظ منو خودداری می کنیم) سپس نام عنصر اول را ذکر کرده سپس نام پیشوندی متناسب با تعداد عنصر دوم در ترکیب مولکولی آورده و در پایان نام عنصر دوم موجود در ترکیب را ذکر کرده به دنبالش لفظ "ید" می آوریم. مثال: ترکیبهای مولکولی زیر را نامگذاری کنید. توجه: از آوردن لفظ "منو" برای کربن خودداری می کنیم.

CCl_4 کربن تترا کلرید

N_2O_5 دی نیتروژن پنتا اکسید

SF_6 گوگرد هگزا فلئوئورید

در نوشتن فرمول شیمیایی ترکیب های مولکولی نیز طبق نام ترکیب مولکولی با توجه به تعداد و نماد شیمیایی هر عنصر فرمول مورد نظر می نویسیم.

مثال: نام ترکیب های مولکولی زیر را بنویسید

الف) CBr_4 ب) P_2O_5

حل:

الف) کربن تترا برمید ب) دی فسفر پنتا اکسید

نامگذاری ترکیب های مولکولی با استفاده از عدد اکسایش

در نامگذاری به روش تعیین عدد اکسایش ابتدا عدد اکسایش عنصری را که اول آورده شده مشخص می کنیم. سپس نام آن عنصر را ذکر کرده، عدد اکسایش آن را با اعداد رومی می آوریم و به دنبالش نام عنصر دیگر را ذکر کرده و لفظ "ید" اضافه می کنیم. مثال: نام ترکیبهای زیر را با تعیین عدد اکسایش ذکر کنید.

الف) SF_4 ج) N_2O_3 ب) PCl_3 د) CO

حل:

الف) گوگرد (IV) فلئوئورید ب) فسفر (V) کلرید

ج) نیتروژن (III) اکسید د) کربن (II) اکسید

تعریف عدد اکسایش

بار الکتریکی ظاهری نسبت داده شده به هر اتم هنگام پیوند با فرض اینکه بار الکتریکی به طور کامل روی اتم ها منتقل شده باشد عدد اکسایش هر اتم نامیده می شود. برای محاسبه ی عدد اکسایش یک اتم در ترکیب ها طبق قرار داد به صورت زیر عمل می کنیم:

1- عدد اکسایش هر اتم در حالت آزاد صفر در نظر گرفته می شود. مثلاً عدد اکسایش Fe و O_2 و Cl_2 و Cu همگی صفر است.

2- عدد اکسایش اکسیژن در ترکیبها به جز موارد زیر همیشه 2- در نظر گرفته می شود

الف: عدد اکسایش اکسیژن در مولکول OF_2 ، 2+ می باشد. زیرا فلئوئور الکترونگاتیو تر از اکسیژن است و بر روی آن بار مثبت به وجود می آید.

ب: عدد اکسایش اکسیژن در پراکسیدها نظیر آب اکسیژنه (هیدروژن پراکسید) H_2O_2 و سدیم پراکسید Na_2O_2 ، 1- در نظر گرفته می شود

ج: عدد اکسایش اکسیژن در سوپراکسیدها نظیر پتاسیم سوپر اکسید KO_2 ، $-\frac{1}{2}$ منظور می شود.

3- عدد اکسایش هیدروژن در ترکیبات بجز مورد زیر +1 منظور می شود.

الف: عدد اکسایش هیدروژن در هیدریدهای فلزی نظیر سدیم هیدرید NaH ، -1 در نظر گرفته می شود

4- فلزات عدد اکسایش مثبت دارند و عدد اکسایش آنها برابر بار همان ظرفیتی است که با آن در ترکیب شرکت کرده اند. مثلاً عدد

اکسایش آهن در $FeSO_4$ ، +2 می باشد.

5- برای فلئوژن در ترکیبات همیشه عدد اکسایش -1 منظور می شود.

6- جمع جبری اعداد اکسایش در یک مولکول را برابر صفر قرار می دهیم

7- جمع جبری اعداد اکسایش در یک یون را برابر با تعداد بار آن یون با همان علامت منظور می کنیم.

مثال: اعداد اکسایش عنصری را که زیر آن خط کشیده شده است را مشخص کنید.



حل:

$$الف) 2 + x - 8 = 0 \Rightarrow x = +6$$

$$ب) x - 8 = -1 \Rightarrow x = +7$$

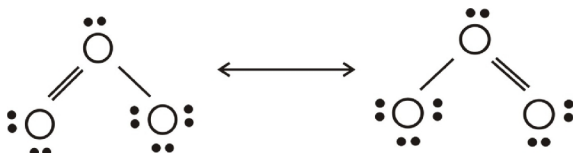
$$ج) x + 4 = +1 \Rightarrow x = -3$$

$$د) 2 + 2x - 14 = 0 \Rightarrow 2x = 12 \Rightarrow x = +6$$

رزنانس

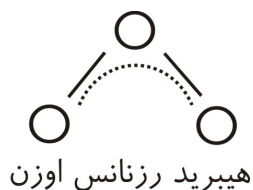
گاهی به مولکول هایی بر می خوریم که برای آنها بیش از یک ساختار لوویس می توان رسم کرد که هر یک از ساختارها از قاعده هشت تایی تبعیت می کنند.

به عنوان مثال مولکول اوزن O_3 می توان با جابجایی پیوند دوگانه بین اکسیژن-اکسیژن ساختاری دیگری نیز به دست آورد که این دو ساختار لوویس ارزش برابر دارند و شکل های رزنانسی مولکول اوزن نامیده می شود.

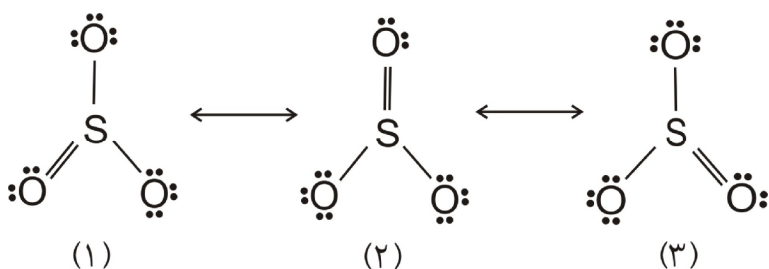


مولکول اوزن هیچ یک از ساختارهای فوق را ندارد بلکه شکل واقعی مولکول اوزن ساختاری میانگین دو ساختار فوق است و اصطلاحاً هیبرید رزنانس نامیده می شود و سطح انرژی مولکول واقعی یا هیبرید رزنانس همواره کمتر از سطح انرژی هر یک از ساختارهای لوویس است که می توان برای آن مولکول رسم کرد.

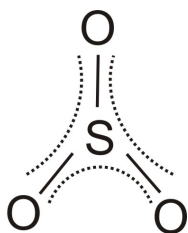
برای نشان دادن هیبرید رزنانس پیوند دوگانه را در محل هایی که می تواند جابجا گردد بصورت نقطه چین نشان می دهند. مثلاً هیبرید رزنانس مولکول O_3 اوزن را به صورت زیر نشان می دهند:



مثال : ساختارهای لوویس ممکن برای مولکول SO_3 را رسم کنید و هیبرید رزنانس آن را نیز نشان دهید.
حل:



هیبرید رزنانس آن نیز به صورت زیر می باشد:



چگونه فرمول شیمیایی را نمایش می دهند؟

فرمول شیمیایی یک ترکیب را به شیوه های مختلف می توان نشان داد که می توان از فرمول تجربی، فرمول مولکولی و فرمول ساختاری برای نشان دادن یک ترکیب استفاده کرد.

فرمول تجربی

ساده ترین فرمول است که شامل نماد شیمیایی عناصر تشکیل دهنده ترکیب با زیر وند هایی است که کوچکترین نسبت صحیح اتم ها را مشخص می کند.

مثلاً برای مولکول گلوکز که فرمولی به صورت $C_6H_{12}O_6$ ، دارد می توان فرمول تجربی آن را به صورت CH_2O نشان داد. بنا بر این فرمول تجربی علاوه بر نوع و تعداد عنصر های سازنده مولکول ساده ترین نسبت اتم های موجود در ترکیب را مشخص می کند. (توجه داشته باشید فرمول تجربی تعداد دقیق اتم های سازنده هر عنصر را در اختیار ما قرار نمی دهد).

فرمول مولکولی

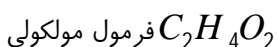
فرمول مولکولی نوع و تعداد واقعی اتم های هر عنصر را در مولکول های سازنده یک ترکیب مشخص می کند.

در بعضی از ترکیب ها فرمول تجربی و فرمول مولکولی یکسان است. مانند آب H_2O که فرمول تجربی و مولکولی آن یکسان است. یا متان CH_4 اما در بسیاری از موارد فرمول تجربی با فرمول مولکولی تفاوت دارد.

توجه داشته باشید که در ترکیب هایی که فرمول تجربی و مولکولی یکسان نیست همیشه فرمول مولکولی مضربی از فرمول تجربی است. بنا بر این اگر جرم فرمول تجربی را در n ضرب کرده و معادل جرم فرمول مولکولی قرار دهیم، n بدست می آید که چنانچه مقدار عددی n را در هر اتم تشکیل دهنده فرمول تجربی ضرب کنیم فرمول مولکولی حاصل خواهد شد.

مثال : اگر فرمول تجربی ماده ای به صورت CH_2O باشد و جرم مولی (جرم فرمول مولکولی) آن برابر 60 باشد فرمول مولکولی ترکیب مورد نظر چیست ؟ $C = 12, H = 1, O = 16$ جرم های اتمی

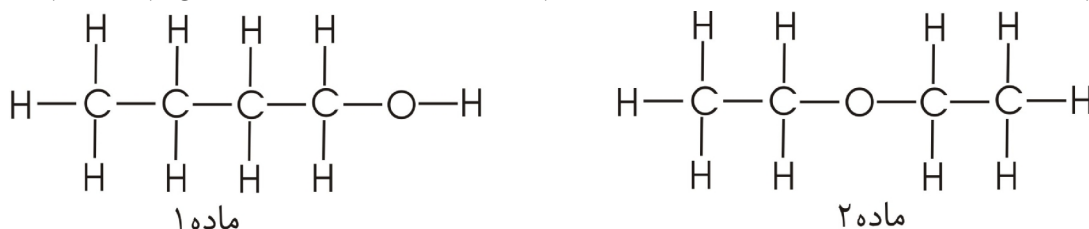
$$(CH_2O)_n = 60 \Rightarrow (12 + 2 + 16)n = 60 \Rightarrow 30n = 60 \Rightarrow n = 2$$



فرمول ساختاری

فرمول ساختاری مولکولی است که در آن علاوه بر نوع و تعداد عنصر ها و تعداد دقیق اتم های هر عنصر نحوه اتصال اتم ها به یکدیگر نیز مشخص می باشد.

فرمول ساختاری اطلاعات زیادی در مورد موقعیت اتم ها در مولکول به ما می دهد. گاهی ممکن است دو ماده دارای فرمول مولکولی یکسان باشند اما فرمول ساختاری متفاوت داشته باشند و به دلیل تفاوت در نحوه اتصال اتم ها با یکدیگر خواص فیزیکی و شیمیایی کاملاً متفاوتی بدست آورده باشند. به عنوان مثال دو ماده با فرمول مولکولی یکسان $C_4H_{10}O$ وجود دارند که یکی نقطه جوش بالاتر و دیگری نقطه جوش پایین تر دارد. این اختلاف بدلیل تفاوت در ساختار آنها به وجود آمده است. ساختار این دو ماده می تواند به صورت زیر باشد:



ماده 1: بوتانول یا بوتیل الکل می باشد که نقطه جوش بالاتری از ماده 2 دارد.

ماده 2: دی اتیل اتر که یک ماده بیهوش کننده است و نقطه جوش خیلی پایین تر از بوتانول دارد.

بنا بر این تفاوت های فوق به دلیل اختلاف در نحوه اتصال اتم ها در ساختار آنها به وجود آمده است.

توجه: برای نشان دادن فرمول ساختاری مانند ساختار لوویس عمل می کنیم اما جفت الکترون های ناپیوندی اتم ها در آن نشان داده نمی

شوند.

تعریف ایزومر یا هم پار

به ترکیب هایی که فرمول مولکولی یکسان دارند اما فرمول ساختاری آنها با یکدیگر تفاوت می کند ایزومر یا هم پار می گویند. مانند بوتانول و دی اتیل اتر

پیش بینی شکل مولکول ها

شکل هندسی مولکول ها عامل بسیار مهمی در تعیین خواص شیمیایی آنها است. در مورد مولکول های ساده و دو اتمی شکل هندسی آنها نیز ساده است و تنها یک شکل امکان پذیر است. اما در مورد مولکول های با بیش از دو اتم شکل هندسی مولکول پیچیده تر بوده و باید مورد بررسی قرار گیرد که یکی از نظریه هایی که برای بررسی شکل مولکول های پیچیده تر ارائه می گردد نظریه ای به نام نظریه ی VSEPR است.

نظریه VSEPR یا نظریه نیروی دافعه جفت الکترونیهای لایه ظرفیت

نظریه VSEPR مدلی است برای پیش بینی شکل مولکول ها که بر اساس دافعه جفت الکترون های پیرامون اتم مرکزی ارائه شده است. بر اساس نظریه، دافعه جفت الکترون های پیرامون اتم مرکزی موجب می شود تا جفت الکترون ها تا آنجا که ممکن است دور از یکدیگر قرار گیرند تا کمترین دافعه را داشته باشند و در نتیجه پایدار ترین شکل هندسی برای مولکول به وجود آید.

تعریف قلمرو الکترونی

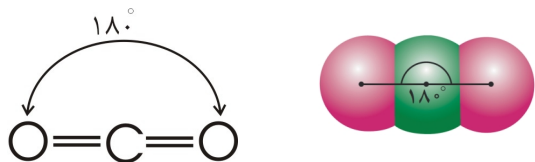
به ناحیه ای در اطراف اتم مرکزی که الکترون ها چه پیوندی و چه ناپیوندی در آنجا حضور دارند قلمرو الکترونی گفته می شود. توجه داشته باشید هر پیوند یگانه، دوگانه یا سه گانه یک قلمرو الکترونی و هر جفت الکترون آزاد نیز یک قلمرو الکترونی محسوب می شود. با توجه به قلمرو الکترونی در اطراف اتم مرکزی در هر مولکول می توان شکل هندسی مولکول و زاویه پیوندی را مشخص نمود.

تعریف زاویه پیوندی

به زاویه ای که سه اتم متصل به یکدیگر تشکیل می دهند، زاویه پیوندی می گویند. زاویه پیوندی حد اکثر می تواند 180 درجه باشد.

تعیین شکل هندسی و زاویه پیوندی با توجه به قلمرو الکترونی اطراف اتم مرکزی

اگر در اطراف اتم مرکزی دو قلمرو الکترونی وجود داشته باشد و اتم مرکزی جفت الکترون ناپیوندی نداشته باشد شکل هندسی مولکول خطی و زاویه پیوندی 180 درجه است. مانند مولکول CO_2



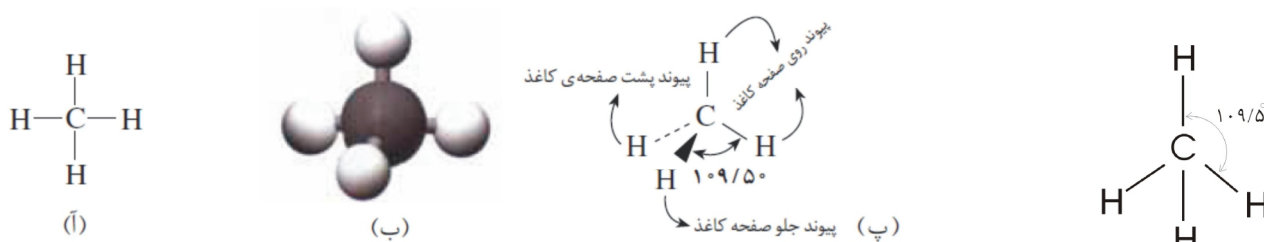
چنانچه اتم مرکزی سه قلمرو الکترونی داشته باشد و جفت الکترون ناپیوندی نداشته باشد شکل هندسی مولکول سه ضلعی مسطح و زاویه

پیوندی 120 درجه خواهد بود مانند مولکول SO_3 :



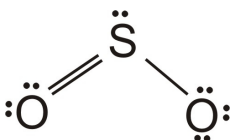
اگر اتم مرکزی در اطراف خود چهار قلمرو الکترونی داشته باشد و فاقد جفت الکترون ناپیوندی باشد شکل هندسی مولکول چهار وجهی

بوده و زاویه پیوندی 109/5 درجه است. مانند مولکول های CH_4 و CCl_4 و ...



چنانچه در هر یک از حالت های ذکر شده بر روی اتم مرکزی جفت الکترون ناپیوندی وجود داشته باشد به دلیل اینکه جفت الکترون ناپیوندی تحت تاثیر هسته یک اتم بوده و از تحرک بیشتری برخوردار است و فضای بیشتری اشغال می کند در نتیجه نیروی دافعه جفت های ناپیوندی بیشتر بوده و بر جفت الکترون های پیوندی تاثیر گذاشته و آنها را به یکدیگر نزدیک می کند و زاویه پیوندی را کوچکتر می کند و شکل مولکول را خمیده می کند.

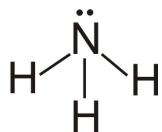
مثلاً در مولکول SO_2 به دلیل وجود یک جفت الکترون ناپیوندی بر روی اتم مرکزی شکل مولکول خمیده و زاویه پیوندی کوچکتر از 120 درجه بوده و حدود 119/5 درجه می باشد.



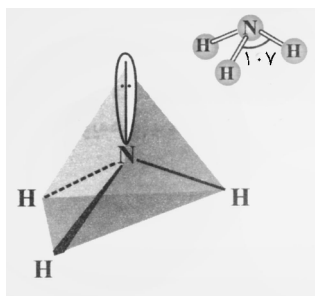
برای تعیین حدود زاویه پیوندی در حدودی که جفت الکترون ناپیوندی بر روی اتم مرکزی وجود دارد به صورت زیر عمل می کنیم:
در نظر می گیریم که اگر جفت الکترون های ناپیوندی نیز در پیوند شرکت می کردند چه زاویه پیوندی برای مولکول مطرح می شد حال که جفت ناپیوندی وجود دارد زاویه آن از حد کمتر خواهد بود.

بررسی مولکول های آمونیاک و آب

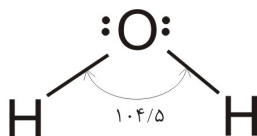
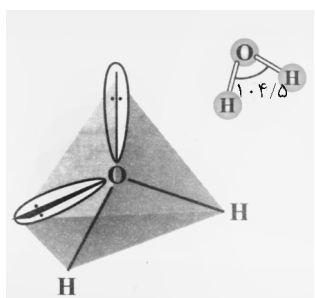
در مولکول آمونیاک اتم مرکزی نیتروژن با سه اتم هیدروژن پیوند خورده و یک جفت الکترون ناپیوندی نیز بر روی آن وجود دارد. یعنی ساختاری به صورت زیر دارد:



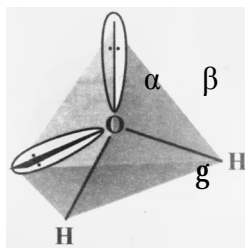
وجود یک جفت الکترون ناپیوندی بر روی نیتروژن شکل هندسی مولکول را به صورت هرم با قاعده ی سه ضلعی کرده است و زاویه پیوندی در آن کمتر از $109/5$ درجه بوده و حدود 107 درجه است.



در مورد مولکول آب بر روی اتم اکسیژن دو جفت الکترون ناپیوندی وجود دارد در نتیجه شکل مولکول خمیده بوده و به دلیل اینکه دافعه بین جفت ناپیوندی-جفت ناپیوندی بیشتر از جفت پیوندی-جفت پیوندی می باشد زاویه پیوندی از $109/5$ درجه کمتر و حتی از 107 درجه نیز کمتر بوده و حدود $104/5$ درجه است.



مثال : در مورد مولکول آب زوایای α و b و g را مقایسه کنید:



حل: چون دافعه بین جفت ناپیوندی-جفت ناپیوندی بیشتر از دافعه بین جفت ناپیوندی-جفت پیوندی و همچنین دافعه بین جفت ناپیوندی-جفت پیوندی بیشتر از دافعه جفت پیوندی-جفت پیوندی است. بنا بر این زاویه α بزرگتر از b و زاویه β بزرگتر از g خواهد بود.

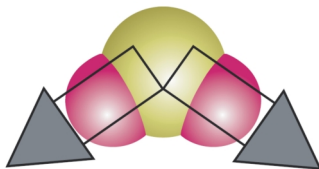
مولکول قطبی و مولکول ناقطبی

همانطور که در پیوند قطبی پخش بار الکترونی بر روی پیوند ناهمگون بوده و در یک سر پیوند تراکم ابر الکترونی بیشتر و در سر دیگر پیوند تراکم ابر الکترونی کمتر است در مورد برخی مولکول ها نیز توزیع ناهمگون و نامتقارن ابر الکترونی دیده می شود و در بخش الکترونگاتیوتر مولکول تراکم ابر الکترونی و در بخش دیگر کمبود ابر الکترونی دیده می شود چنین مولکول هایی را مولکول های قطبی می گویند.

مانند مولکول های آب H_2O ، آمونیاک NH_3 و هیدروژن فلوئورید و چنانچه توزیع ابر الکترونی در مولکولی به صورت یکنواخت صورت گرفته باشد قطب مثبت و منفی در مولکول دیده نمی شود و چنین مولکول هایی را مولکول ناقطبی می گویند.

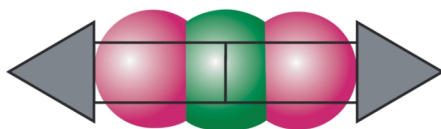
تعریف مولکول قطبی

مولکولی که دارای پیوند های قطبی است و پیوند ها در آن طوری قرار گرفته اند که در کل بر روی مولکول دو قطب مثبت و منفی به وجود آورد. یعنی مرکز بار های مثبت و منفی بر هم منطبق نیست یا به عبارتی مولکول متقارن نمی باشد:



تعریف مولکول ناقطبی

مولکولی است که دارای پیوند های قطبی یا ناقطبی است و در آن پیوند ها طوری قرار گرفته اند که در کل قطب مثبت یا منفی را بر روی مولکول به وجود نمی آورند یا به عبارتی مرکز بارها بر یکدیگر منطبق است و مولکول متقارن می باشد.



به طور خلاصه می توان گفت اگر در مولکولی جفت الکترون آزاد بر روی اتم مرکزی وجود داشته باشد به دلیل اینکه جفت الکترون آزاد شکل مولکول ها را خمیده می کند بنا بر این تقارن ابر الکترونی در مولکول دیده نمی شود و بارها اثر یکدیگر را خنثی نمی کنند و چنین مولکولی قطبی است

و اگر در مولکولی اتم مرکزی جفت الکترون آزاد نداشته باشد و اتم های پیوند خورده با آن همگی یکسان باشند چنین مولکولی متقارن بوده و ناقطبی خواهد بود.

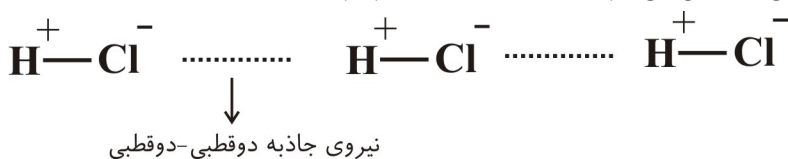
توجه: برای ناقطبی بودن مولکول هر دوشرط فوق یعنی نداشتن جفت الکترون آزاد بر روی اتم مرکزی و یکسان بودن اتم های پیوند خورده با اتم مرکزی لازم و ضروری است.

نیروی جاذبه بین مولکول ها (نیروهای واندروالس)

همانطور که اتم ها در اثر نیروی جاذبه ای که بین هسته یک اتم و الکترون اتم دیگر برقرار می شود یکدیگر را جذب کرده و پیوند تشکیل می دهند مولکول ها نیز یکدیگر را می ربایند یعنی جاذبه ای بین هسته اتم های یک مولکول و الکترون های مولکول دیگر به وجود می آید و در نتیجه مولکول ها را کنار یکدیگر قرار می دهند. بطور کلی نیروهای جاذبه ای که بین مولکول-مولکول یا یون-یون به وجود می آید یا به طور کلی نیروهای جاذبه بین مولکول ها را نیروی واندروالس می گویند و بسیاری از خواص ماده به ویژه خواص فیزیکی ماده به قدرت نیروی جاذبه بین مولکول های آن ماده بستگی دارد. بنابراین بررسی چگونگی تشکیل چنین نیروی جاذبه ای ضروری است.

بررسی نیروهای جاذبه بین مولکولی در مولکول های قطبی

از آنجا که در مولکول های قطبی یک سر مولکول دارای قطب مثبت دائمی و سر دیگر مولکول منفی دائمی است بنا بر این می توان توجیه کرد که هنگامی که مولکول های قطبی کنار یکدیگر قرار می گیرند طوری جهت یابی می کنند که سر مثبت یک مولکول در جهت سر منفی مولکول دیگر قرار گیرد و در اثر جاذبه ای که بین سر مثبت مولکول و سر منفی مولکول به وجود می آید مولکول ها با یکدیگر پیوند برقرار نمایند. چنین نیروی جاذبه میان مولکول ها نیروهای جاذبه دوقطبی-دوقطبی می گویند. مانند جاذبه بین مولکول های $H-Cl$



بنا بر این می توان گفت در چنین مولکول هایی نیروی واندروالسی یا نیروی جاذبه بین مولکول ها از نوع جاذبه دوقطبی-دوقطبی است. یا به عبارتی نیروی جاذبه آنها در اثر به وجود آمدن دوقطبی های دائمی بوجود می آید. این نیرو واندروالسی نسبتاً قوی است.

بررسی نیروی جاذبه بین مولکولی در مولکول های ناقطبی

از آنجا که در مولکول های ناقطبی، در مولکول قطب مثبت و منفی دائمی دیده نمی شود بنا بر این برای توجیه چگونگی پیوند بین چنین مولکول ها، دانشمندی به نام لوندون چنین توجیه کرد که عواملی باعث میشوند که در چنین مولکول هایی برای یک لحظه کوتاه و موقت در یک سر مولکول جزئی بار مثبت و در سر دیگر جزئی بار منفی به وجود آورد و در اثر جاذبه ای که بین سر مثبت موقتی یک مولکول و سر منفی موقتی یک مولکول دیگر به وجود می آید این مولکول ها به یکدیگر پیوند بخورند. چنین نیروهای جاذبه ای را که به دلیل به وجود آمدن دو قطبی های لحظه ای بین مولکول ها به وجود می آید **نیروهای لاندونی** می گویند.

این نوع نیروی واندروالسی بسیار ضعیف است و به همین دلیل اکثر ترکیباتی که چنین نیروی جاذبه ای بین مولکولهای آنها برقرار است

حالت گاز داشته و چنانچه جامد باشند نقطه ذوب و جوش پایینی دارند مانند جاذبه بین مولکول های ناقطبی $I-I$



بطور کلی عوامل موثر بر میزان نیرو های واندروالسی عبارتند از :

1- قطبیت مولکول

2- اندازه و حجم مولکول یا افزایش جرم مولکول

هر چه قطبیت مولکولی بیشتر باشد نیروهای جاذبه بین دو قطبی های دائمی قویتر بوده و نیروی واندروالسی قویتر و بیشتر خواهد بود و هر چه اندازه مولکول حجیم تر و بزرگتر باشد نیروی واندروالسی نیز قوی تر خواهد شد زیرا با بزرگتر شدن شعاع مولکول تشکیل دو قطبی های لحظه ای آسان تر صورت می گیرد و نیروی لاندونی که نوعی نیروی واندروالسی است قوی تر خواهد شد.

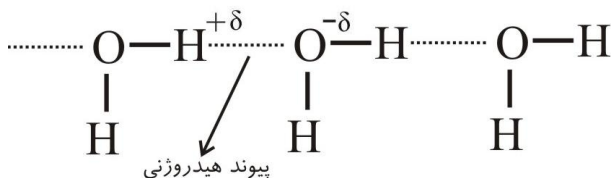
توجه داشته باشید که در مولکول های قطبی نیز نیروی لوندونی وجود دارد اما چون نیروی جاذبه دوقطبی-دوقطبی خیلی قویاً تر از نیروی لوندونی است از این نیروی ضعیف صرف نظر می شود.

پیوند هیدروژنی

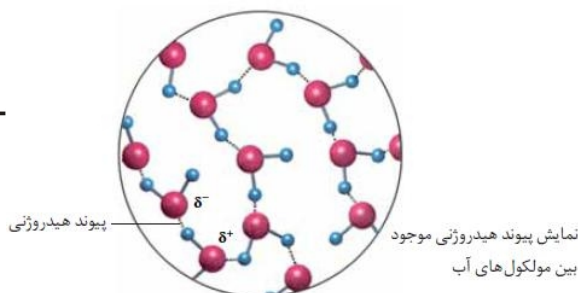
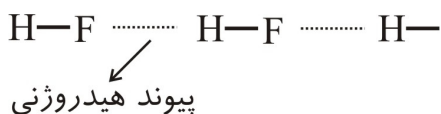
پیوند هیدروژنی نیز نوعی نیروی جاذبه بین مولکول ها است که فقط در برخی از مولکول ها دیده می شود. در مولکول هایی که هیدروژن وصل به یکی از سه عنصر الکترونگاتیو **F** و **O** و **N** داشته باشیم در این مولکول ها اتم های **F** و **O** و **N** به دلیل کوچک بودن و الکترونگاتیوی زیاد هنگامیکه با اتم کوچک هیدروژن پیوند می خورند به دلیل الکترونگاتیوی زیاد این اتم ها بر روی هیدروژن بار الکتریکی مثبت چشم گیری به وجود می آید که هنگام پیوند این مولکول ها با یکدیگر جاذبه دو قطبی-دو قطبی بسیار قوی میان مولکول ها به وجود آمده است که پیوند هیدروژنی نامیده می شود.

البته توجه داشته باشید که پیوند هیدروژنی بین مولکول ها بسیار ضعیف تر از پیوند های کووالانسی بین اتم ها است

پیوند هیدروژنی بین مولکول های آب را می توان به صورت زیر نشان داد :



یا پیوند هیدروژنی بین مولکول های HF



پیوند هیدروژنی در مولکول آب باعث شده است که نقطه جوش آب بالا برود و H_2O نقطه جوش بالاتری از سایر ترکیبهای هیدروژن دار گروه 16 داشته باشد. به طور خلاصه در مورد نقطه جوش ترکیب های هیدروژن دار گروه 16 می توان نوشت



مثال : نقطه ذوب ترکیب های هیدروژن دار عناصر گروه هفدهم (هالوژنها) را با یکدیگر مقایسه کنید.

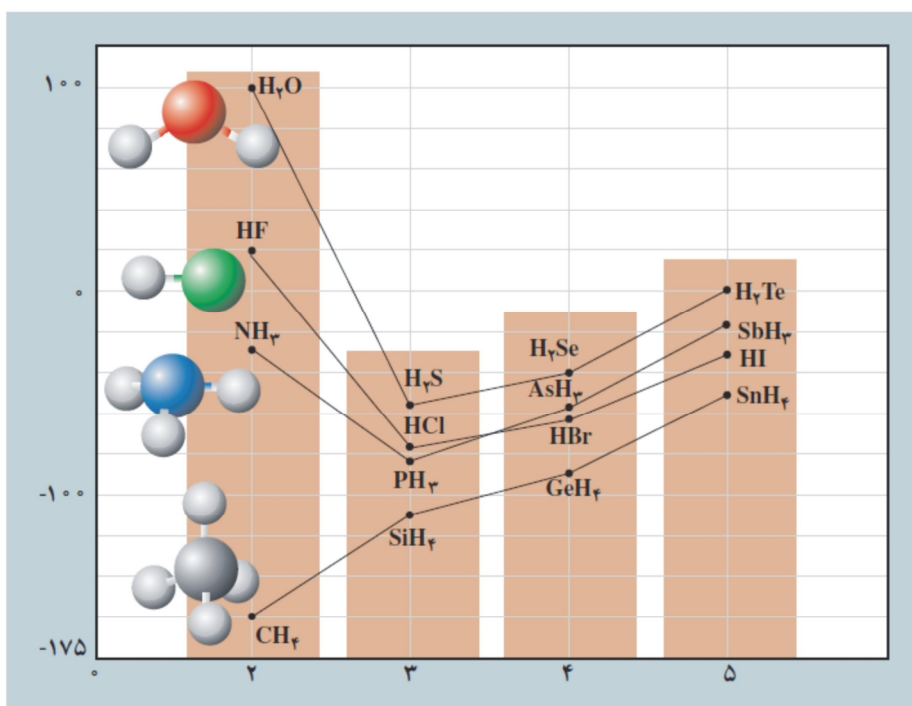
حل :

نقطه جوش HF با وجود اینکه از سایر مولکول ها کوچکتر است اما به دلیل امکان تشکیل پیوند هیدروژنی از بقیه بیشتر است. از میان سایر ترکیبها نقطه جوش HI به دلیل بزرگتر بودن مولکول و بیشتر بودن نیروهای واندروالس از HBr بیشتر و نقطه جوش HBr نیز به همین دلیل از نقطه جوش HCl بیشتر خواهد بود. به طور خلاصه می توان نوشت :



بندیل وجود پیوند هیدروژنی

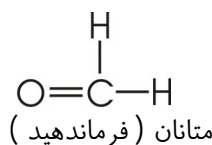
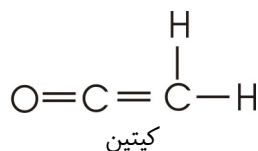
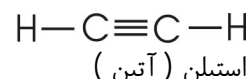
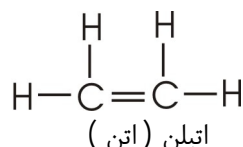
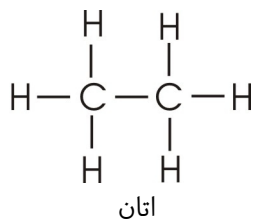
بندیل بزرگتر و حجیم تر بودن و بیشتر بودن نیروهای واندروالس



فصل پنجم : کربن و ترکیب های آلی

ترکیب های کربن

کربن و سیلیسیم از عناصر مهم گروه 14 یا چهارم اصلی هستند. از عناصری اند که ترکیباتی بسیار زیاد از آنها در طبیعت یافت می شود. مثلاً سیلیسیم میل ترکیبی زیادی با اکسیژن داشته و از طریق پیوند $\text{Si}-\text{O}-\text{Si}$ ترکیبی به نام سیلیس را می سازد که در خاک، سنگ، ماسه، شن و بسیاری از ترکیبات معدنی وجود دارد. کربن نیز به دلیل داشتن 4 الکترون در لایه ظرفیت و میل شدید به تشکیل پیوند کووالانسی در بسیاری از ترکیبات موجود در طبیعت یافت می شود و به عنوان مثال عنصر اصلی ساختار بسیاری از موجودات زنده در زیست شناسی از آن یاد می شود. عناصر اصلی که با کربن پیوند کووالانسی انجام می دهند ($\text{N}-\text{O}-\text{H}$)، هالوژن ها و گوگرد و فسفراند. کربن به دلیل اینکه می تواند با سایر اتم ها پیوند ساده کووالانسی (پیوند یگانه) دوگانه یا سه گانه نیز تشکیل دهد، ترکیبات گوناگونی را به وجود می آورند. به عنوان مثال در ترکیب های زیر مشاهده می کنیم که کربن به صورت های مختلف با سایر اتم ها پیوند تشکیل داده است.

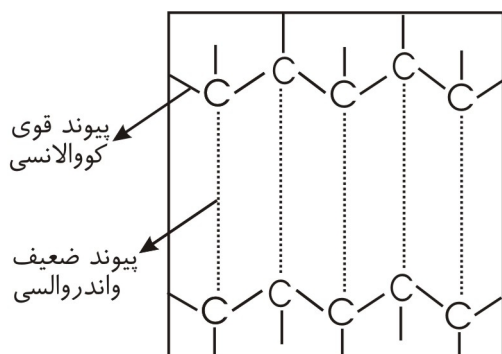


آلوتروپ یا دگر شکل های کربن

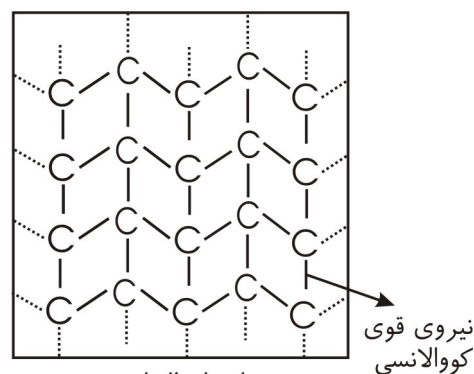
می دانیم که به شکل های مختلف مولکولی یا بلوری یک عنصر دگر شکل یا آلوتروپ می گویند. کربن نیز آلوتروپ های مختلفی دارد که مهم ترین آنها الماس و گرافیت است. الماس سخت ترین جامد طبیعی است. نقطه ذوب و نقطه جوش بسیار بالایی دارد و رسانای الکتریسیته نیست در حالیکه گرانیت جزء نرم ترین جامد های طبیعی است و به راحتی لایه لایه می شود. نقطه ذوب و جوش آن از الماس کمتر و رسانای الکتریسیته است. علت تفاوت هایی که بین الماس و گرافیت بوجود آمده است را می توان در ساختار آنها بررسی کرد.

ساختار الماس: در الماس هر اتم کربن با 4 اتم کربن دیگر از طریق پیوند ساده ی کووالانسی پیوند خورده است. یعنی کربن در این حالت ساختاری 4 وجهی دارد. در نتیجه در ساختار الماس شبکه بسیار بزرگ و غول آسایی از پیوند کووالانسی بوجود آمده است و ترکیب هایی که در ساختار آنها شبکه ای از پیوند کووالانسی وجود داشته باشد جامد کووالانسی می گویند. این ترکیبات بسیار سخت اند و نقطه ذوب و نقطه جوش بالایی دارند و به این دلیل که در این ساختار الکترون سستی وجود ندارد، این ترکیبات رسانا نیستند. از الماس در تهیه جواهرات و ساختن ابزار آلات صنعتی نظیر نوک مته ها استفاده می شود.

ساختار گرافیت: در گرانیت هر اتم کربن با سه اتم کربن دیگر پیوند ساده کووالانسی داشته و در ساختار لایه ای آن، لایه ای از پیوند کووالانسی دیده می شود. اتم کربن در هر لایه با ساختار سه ضلعی مسطح به سه اتم دیگر متصل شده است و در نتیجه از اتصال 6 اتم کربن 6 گوشه هایی بوجود می آید که صفحه ای مشبک از پیوند کووالانسی را به وجود می آورند. پیوند های موجود در هر صفحه مشبک بسیار قوی است و شبیه جامد های کووالانسی است اما پیوند بین صفحه های مشبک متفاوت از طریق نیروی جاذبه ی ضعیف بین مولکول ها برقرار شده است. وجود همین نیروی جاذبه ی ضعیف بین مولکولی باعث شده است تا لایه های گرافیت به راحتی از هم جدا شوند، نقطه جوش و ذوب آن کمتر از الماس و رسانا باشد. از گرافیت در تهیه مغز مداد، الکتروود ها و همچنین در ساخت بدنه ی کوره ها استفاده می شود.



ساختار گرافیت

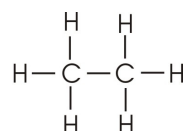


ساختار الماس

کربن به صورت ترکیب های مختلف نظیر هیدروکربن ها، پلاستیک ها، پروتئین ها، قندها، چربی ها، اسیدهای کربواکسیدیک می تواند وجود داشته باشد که از مهم ترین آنها هیدروکربن ها هستند.

هیدروکربن ها

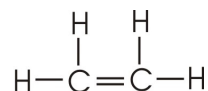
هیدروکربن ها همان طور که از نام آنها پیداست ترکیب هایی هستند که فقط از هیدروژن و کربن تشکیل شده اند. هیدروکربن ها را بسته به اینکه در ساختار آنها هر اتم کربن با چند اتم دیگر پیوند خورده باشد، به 2 دسته هیدروکربن های سیر شده یا اشباع و هیدروکربن های سیر نشده یا غیر اشباع تقسیم می کنند:



مثال: متان (اتان)

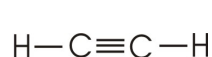
(1) هیدروکربن های سیر شده یا اشباع (آلکان ها)

هیدروکربن ها



(1) سیر نشده اتیلنی (آلکن ها)
مثال: اتیلن (اتن)

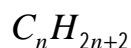
(2) هیدروکربن های سیر نشده یا غیر اشباع



(2) سیر نشده غیر استیلنی (آلکین ها)
مثال: استیلن (آتین)

آلکان ها یا هیدروکربن های سیر شده

آلکان ها دسته ای از هیدروکربن ها هستند که در آنها هر اتم کربن با 4 اتم دیگر پیوند ساده کواالانسی داشته باشند. در این هیدروکربن ها چون کربن تمامی الکترون های لایه ظرفیت خود را با اتم های دیگر به اشتراک گذاشته است بنابراین این هیدروکربن را سیر شده یا اشباع می گویند. از نمونه ی هیدروکربن های سیر شده می توان CH_4 ، C_2H_6 ، C_3H_8 و ... را نام برد. فرمول کلی هیدروکربن های سیر شده را می توان به صورت زیر نوشت:



نامگذاری آلکان ها: برای نامگذاری آلکان ها ابتدا نامی متناسب با تعداد کربن تشکیل دهنده ی آن هیدروکربن مطابق جدول زیر ذکر کرده به دنبالش لفظ ((آن)) اضافه می کنیم.

تعداد کربن	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
نام	میت	ایت	پروپ	بوت	پنت	هگز	هپت	اُکت	نون	دک

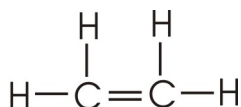
مانند :

 CH_4 : متان C_2H_6 : اتان C_3H_8 : بوتان C_4H_{10} : پنتان**هیدروکربن های سیر نشده یا غیر اشباع**

هیدروکربن های سیر نشده یا غیر اشباع هیدروکربن هایی هستند که در آن ها هر اتم کربن تمام الکترون های لایه ظرفیت خود را با اتم های دیگر به اشتراک گذاشته است یعنی در ساختار هیدروکربن ممکن است کربنی با پیوند دوگانه یا سه گانه به کربن دیگر متصل شده باشد. هیدروکربن های غیر اشباع به دو دسته هیدروکربن های سیر نشده ی اتیلنی یا آلکن ها و هیدروکربن های سیر نشده استیلنی یا آلکین ها تقسیم بندی می شوند.

هیدروکربن های سیر نشده اتیلنی یا آلکن ها

هیدروکربن هایی هستند که در آن ها اتم کربنی دیده می شود که از طریق پیوند دوگانه با کربن دیگر پیوند خورده است. ساده ترین آلکن اتیلن (C_2H_4) است.



از نمونه ی دیگر آلکن ها می توان C_3H_6 ، C_4H_8 ، C_5H_{10} و ... را نام برد. فرمول کلی هیدروکربن های سیر نشده اتیلنی یا آلکن ها را می توان به صورت زیر نوشت :

 C_nH_{2n}

نامگذاری آلکن ها: برای نامگذاری آلکن ها نامی متناسب با تعداد تشکیل دهنده ی آن آلکن را ذکر می کنیم و به دنبالش لفظ ((ان)) را اضافه می کنیم. مانند :

 C_2H_4 : این (اتیلن) C_3H_6 : پروپین C_4H_8 : بوتین C_5H_{10} : پنتین**هیدروکربن های سیر نشده استیلنی یا آلکین ها**

در ساختار این دسته از هیدروکربن ها اتم کربنی دیده می شود که از طریق پیوند سه گانه با کربن دیگر پیوند خورده است. از ساده ترین این هیدروکربن ها C_2H_2 یا استیلن است و از نمونه ی دیگر هیدروکربن های استیلنی یا آلکین ها می توان موارد C_2H_2 ، C_3H_4 ، C_4H_6 ، C_5H_8 و ... را نام برد. فرمول کلی هیدروکربن های استیلنی یا آلکین ها را می توان به صورت زیر نوشت :

 C_nH_{2n-2}

نامگذاری آلکین ها: برای نامگذاری آلکین ها ابتدا نامی متناسب با تعداد کربن تشکیل دهنده ی آن آلکین ذکر کرده، به دنبالش لفظ ((ین)) اضافه می کنیم. مانند:

 C_2H_2 : استیلن (اتین) C_3H_4 : پروپین C_4H_6 : بوتین C_5H_8 : پنتین

ایزومری در آلکان ها

می دانید که ترکیباتی که دارای فرمول مولکولی یکسان بوده اما فرمول ساختاری متفاوت داشته باشند، نسبت به هم ایزومر یا همپار نامیده می شوند.

برای نوشتن ایزومر های آلکان ها به صورت زیر عمل می کنیم:

یک حالت فرم کاملاً خطی می نویسیم، سپس از حالت کاملاً خطی یک کربن جدا کرده و به عنوان شاخه قرار می دهیم. کربنی که به عنوان شاخه قرار می دهیم هیچ وقت به ابتدا و انتهای زنجیر باقی مانده اضافه نمی شود. چون همان ایزومر قبلی بدست می آید. سپس جای شاخه را بر روی زنجیر اصلی عوض می کنیم. اگر نام جدید بدست آمد یک ایزومر جدید محسوب می شود در غیر این صورت ایزومر جدیدی نخواهیم داشت.

در هیدروکربن های 5 کربن به بالا حتی می توان با جدا کردن یک کربن از زنجیره ی اصلی 2 کربن نیز از زنجیر اولیه جدا کرد. 2 کربن را می توان به عنوان 2 شاخه ی متیل (CH_3) و یا به عنوان یک شاخه ی اتیل (C_2H_5) بر روی کربن های زنجیر اصلی قرار دارد و ایزومر های جدیدی را به دست می آورد.

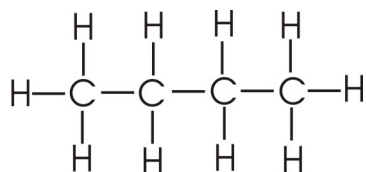
توجه داشته باشید در ایزومر های آلکان ها شاخه ی اتیل (C_2H_5) هیچ وقت بر روی کربن شماره 2 زنجیر اصلی قرار نمی گیرد زیرا در این حالت شاخه اتیل خود به عنوان زنجیره اصلی عمل می کند.

مثال : ایزومر های بوتان و پنتان را بنویسید:

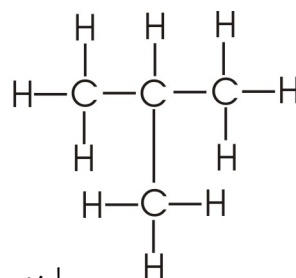
حل :

بوتان : C_4H_{10}

ایزومر 2 :

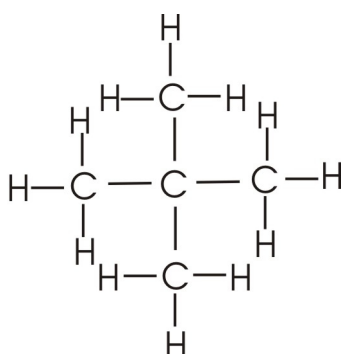


ایزومر 1 :

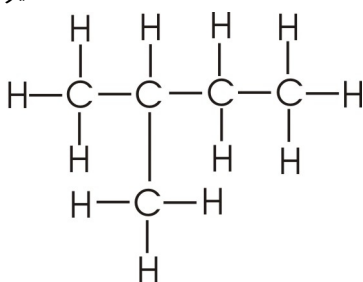


پنتان : C_5H_{12}

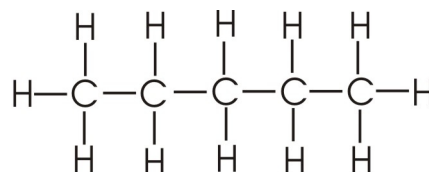
ایزومر 3 :



ایزومر 2 :

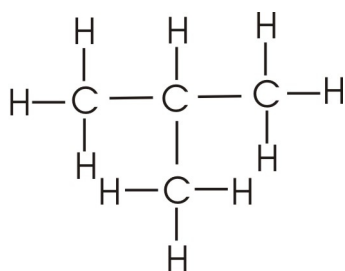


ایزومر 1 :

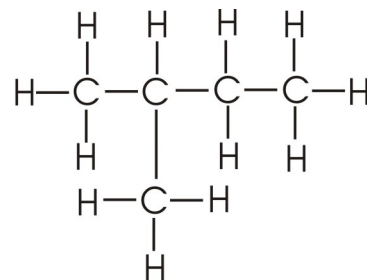


نامگذاری ایزومر های آلکان ها

اگر ایزومری کاملاً خطی بود و شاخه جانبی نداشت نام هیدروکربنی متناسب با تعداد کربن آن هیدروکربن می آورند. اگر ایزومر دارای شاخه جانبی بود ابتدا از زنجیر اصلی را مشخص می کنیم (زنجیر اصلی در این جا زنجیری است که بیشترین تعداد کربن پشت سر هم یا متصل به هم را داشته باشد). سپس زنجیر اصلی را شماره گذاری می کنیم (شماره گذاری را از سمتی انجام می دهیم که کربن دارای شاخه جانبی، شماره کمتری بگیرد) حال برای نامگذاری ابتدا شماره کربن دارای شاخه جانبی را ذکر کرده سپس نام شاخه جانبی را می آوریم و در پایان نام هیدروکربنی متناسب با تعداد کربن زنجیر اصلی ذکر می کنیم. مانند :

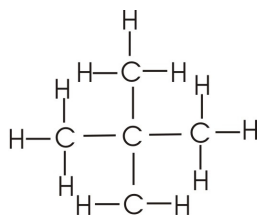


2- متیل پروپان



2- متیل بوتان

اگر بر روی کربنی از زنجیر اصلی 2 شاخه یکسان داشته باشیم شماره آن کربن را 2 بار ذکر کرده و از لفظ ((دی)) و نام آن شاخه استفاده می کنیم و در پایان نام هیدروکربن زنجیر اصلی را می آوریم. مانند:



2-2 دی متیل پروپان

گاهی ممکن است نام ایزومری داده شود فرمول ساختاری و مولکولی آن خواسته شود.

برای نوشتن فرمول ساختاری از آخر نام شروع به نوشتن می کنیم و با توجه به شماره کربن ها و شاخه های ذکر شده نام هر شاخه را بر روی کربن مربوطه در زنجیر اصلی قرار می دهیم.

برای نوشتن فرمول مولکولی هر ایزومر کافی است فرمول مولکولی هیدروکربنی متناسب با تعداد کل کربن های موجود در آن ترکیب بنویسید. مثال : فرمول ساختاری و مولکولی ترکیبات زیر را بنویسید.

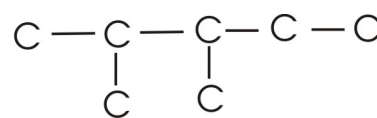
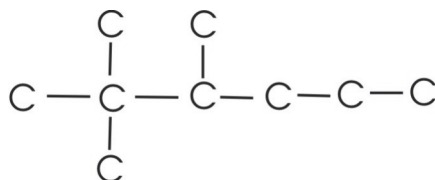
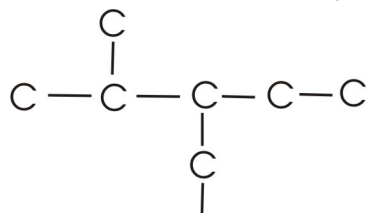
الف) 3-2 دی متیل پنتان ب) 3-2-2 تری متیل هگزان ج) 3 اتیل 2 متیل پنتان

حل :

ج) C_8H_{18}

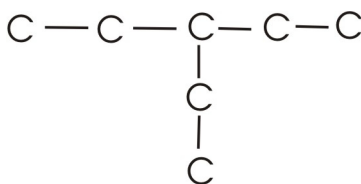
ب) C_9H_{20}

الف) C_7H_{16}



در نامگذاری ایزومر های آلکان ها اگر بر روی زنجیر اصلی در جاهای مختلف شاخه های مختلف داشته باشیم، در شماره گذاری زنجیر اصلی شرط مجموع را رعایت می کنیم. (منظور از شرط مجموع یعنی اینکه شماره گذاری را از سمتی انجام می دهیم که مجموع اعدادی که در نام ذکر می شود، کمتر گردد) برای نامگذاری ابتدا شماره کربن و نام شاخه ای را که از نظر حروف الفبای انگلیسی نزدیکتر است می آوریم.

مثال : نام صحیح ترکیب زیر را بنویسید.



حل : 3 اتیل 2 متیل پنتان

توضیح پاسخهای غلط :

الف) 2 متیل 3 اتیل پنتان غلط است. زیرا اتیل مقدم بر متیل است

ب) 3 اتیل 4 متیل پنتان نیز غلط است. زیرا مجموع اعداد ذکر شده نباید کمتر گردد.

ایزومری در آلکن ها و آلکین ها

برای نوشتن ایزومر های آلکن ها و آلکین ها هم می توان با جابجا کردن محل باند دوگانه یا سه گانه ایزومر جدید به دست آورد و هم می توان با دادن شاخه جانبی به زنجیر اصلی ایزومر جدید بدست آورد. (زنجیر اصلی در این حالت زنجیری است که بیش ترین تعداد کربن پشت سر هم یا کربن دارای باند دوگانه یا سه گانه نیز در آن باشد)

برای نامگذاری ایزومر های آلکن و آلکین ها پس از مشخص کردن زنجیر اصلی، زنجیر اصلی را شماره گذاری می کنیم و شماره گذاری را از سمتی انجام می دهیم که کربن دارای باند دوگانه یا سه گانه شماره ی کمتری بگیرد. حال اگر ایزومر شاخه جانبی نداشت ابتدا شماره کربن دارای باند دوگانه یا سه گانه را ذکر کرده و سپس نام آلکن یا آلکینی متناسب با تعداد کربن زنجیر اصلی می آوریم. چنانچه زنجیر اصلی شاخه نیز داشته باشد پس از شماره گذاری زنجیر اصلی ابتدا شماره کربن دارای شاخه جانبی سپس نام شاخه جانبی و بعد شماره کربن دارای باند دوگانه یا سه گانه و در پایان نام آلکن یا آلکینی متناسب با تعداد کربن زنجیر اصلی می آوریم.

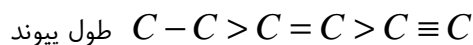
مانند :

- $C - C - C = C$ 1- بوتن
- $C - C = C - C$ 2- بوتن
- $C - C = C$
|
C 2- متیل 1- پروپن
- $C - C - C - C \equiv C$ 1- پنتین
- $C - C - C \equiv C - C$ 2- پنتین

مقایسه ی آلکان ها و آلکن ها و آلکین ها از نظر طول پیوند $C - C$ ، انرژی پیوند $C - C$ و واکنش پذیری

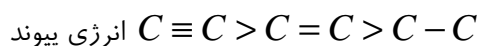
می دانید که در آلکان ها هر اتم کربن با 14 اتم دیگر پیوند خورده است. به همین دلیل آلکان ها سیر شده اند بنا بر این میلی به انجام واکنش ندارند. بنا بر این آلکان ها را هیدروکربن های پارافینی نیز می نامند (پارافیل بع معنی بی میل) اما از آنجا که در آلکن ها و آلکین ها بین $C - C$ پیوند دوگانه یا سه گانه دیده می شود و این هیدروکربن ها غیر اشباع می باشند بنابر این واکنش پذیری آنها از آلکان ها بیشتر است.

از نظر طول پیوند $C - C$ چون در آلکان ها بین $C - C$ فقط یک پیوند کووالانسی دیده می شود، بنا بر این طور پیوند بلند تر از $C = C$ در آلکن ها و طول پیوند $C = C$ نیز بلند تر از $C \equiv C$ است. زیرا در این حالت ها بین $C - C$ علاوه بر پیوند ساده ی کووالانسی پیوند دیگری نیز دیده می شود. به همین دلیل طول پیوند کوتاه تر شده است. به طور خلاصه می توان نوشت :

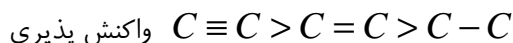


آلکین ها آلکن ها آلکان ها

با توجه به مطلب فوق، از آنجا که طول پیوند با انرژی پیوند رابطه ی عکس دارد، بنا بر این هر چه طول پیوندی کوتاه تر باشد، استحکام پیوند بیشتر و انرژی پیوند آن بیشتر خواهد بود. به طور خلاصه می توان نوشت :



از نظر واکنش پذیری آلکان ها به دلیل اشباع بودن کم ترین واکنش پذیری را دارند و واکنش پذیری آلکن ها و آلکین ها از آنها بیشتر است و واکنش پذیری آلکین ها از آلکن ها نیز بیشتر است. زیرا در ساختار های آلکین ها بین $C - C$ ، پیوند ضعیف وجود دارد اما در آلکن ها بین $C - C$ یک پیوند ضعیف دیده می شود. بنا بر این به طور خلاصه می توان نوشت :



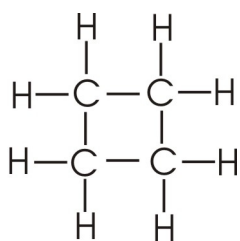
گروه های عاملی

اتم یا مجموعه ای از اتم ها که در ساختار هیدروکربن ها وارد می شوند و ترکیب های عالی با خواص شیمیایی و فیزیکی کاملاً متفاوت با آن هیدروکربن به وجود می آورند، گروه عاملی نامیده می شود. از مهم ترین گروه های عاملی می توان به گروه های زیر اشاره کرد:

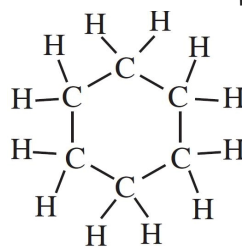
نام گروه عاملی	فرمول ساختاری	نام خانواده	مثال	فرمول ساختاری
هیدروکسیل	$-OH$	الکل	اتانول	
اِتر	$-O-$	اِتر	دی متیل اتر	
آلدهید	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-H \end{array}$	آلدهید	استالدهید	
کربونیل	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C- \end{array}$	کتون	استون	
کربوکسیل	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-OH \end{array}$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

هیدروکربن های حلقوی

در بعضی از هیدروکربن ها اتم های مرکزی به نحوی به یکدیگر پیوند می خورند که تشکیل حلقه می دهند. این هیدروکربن ها را هیدروکربن های حلقوی می نامند. برای نامگذاری این هیدروکربن ها ابتدا کلمه ی ((سیکلو)) را آورده و سپس نام هیدروکربنی متناسب با تعداد کربن آن هیدروکربن حلقوی ذکر می کنیم. مانند:

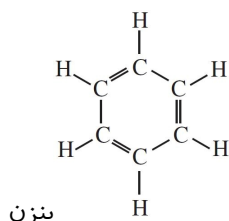


سیکلو بوتان



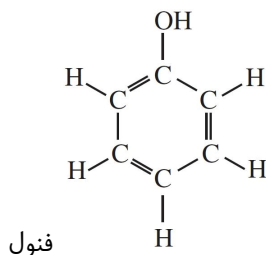
سیکلو هگزان

بنزن: بنزن مایعی است بی رنگ، فرار و زود تبخیر، بسیار سمی و سرطان زا با بوی نسبتاً مطبوع که قابل اشتعال است و با شعله ی زرد رنگ و دود داری می سوزد. بنزن را می توان از نفت خام و همچنین از قطران زغال سنگ بدست آورد. بنزن کاربرد زیادی در صنایع زنگ، لاستیک دارد و از ترکیبات آن در صنایع غذایی استفاده می شود. بنزن با فرمول مولکولی C_6H_6 و ساختار زیر می باشد:



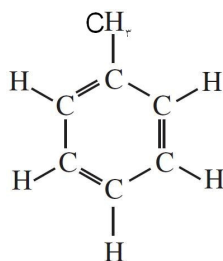
بنزن

بنزن و هیدروکربن های هم خانواده ی بنزن را به دلیل اینکه عموماً بوی خوبی دارند، هیدروکربن های آروماتیک یا معطر نیز می نامند. قرار گرفتن برخی از گروه های عاملی بر روی بنزن ترکیب های بسیار متنوعی را بوجود می آورد. به عنوان مثال اگر به جای یکی از هیدروژن های حلقه بنزن گروه هیدروکسیل (گروه عامل الکلی OH) قرار گیرد، فنول بدست می آید.

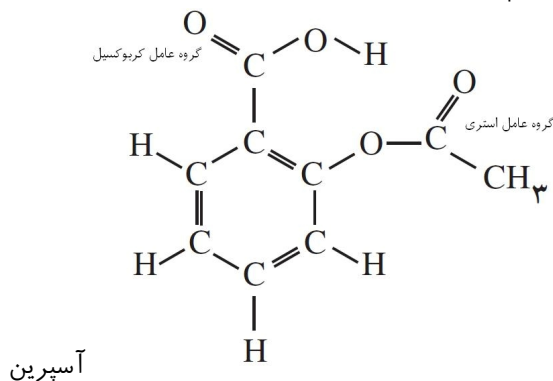


فنول ماده ای سفید رنگ و سمی است که از آن در تهیه آسپرین و همچنین در صنایع نساجی و رنگ و در تهیه فنول فتالین از آن استفاده می شود.

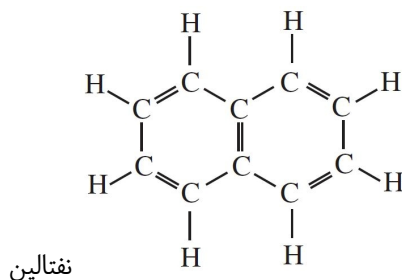
اگر به جای یکی از هیدروژن های حلقه بنزن گروه متیل قرار گیرد، ماده ای به نام متیل بنزن با تولوئن بدست می آید که یک حلال آلی محسوب می شود و کاربرد زیادی در صنعت دارد.



از مهم ترین ترکیبات فنول می توان آسپرین را نام برد که ساختاری به صورت زیر دارد:



در آسپرین دو گروه عاملی کربوکسیل یا اسیدی و عامل استری است. فرمول مولکولی آسپرین $C_9H_8O_4$ است. بعضی از ترکیبات بنزن بیش از یک کربن بنزن دارند. از نمونه این ترکیبات می توان نفتالین با فرمول مولکولی $C_{10}H_8$ نام برد.



از نفتالین به عنوان ضد حشره ی ((بید)) جهت محافظت پارچه های پشمی از گزند این حشره استفاده می شود.

پایان