

راهنمایی آموزشی کیمیا - تسریعی ب

اهداف آموزشی:

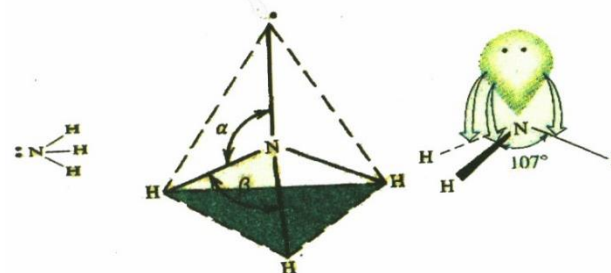
دانش آموزان در ختم این دوره باید موضوعات ذیل را تحلیل و ارزیابی کرده بتوانند.

1. ساختمان مالیکول آمونیا
2. انواع مالیکول ها
3. قوای بین المالیکولی
4. تفاوت ها بین روابط کیمیایی و قوه بین مالیکولی
5. انرژی ضروری برای تخریب شبکه کرسالی
6. عوامل موثر بالای قوت قوه های لندن
7. رابطه هاییدروجنی
8. ماهیت رابطه هاییدروجنی

ساختمان مالیکولی آمونیا:

تحقیقات نشان داده است که زاویه بین روابط در مالیکول آمونیا مساوی به (107°) درجه بوده و اتم نایتروجن حالت sp^3 هایپرید را دارا می باشد که از جمله چهار اوربیتال sp^3 یک اوربیتال آن توسط جوهره الکترون های آزاد اشغال گردیده است اما سه اوربیتال دیگر آن توسط جوهره الکترون های رابطی اشغال گردیده است. قیمت زاویه ولانسی بین روابط درجه از حالت تتراهیدراید فرق دارد زیرا قوه دفع بین جوهره الکترون های آزاد و جوهره الکترون های رابطه وی نسبت به بین جوهره های دوگانه اوربیتالی که رابطه بر قرار نموده اند، قوی میباشد.

رابطه که در دو انجام آن چارج های قسمتی مثبت و منفی وجود دارد به نام رابطه قطبی (Polar bond)



یاد می شود و مالیکول ها دارای روابط قطبی به نام مالیکول دو قطبی (Dipole) یاد می گردند.
انواع مالیکول های (قطبی، غیر قطبی و آیونی):

مالیکولهای قطبی کدام نوع مالیکول ها را گویند؟ کدام عوامل باعث تبارز قطبیت مالیکولهای مرکبات میشود؟ اصطلاح قطب چی مفهوم را افاده می نماید.

قطبیت مالیکولهای مرکبات به طرز روابط اتم های متشکل و خاصیت الکترونیگاتیویتی همچو اتم ها مربوط است. الکترونیگاتیویتی اتم ها عناصر سبب تشکیل روابط قطبی در مالیکول ها شده، طوریکه یک قسمت مالیکول چارج منفی و طرف دیگر آن چارج مثبت قسمی را حاصل نموده و مالیکول دوقطبی را تشکیل میدهند.

زمانیکه دو اتم عین عنصر یک رابطه کوولانسی را تشکیل میدهند؛ بطور مثال H_2, Cl_2 هر یک از اتم ها عین سهم الکترونی را در تشکیل رابطه دارا اند. کثافت ابر الکترونی در دو اتم این رابطه یکسان میباشد. زیرا الکترون ها بطور مساوی توسط دو هسته های اتم ها جذب میگرددند، این نوع رابطه غیر قطبی (*Non polar*) بوده و مالیکول غیر قطبی است.

موقع که دو اتم عناصر مختلف باهم مرتبط میگرددند (بطور مثال در HCl و مالیکول را تشکیل میدهند، در این صورت قوه جاذبه هردوهسته ها یکسان نبوده و یکی از هسته بنا بر داشتن قوه جاذبه مثبت الکترون ها را به طرف خودش کش نموده و کثافت ابر الکترونی بالای آن زیاد شده، در نتیجه چارج منفی قسمی $(-\delta)$ را حاصل نموده و اتم دیگری که الکترون های آن کش، در نتیجه چارج مثبت $(+\delta)$ قسمی را حایز میگردد. بطورمثال: درمالیکول هاییدروجن چارج قسمی مثبت و کلورین چارج قسمی منفی را دارا است که به شکل تحریر میگردد. رابطه که در دو انجام آن چارج های قسمی مثبت و منفی وجود دارد، بنام رابطه قطبی (*Polar Bond*) یاد میشود و مالیکول های دارای روابط قطبی بنام

مالیکول دوقطبی (*Dipole*) یاد میگردد. طوریکه قبلا ارایه شد چارج قسمی را (δ) افاده می نماید و فاصله را به (L) نشان $H^{\delta+} - Cl^{\delta-}$ میدهد به طور مثال:

اتوم های هاییدروجن چارج قسمی $(particle Charge)$ مثبت $(+0.17)$ و اتم کلورین چارج قسمی منفی (-0.17) را دارا است.

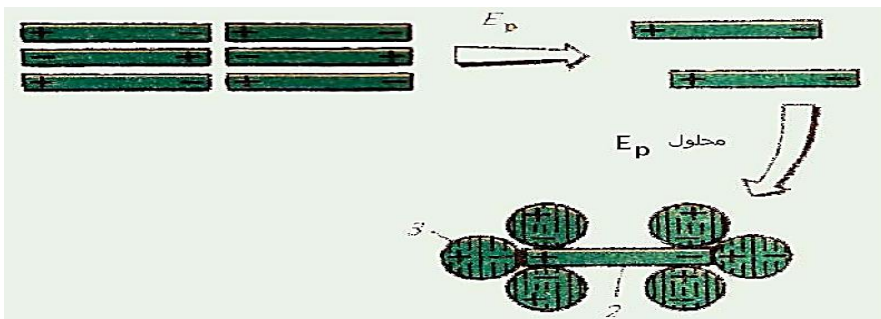
عموما ای پول مومنت قطبی را به μ افاده می نمایند پس دای پول مومنت دوقطبی عبارت است حاصل ضرب چارج های قسمی و فاصله چارجهای قسمی از همدیگر است:

$$\mu = \delta \cdot L \text{ or } \mu = q \cdot L$$

در حقیقت دای پول مومنت یک مالیکول قیمت مقداری عدم تشابه چارج ها در آن مالیکول است. دوچارج مخالف باکمیت چارج $1.6 \cdot 10^{-19} \text{ esu} = 4.81 \cdot 10^{-10} \text{ esu} = \delta = e$ که به فاصله از دیدیگر قرار دارند، دارای دای پول مومنت ذیل است.

عملیه تخریب سازی کرسطل را بنام انحلال پذیری یا *Solvation* یاد مینمایند، اگر محلل آب باشد بنام *Hydration* یاد میشود.

شکل ذیل پروسه حل شدن کرسطل ها را نشان میدهد



قوه های واندر- والس (Vander-walls Forces) و لندن:

برای تشکیل شدن اجسام جامد و مایع قوه جذب بین مالیکول های آنها تشکیل میشود. اما واندرالس در سال (1873) میلادی دریافت که در گازها نیز قوه جذب و دفع بین مواد غیر آیونی و غیر الکترو استاتیکی وجود دارد که این قوا به نام قوه های واندرالس یاد میشود. یکی از اشکال قوه واندرالس همان عمل متقابل دای پول - دای پولی بین مالیکول های قطبی میباشد. قوه های جذب بین مالیکول های غیر قطبی نیز موجود بده؛

بین مالیکول های غیر قطبی قوه جذب موجود است. مطابق به تیوری لندن این قوه ها مربوط به پولاریزیشن لحظوی مالیکول ها میباشد که سبب عمل متقابل ثابت قوه های جذب میشود. یکی از اشکال قوه واندر والس همان عمل متقابل دای پول - دایپولی بین مالیکول های قطبی میباشد. قوه جذب بین مالیکول های غیر قطبی نیز موجود بوه؛ حتی اتومهای گازات نجیب بسیار ضعیف با یکدیگر جذب میشوند ازین سبب به طور مشخص آنها میتوانند حالت مایع را اختیار نمایند.

بین مالیکولهای غیر قطبی قوه خاص واندر والس عمل می نماید و آن عبارت است از قوه های *Nespersion* یا قوه لندن میباشد. علت بوجود آمدن این قوه توسط تیوری فزیک دان به نام لندن

(در سال 1930 م) به ترتیب ذیل توضیح شده است.

قرار گرفتن دومالیکول غیر قطبی بسیار نزدیک به یک دیگر را ملاحظه می نماییم؛ چون این مالیکول ها غیر قطبی هستند؛ بنابر آن تقسیم شدن کثافت ابر الکترونی به طور اوسط متناظر میباشد. اما در هر مومنت مشخص زمانی تقسیم الکترون ها در یکی از مالیکول ها ممکن غیر متناظر باشد. بطور مثال در لحظه برای این نوع مالیکول های مومنت دای پولی ظاهر میشود. در شکل ذیل نشان داده شده که چطور این نوع دای پول زمانی در یکی از مالیکول ها (A) میتواند ابر الکترونی همجوار (B) را جذب نماید؛ بنابر این هردو مالیکول ها مومنت دای پولی داشته و سمت آن طوری است که مالیکول ها جذب شدن یک دیگر را آغاز می نمایند، چون الکترون ها با سرعت زیاد حرکت می نمایند این جذب موقتی میباشد.

$$\mu = q \cdot l = 4.81 \cdot 10^{-10} \text{ esu} \cdot 10^{-8} \text{ cm} = 4.81 \cdot 10^{-18} \text{ esu} \cdot \text{cm}$$

$10^{-18} \text{ esu} \cdot \text{cm}$. یک دبای (Debbie) (D) تعریف نموده اند؛ بطور مثال طول رابطه در مالیکول

HCl مساوی به $(71.27^\circ A)$ است، دای پول مومنت آن مساوی $(1.03D)$ است.

ناگفته نباید گذاشت که $Debbie = 0.33 \cdot 10^{-29} \text{ cb} \cdot \text{m}$ نیز میباشد. مالیکول *HCl* یک رابطه دارد و این رابط قطبی است، پس مالیکول دارای یک رابطه قطبی است. مالیکول هایکه مشابه بوده و بیشتر از یک رابطه خطی را دارا اند، این رابطه ها عمل قطبی یک دیگر را خنثی ساخته بدین ملحوظ با وجودیکه رابطه ها قطبی بوده اما مالکولها بصورت کل غیر قطبی است که مثال آن را میتوان مالیکول های مشابه ارایه کرد.

قوای بین المالیکولی

قوای بین المالیکولی طوریکه از نام آن آشکار است عبارت از قوایی است که بین مالیکول های مرکبات موجود است و باعث مستحکم شدن مرکبات و همچنان شکل دهی آنها و بسیاری خواص فزیکدی دیگر چون نقاط ذوبان و غلیان و غیره گردد.

در ابتدا باید فرق بین قوای بین المالیکولی و روابط کیمیایی را در نظر بگیریم که رابطه کیمیایی که در فصل گذشته مطالعه گردیده است بین عناصر تشکیل دهنده یک مرکب در داخل مرکب برقرار میشود، از آنجمله میتوانیم از روابط آیونی، اشتراکی و کواردینیشن نام ببریم. در مالیکولی های که رابطه بین اتوم ها آیونی باشد، مالیکول ها به شکل آیونی و یا قطبی بوده و به اساس قوه جذب بین این مالیکول ها اجسام بزرگ کرسطلی تشکیل میشود. درصورتیکه رابطه بین اتوم ها کولانسی باشد، این نوع مالیکول ها به اساس قوه های دایپول - دایپول، قوه های واندرالس و یا رابطه هایدروجنی با هم دیگر یکجا شده و مکرو مالیکول ها را میسازند.

میتوانیم فرق میان رابطه کیمیایی و قوای بین المالیکولی را در مثال ذیل در نظر بگیریم: رابطه ای که بین عناصر هایدروجن و اکسیجن در مرکب آب موجود است رابطه کیمیایی است و رابطه هایدروجنی که بین مالیکول های آب موجود است یک قوه بین المالیکولی است.

انواع قوای بین المالیکولی را بطور ذیل مطالعه مینماییم:

رابطه دایپول - دایپول:

این رابطه در مرکبات کولانسی قطبی تشکیل میشود. هنگامیکه این مالیکول ها با همدیگر نزدیک شوند، از نزدیک شدن آنها چارج های قسمی مثبت و منفی تشکیل میشود که در اثر قوه جذب بین این چارج های قسمی شبکه کرسطلی اجسام جامد تشکیل میشود.

این کرسطل های قطبی به خوبی در محلول های قطبی حل میگرددند، و انرژی ضروری برای منحل شدن کرسطل و یا تخریب کرسطل مساوی به همان مقدار انرژی میباشد که در هنگام تشکیل کرسطل یعنی هنگام جذب بین چارج های مثبت و منفی تشکیل میشود.

(^1_1H)	74.14	2.00	13.957
(^2_1D)	74.14	4.03	18.73
(^3_1T)	74.14	6.03	20.62

ج: شکل مالیکول و سطح تماس:

قوای لندن بر اثر تماس و تشکیل چارج های لحظوی بدست می آید پس به هر اندازه ای که این تماس بیشتر باشد به همان اندازه قوای لندن قوی تر تشکیل میشود. پس سطح تماس بالای قوای لندن تاثیر مستقیم دارد. مالیکول های مسطح و خطی نسبت به مالیکول های هرمی و خمیده و مالیکول های زنجیری نسبت به مالیکول های منشعب و شاخه دار سطح تماس بیشتر را دارا بوده و قوه لندن در بین مالیکول های آنها بیشتر میباشد. میتوانیم تاثیر سطح تماس بین مالیکول ها را در جدول ذیل مشاهده نماییم.

فورمول مالیکولی	فورمول ساختمانی	نقطه ذوب ($^{\circ}C$)	نقطه غلیان ($^{\circ}C$)
C_4H_{10}	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$	-138	0
C_4H_{10}	$\begin{array}{c} CH_3 \\ \\ CH_3-CH_2-CH_3 \end{array}$	-159	-12

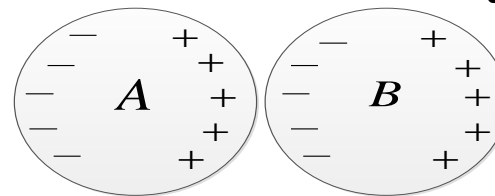
رابطه هایدروجنی (*Hydrogen Bond*):

روابط هایدروجنی یک نوع رابطه خاص کیمیای بوده که بین هایدروجن و عناصر الکترونیگاتیف در صورتی برقرار میگردد که اتوم هایدروجن به همین عناصر الکترونیگاتیف (F, O, N) رابطه داشته باشد. در تشکیل روابط هایدروجنی موردی که بسیار مهم است این است که عناصر الکترونیگاتیف باید دارای جوهر الکترون آزاد در ترکیب شان باشند.

این رابطه بین مالیکول ها تشکیل گردیده و یا این که بین اتوم های هایدروجن و اتوم های عناصر الکترونیگاتیف عین مالیکولها (رابطه داخلی مالیکولها) برقرار میگردد. طوری که معلوم است، مرکبات هایدروجن دار که در ترکیب مالیکولی شان عناصر غیر فلزی دارای خواص کاذب و درجه غلیان بلند میباشدند. (F, O, N) الکترونیگاتیف موجود باشد.

طوری که در سلسله مرکبات فوق دیده میشود، درجه غلیان آب $100^{\circ}C$ بوده و مرکبات دیگر سلسله عناصر هم گروه آکسیجن (O_2) پایین است، در سلسله دیگر مرکبات درجه غلیان (HF) بلند و مرکبات دیگر عناصر هم گروه فلورین (F_2) پایین است. علت آن موجودیت عمل متقابل بین هایدروجن و آکسیجن مالیکول های مختلف آب بوده و هم در (HF) عمل متقابل بین اتوم هایدروجن یک مالیکول

عوامل مؤثر بالای قوای لندن و یا واندروالس:



بخاطریکه قوای لندن در اثر تشکیل دایپول مومنت لحظوی بوجود می آید پس هر عاملی که باعث پراگندگی ابر الکترونی شده و دایپول مومنت را زیاد سازد بالای قوای لندن نیز اثر مینماید که آنها قرار ذیل اند

الف: حجم مالیکولها:

با افزایش تعداد الکترونها و یا اقشار الکترونی به اطراف هر اتوم و یا افزایش تعداد اتوم ها در یک مالیکول، حجم و اندازه ابر الکترونی بیشتر میشود. به هر اندازه ای که ابر الکترونی بیشتر و فاصله از هسته دورتر باشد، پراگندگی الکترونها بیشتر بوده و قوه لندن به همان اندازه بیشتر است.

با گفته های بالا میتوانیم افزایش قوه های لندن را در مرکبات ذیل در نظر بگیریم.

در مالیکول های F_2, Cl_2, Br_2, I_2 از طرف F_2 به طرف I_2 قوه های لندن قوت میابد زیرا حجم آنها بیشتر میگردد.

و همچنان در O_2, O_3 مالیکول های قوت قوه لندن در اوزون نسبت به اکسیجن بیشتر است.

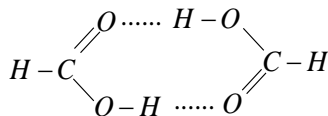
ب: کتله مالیکولها:

کتله مالیکولها نیز بالای قوای لندن تاثیر مستقیم میگذارد که به هر اندازه ای که کتله مالیکول بیشتر باشد به همان اندازه قوای لندن با شدت و قوت بیشتر تشکیل میشود. مثال آنها را میتوان در مالیکول های پروتونیم یا هایدروجن عادی (1_1H)، دیتریم (2_1H) و تریشیم (3_1H) که مالیکول های غیرقطبی اند در نظر بگیریم این مالیکولها دارای حجم یکسان اند ولی دارای اوزان مختلف اند. این تفاوت بین اوزان، خواص فیزیکی آنها بخصوص نقاط ذوبان و غلیان آنها و بالای قوای لندن آنها تاثیر قابل ملاحظه ای را میگذارد. که این تغیر از طرف پروتونیم به طرف تریشیم زیاد میشود.

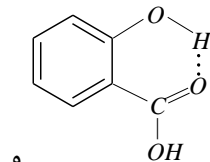
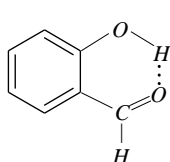
میتوانیم تغیر خواص فیزیکی و تاثیر وزن بالای قوای لندن را در جدول ذیل مشاهده نماییم.

نقطه ذوب (K)	کتله مالیکولی (g)	طول رابطه (pm)	فورمول
------------------	-----------------------	--------------------	--------

انرژی رابطه هایدروژنی بین $(21-29) \text{ kJ/mol}$ بوده و 10 الی 20 مرتبه نسبت به روابط کولانت ضعیف میباشد، اما به مراتب نسبت به قوه واندرالس قوی تر است. رابطه هایدروژنی در بعضی مرکبات تشکیل دایمرها را مینماید که میتوانیم مثال آن را در مرکب فارمیک اسید در نظر بگیریم.



اما رابطه هایدروژنی در مرکبات H_2O و HF در حالت بخار تشکیل دایمرها را مینماید. رابطه هایدروژنی میتواند داخلی و یا خارجی باشد که رابطه خارجی آن را در مثال های بالا مشاهده نموده ایم. رابطه هایدروژنی داخلی یا (*Iner Hydrogen Bond*) هنگامی تشکیل میشود که یک رابطه هایدروژنی بین عنصر هایدروژن و عنصر الکترونگتیف در عین مرکب تشکیل شود. مثال این رابطه را میتوانیم در مرکب *Orto Hydroxy Benz Aldehyde* یا *Orto Hydroxy Benz Carboxylic acid* مشاهده نماییم.

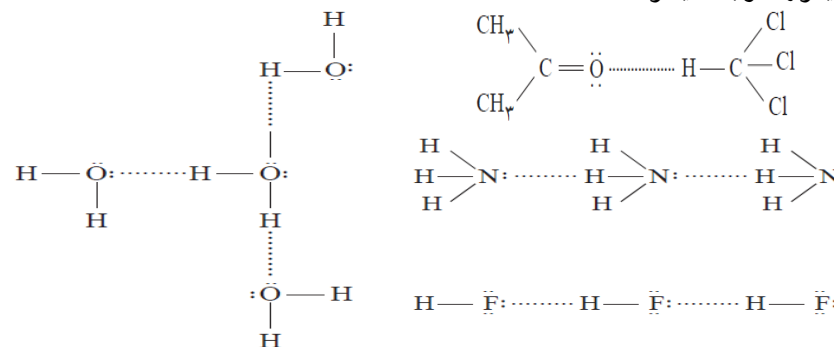


از این سبب درجه غلیان اورتوهایدروکسی بنزالدهید نسبت به پارا هایدروکسی بنزالدهید $1.6^\circ C$ بیشتر است؛ زیرا در مرکب اورتو هایدروکسی بنزالدهید رابطه هایدروژنی بین به اندازه مالیکولی موجود است. رابطه هایدروژنی نه تنها در کیمیا رول اساسی را بازی نموده، بلکه در بیولوژی نیز رول اساسی را دارا است؛ به طور مثال: رابطه هایدروژنی باعث تشکیل فنردوگانه نوکلئیک اسیدها شده و انتقال معلومات ارثی را در اورگانیزم حیه تأمین میکند. تأثیر قوه های بین المالیکولی بالای خواص فیزیکی مواد: قوای بین المالیکولی بالای خواص فیزیکی مواد تأثیر قابل ملاحظه ای را دارا است که میتوانیم بعضی از آنها را قرار ذیل مطالعه نماییم.

کارخانگی

1. بین ایزوتوپ های هایدروژن کدام فکتور مساوی است؟ بنویسید
2. کدام ایزوتوپ هایدروژن در طبیعت موجود نمی باشد نام ببرید.
3. ایزوتوپ هایدروژن 1H به کدام نام یاد میشود؟

یا اتم فلورین مالیکول دیگر آن میباشد. این عمل متقابل بین مالیکولی قطع آنها را از هم دیگر مشکل ساخته، مغریت آنها کم شده و درجه غلیان مرکبات مربوطه آنها بلند میروند. در نتیجه تفاوت الکترونیکاتیوی زیاد اتمها، روابط کیمیاوی بین $H-N$ ، $H-O$ ، $H-F$ فوق العاده زیاد قطبی بوده؛ بنابراین اتم هایدروژن قسماً چارج مثبت و اتم های فلورین، آکسیجن و نایتروژن قسماً چارج منفی را حاصل نموده و قوه کولمب بین چارجهای مخالف عمل نموده، اتم هایدروژن دارای چارج قسمی مثبت یک مالیکول توسط اتم الکترونیکاتیف مالیکول دیگر کش گردیده، رابطه جدید برقرار میگردد و مالیکولها مرتبط میشوند:



در مورد ماهیت رابطه هایدروژنی گرچه توافقی وجود ندارد اما با ارائه مشخصات ذیل در مورد ویژگی های این قوه معلومات بیشتر را کسب نماییم. ابتدا به جدول ذیل که خواص چند مالیکول مرکبات مختلف را با داشتن رابطه هایدروژنی و ویژگی قوه بین آنها بطور مقایسوی ارائه شده است را در نظر میگیریم. مقایسه دایپول مومنت روابط نشان میدهد که با ازدیاد قطبیت رابطه و ازدیاد چارج های قسمی بالای هر اتم قابلیت رابطه هایدروژنی را بیشتر میسازد، به این اساس میتوان رابطه هایدروژنی را مشابه به قوای دای پول - دای پولی دارای اهمیت الکترو استاتیکی قبول نمود.

ویژگی خاص رابطه هایدروژنی در این است که با قرار گرفته سه اتم $(X-H...Y)$ در یک خط مستقیم قدرت این رابطه را بیشتر میسازد و رابطه هایدروژنی جهت دار میگردد. جهت دار بودن آن مربوط به رابطه کولانسی بوده و رابطه آیونی هم این خاصیت را دارا نمیشود، زیرا قوه بین آیون ها در تمام سمت ها یکسان میباشد، اما با آنهم رابطه هایدروژنی را نمیتوان کولانسی و یا آیونی فرض کرد؛ زیرا در قدم اول اتم هایدروژن دارای اربیتال s در قشر اول ولانسی خود بوده و نمیتواند بیشتر از یک رابطه کولانسی را برقرار نماید

و از طرف دیگر انرژی رابطه کولانسی و آیونی اکثراً بیش از 100 kJ/mol است، نتیجه اینکه رابطه هایدروژنی با وجودیکه با قوه های دای پول - دای پولی و روابط کیمیاوی شباهتی دارد، اما با هیچ یک از آنها یکسان نمیشود.

* می‌تواند میان مولکولی (بین دو مولکول مختلف) یا درون مولکولی (در یک مولکول واحد) باشد.

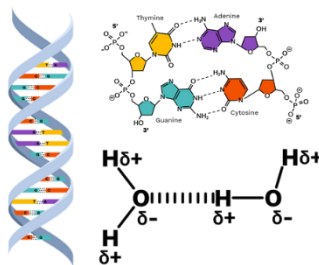
نمونه‌ها:

* در HF، وجود هیدروژن باند موجب می‌شود نقطه جوش آن از HCl بسیار بالاتر باشد.

* در H₂O، هر مولکول می‌تواند تا ۴ رابطه هیدروژنی ایجاد کند و همین امر باعث شبکه سه بعدی قوی و خواص استثنایی آب می‌شود (مثل دمای جوش بالا و انبساط هنگام انجماد).

* در اسید فرمیک، دو مولکول از طریق رابطه هیدروژنی به شکل دایمر به هم متصل می‌شوند.

* در پروتئین‌ها و DNA، پیوند هیدروژنی ساختار مارپیچی و جفت شدن بازهای نایترژنی را ممکن می‌سازد.



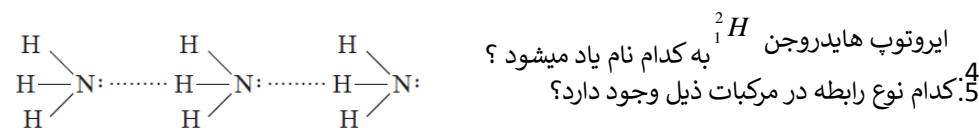
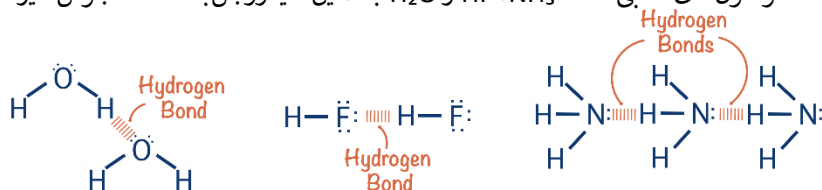
2. اثر قوه‌های بین مولکولی بر خواص فیزیکی

نیروهای بین مولکولی اساس تعیین ویژگی‌های فیزیکی مواد است.

بر نقطه ذوب و جوش:

* مواد با نیروهای واندروالس بسیار ضعیف (مثل گازهای نجیب: Ne، Ar) در دماهای بسیار پایین مایع یا جامد می‌شوند.

* مولکول‌های قطبی مانند NH₃، HF و H₂O به دلیل هیدروژن باند نقطه جوش غیرعادی بالایی دارند.



قوای بین مالیکولی

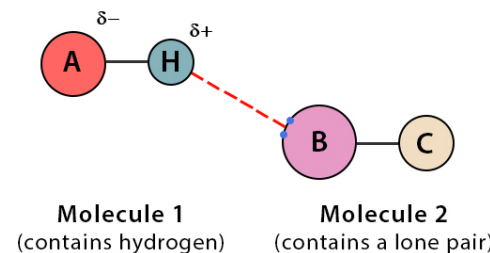
فصل ششم: حالات ماده

اهداف آموزشی

شاگردان باید انواع قوه‌های بین مولکولی (واندروالس، دای-پل-دای-پل، هیدروژنی و یونی) را بشناسند و تفاوت آن‌ها را با مثال توضیح دهند. شاگردان باید اثر این قوه‌ها بر خواص فیزیکی مواد مانند نقطه ذوب، نقطه جوش و انحلالیت را درک کنند و نمونه‌های عملی ارائه دهند. شاگردان باید ساختمان بلورها، شبکه‌های فضایی و مفهوم اتصال مترکم را توضیح داده و اهمیت آن را در فلزات و نمک‌ها بیان نمایند.

1. رابطه‌های هیدروژنی (Hydrogen Bonding)

رابطه هیدروژنی یکی از مهم‌ترین قوه‌های بین مولکولی است و نقش بزرگی در تعیین خواص مواد دارد. این نوع قوه زمانی ایجاد می‌شود که یک اتم هیدروژن به شکل کووالانسی با یک اتم پرالکترون مانند اکسیژن (O)، نایترجن (N) یا فلورین (F) پیوند داشته باشد و در عین حال به وسیله جاذبه الکتروستاتیکی به جفت الکترون آزاد یک اتم دیگر جذب گردد.



* ویژگی‌های رابطه هیدروژنی:

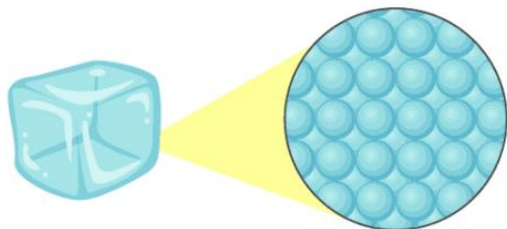
* انرژی آن معمولاً بین 10 تا 40 کیلوژول بر مول است (بیشتر از قوه‌های واندروالس و کمتر از پیوند کووالانسی).

* در مقایسه با نیروهای دای-پل-دای-پل پایدارتر و قوی‌تر است.

* شکل و حجم معین دارند.

* تراکم پذیری بسیار پایین است.

* مثال: یخ، آهن، الماس.



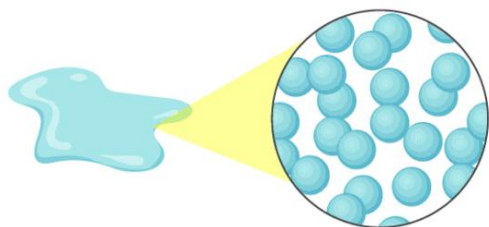
مایعات:

* ذرات نسبتاً نزدیک هم هستند ولی آزادی حرکت بیشتری دارند.

* حجم معین دارند اما شکل ظرف را می گیرند.

* تراکم پذیری اندک دارند.

* مثال: آب، جیوه، الکل.



گازها:

* ذرات فاصله زیادی دارند و تقریباً مستقل حرکت می کنند.

* نه شکل معین دارند نه حجم معین.

* تراکم پذیری بسیار بالا دارند.

* ترکیبات یونی (مانند NaCl، KBr) به دلیل شبکه بلوری محکم نقطه ذوب و جوش بسیار بالا دارند.

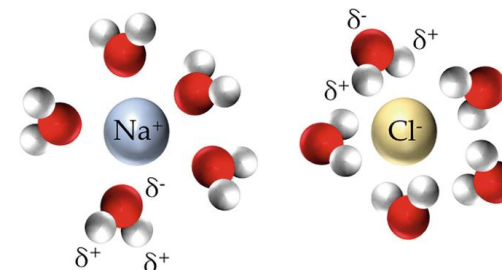
* جامدات کووالانسی شبکه‌ای مانند الماس و SiO_2 در اثر پیوندهای کووالانسی سه بعدی، دماهای ذوب و جوش فوق العاده بالا دارند.

بر انحلالیت:

* قانون کلی: «مانند در مانند حل می شود». یعنی مواد قطبی در حلال‌های قطبی و مواد غیرقطبی در حلال‌های غیرقطبی حل می شوند.

* NaCl در آب به آسانی حل می شود زیرا انرژی هیدراتاسیون یون‌ها بیشتر از انرژی شبکه است.

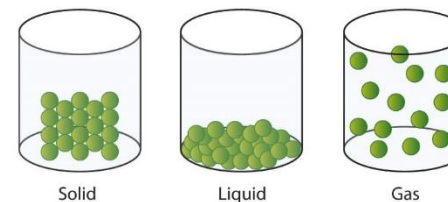
* CaCO_3 در آب حل نمی شود چون انرژی شبکه بلوری آن بسیار زیاد است.



* روغن (غیرقطبی) در آب (قطبی) حل نمی شود زیرا نوع نیروهای میان مولکولی ناسازگارند.

3. حالت های ماده و ویژگی های آن

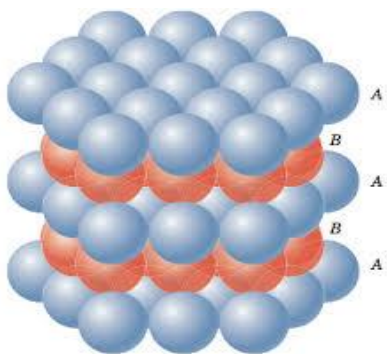
تقریباً تمام ماده به طور کلی در سه حالت اصلی وجود دارد: جامد، مایع و گاز.



جامدات:

* ذرات به صورت منظم و فشرده قرار گرفته اند.

5. اتصال متراکم در بلورها (Close Packing)



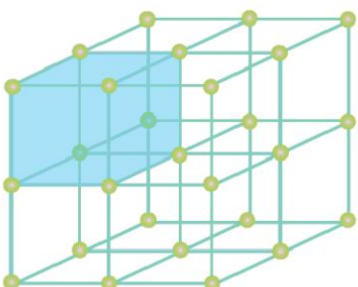
* در بسیاری از بلورها، ذرات به گونه‌ای قرار می‌گیرند که بیشترین تراکم را داشته باشند.

* در ساختار FCC، ۷۴٪ حجم سلول بلوری توسط ذرات پر می‌شود که بیشترین بازده ممکن است.

* فلزاتی مانند Al، Cu و Au دارای این نوع ساختار متراکم‌اند.

* این آرایش موجب استحکام و پایداری زیاد فلزات و نمک‌ها می‌شود.

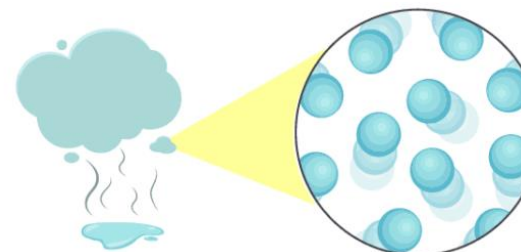
* مثال: در بلور NaCl، یون‌ها به شکلی متراکم آرایش یافته‌اند که نیروهای جاذبه میان کاتیون‌ها و آنیون‌ها بیشینه و نیروهای دافعه به حداقل برسند.



کار خانگی

1. چرا رابطه هیدروژنی را قوی‌تر از نیروهای دای-پل-دای پل می‌دانند؟ مثال بزنید.
2. توضیح دهید چرا NaCl دارای نقطه ذوب و جوش بسیار بالا است.
3. چرا روغن در آب حل نمی‌شود؟ اصل علمی این پدیده چیست؟
4. ساختار بلوری NaCl را توضیح دهید و تفاوت آن را با ساختار الماس بیان کنید.
5. سه تفاوت اساسی بین جامد، مایع و گاز را بنویسید.

* مثال: اکسیژن، نایتروژن، کربن دای‌اکساید.



* نکته مهم: آب در حالت جامد (یخ) چگالی کمتری نسبت به آب مایع دارد، به همین دلیل یخ روی آب شناور می‌شود.

4. بلورها و شبکه‌های فضایی (Crystals & Lattices)

بلورها اجسام جامدی‌اند که ذرات آن‌ها (اتم، یون یا مولکول) در آرایش منظم سه‌بعدی قرار دارند.

* شبکه فضایی: آرایش منظم نقاط که در فضا تکرار می‌شود و ساختار بلور را می‌سازد.

* حجره واحد (Unit Cell): کوچک‌ترین بخش شبکه که با تکرار سه‌بعدی، بلور کامل را تشکیل می‌دهد.

انواع مکعب‌های بلوری:

1. مکعب ساده (Simple Cubic)
2. مکعب مرکزدار (Body-Centered Cubic, BCC)
3. مکعب وجوه‌مرکزدار (Face-Centered Cubic, FCC)

* مثال‌ها:

* NaCl دارای ساختار FCC است؛ یون‌های Cl^- در گوشه‌ها و وجوه مکعب و یون‌های Na^+ در میان‌خالی‌ها قرار دارند.

* فلزات مانند آهن و مس در ساختارهای BCC و FCC متبلور می‌شوند.