

راهنمای آموزشی برای مضمون کیمیا - صنف دهم دور هفتم

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 کیمیای و قوه بین المالیکولی

5. انرژی ضروری برای تخریب شبکه کرسطالی

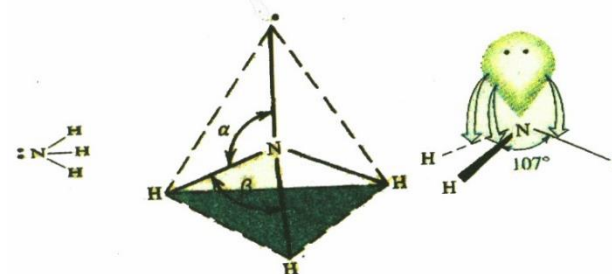
6. عوامل موثر بالای قوت قوه های لندن

7. رابطه هایدروجنی

8. ماهیت رابطه هایدروجنی

ساختمان مالیکولی آمونیا :

تحقیقات نشان داده است که زاویه بین روابط در مالیکول آمونیا مساوی به (107°) درجه بوده و اتوم نایتروجن حالت sp^3 هایبرید 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 تتراهایدراید 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 برقرار 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):

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

قطبیت مالیکول های مرکبات به طرز روابط اتوم های متشکل و خاصیت الکترونیگاتیویتی همچو اتوم ها مربوط است . الکترونیگاتیویتی اتوم 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 اتوم عین عنصر یک رابطه کووالانسی را تشکیل میدهند ؛ بطور مثال H_2, Cl_2 هر یک از اتوم ها عین سهم الکترونی را در تشکیل رابطه دارا اند . کثافت ابر الکترونی در دو اتوم این رابطه یکسان میباشد . زیرا الکترون ها بطور مساوی توسط دو هسته های اتوم ها جذب میگرددند ، این نوع رابطه غیر قطبی (Non polar) بوده و مالیکول غیر قطبی است .

موقع که دو اتوم عناصر مختلف باهم مرتبط میگرددند (بطور مثال در HCl و مالیکول را تشکیل میدهند ، در این صورت قوه جاذبه هر دو هسته 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 اتوم دیگری که الکترون های آن کش ، در نتیجه چارج مثبت $(+\delta)$ قسمی را حایز میگردد . بطور مثال : در مالیکول هایدروجن 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 میدهد به طور مثال : $\overset{+}{H} - \overset{-}{Cl}$

اتوم های هایدروجن چارج قسمی (particle Charge) مثبت $(+0.17)$ و اتوم 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 $\delta = e = 4.81 \cdot 10^{-10} \text{ esu} = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ cb}$ که به فاصله از یدیگر قرار دارند ، دارای دای پول مومنت ذیل است.

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

$10^{-18} \text{ esu} \cdot \text{cm}$. یک دبی (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 .

نا گفته نباید گذاشت که $Debbie = 0.33 \cdot 10^{-29} \text{ cb} \cdot m$ 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

اما واندروالس 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 واندروالس یاد میشود. یکی از اشکال قوه واندروالس 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 پولایزیشن لحظوی مالیکول ها میباشد که سبب عمل متقابل ثابت قوه های جذب میشود. یکی از اشکال قوه واندروالس همان عمل متقابل دای پول – دایپولی بین مالیکول های قطبی میباشد. قوه جذب بین مالیکول های غیر قطبی نیز موجود بده ؛ 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 واندروالس عمل می نماید و آن عبارت است از قوه های *Nespiration* 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.

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 اتم و یا افزایش تعداد اتم 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 مالیکول O_2, O_3 های قوت قوه لندن در اوزون نسبت به اکسیجن بیشتر است.

ب: کتله مالیکول ها:

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

در ابتدا باید فرق بین قوای بین المالیکولی و روابط کیمیای را در نظر بگیریم که رابطه کیمیای 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 هایی که رابطه بین اتم 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. در صورتیکه رابطه بین اتم ها کولانسی باشد، این نوع مالیکول ها به اساس قوه های دایپول – دایپول، قوه های واندروالس و یا رابطه هایدروجنی با هم دیگر یکجا شده و مکرو مالیکول ها را میسازند. میتوانیم فرق میان رابطه کیمیای 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 کیمیای 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:

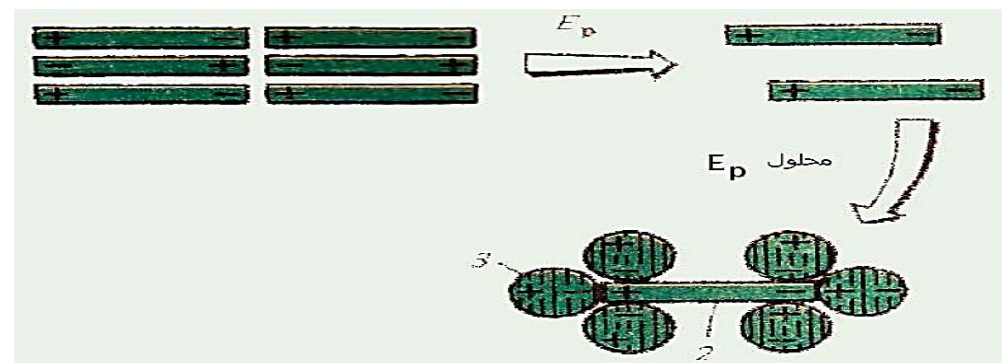
این رابطه در مرکبات کولانسی قطبی تشکیل میشود. هنگامیکه این مالیکول ها با همدیگر نزدیک شوند، از نزدیک شدن آنها چارج های قسمی مثبت و منفی تشکیل میشود که در اثر قوه جذب بین این چارج های قسمی شبکه کرسطلی اجسام جامد تشکیل میشود.

این کرسطل های قطبی به خوبی در محلول های قطبی حل میگردد، 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.

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 واندرو – والس (Vander-walls Forces) و لندن:

برای تشکیل شدن اجسام جامد و مایع قوه جذب بین مالیکول های آنها تشکیل میشود.

روابط هایدروجنی یکنوع رابطه خاص کیمیای بوده که بین هایدروجن و عناصر الکترونیگاتیف در صورتی برقرار میگردد که اتم 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 جوره الکترون آزاد در ترکیب شان باشند.

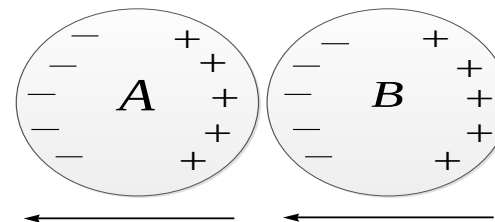
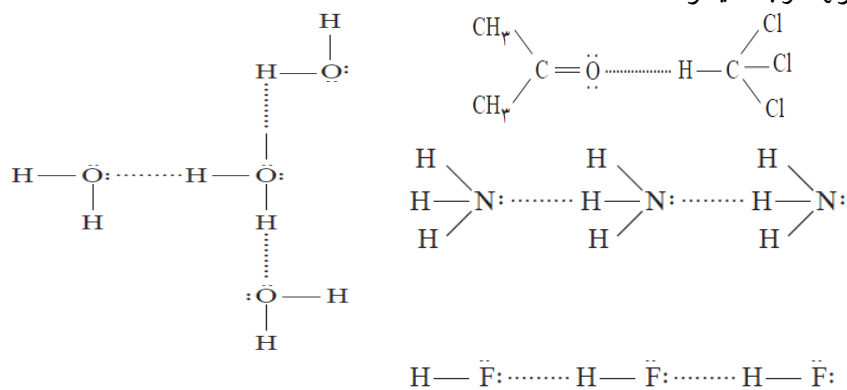
این رابطه بین مالیکول ها تشکیل گردیده و یا این که بین اتم های هایدروجن و اتم های عناصر الکترونیگاتیف عین مالیکولها (رابطه داخلی مالیکولها) برقرار میگردد.

طوری که معلوم است، مرکبات هایدروجن دار که در ترکیب مالیکولی شان عناصر غیر فلزی دارای خواص کاذب و درجه غلیان بلند میباشند. (F, O, N) الکترونیگاتیف موجود باشد.

طوری که درسلسله مرکبات فوق دیده میشود، درجه غلیان آب $100^{\circ}C$ بوده و مرکبات دیگر سلسله عناصرهم گروپ آکسیجن (O_2) پایین است، درسلسله دیگر مرکبات درجه غلیان (HF) بلند و مرکبات دیگر عناصر گروپ فلورین (F_2) پایین است. علت آن موجودیت عمل متقابل بین هایدروجن و آکسیجن

مالیکول های مختلف آب بوده وهم در (HF) عمل متقابل بین اتم هایدروجن يك مالیکول (HF) یا اتم فلورین مالیکول دیگر آن میباشد. این عمل عمل متقابل بین مالیکولی قطع آنها را از هم دیگر مشکل ساخته، مغریت آنها کم شده و درجه غلیان مرکبات مربوطه آنها بلند میبرد.

در نتیجه تفاوت الکترونیگاتیوتی زیاد اتم ها، روابط کیمیای بین $H-N$, $H-O$, $H-F$ فوق العاده زیاد قطبی بوده؛ بنابراین اتم هایدروجن قسماً چارج مثبت و اتم های فلورین، آکسیجن و نایتروجن قسماً چارج منفی را حاصل نموده و قوه کولمب بین چارجهای مخالف عمل نموده، اتم هایدروجن دارای چارج قسمی مثبت يك مالیکول توسط اتم الکترونیگاتیف مالیکول دیگر کش گردیده، رابطه جدید برقرار میگردد و مالیکولها مرتبط میشوند:



کنته مالیکول ها نیز بالای قوای لندون تاثیر مستقیم میگذارد که به هر اندازه ای که کنته مالیکول بیشتر باشد به همان اندازه قوای لندون با شدت و قوت بیشتر تشکیل میشود. مثال آنها را میتوان در مالیکول های پروتونیم یا هایدروجن عادی (^1_1H) ، دیتیم (^2_1H) و تریشیم (^3_1H) که مالیکول های غیرقطبی اند در نظر بگیریم این مالیکول ها 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 لندون آنها تاثیر قابل ملاحظه ای را میگذارد. که این تغییر از طرف پروتونیم به طرف تریشیم زیاد میشود.

میتوانیم تغییر خواص فیزیکی و تاثیر وزن بالای قوای لندون را در جدول ذیل مشاهده نماییم.

نقطه ذوب (K)	کنته مالیکولی (g)	طول رابطه (pm)	فورمول
13.957	2.00	74.14	(^1_1H)
18.73	4.03	74.14	(^2_1D)
20.62	6.03	74.14	(^3_1T)

ج: شکل مالیکول و سطح تماس:

قوای لندون 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 لندون قوی تر تشکیل میشود. پس سطح تماس بالای قوای لندون 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 لندون در بین مالیکول های آنها بیشتر میباشد. میتوانیم تاثیر سطح تماس بین مالیکول ها را در جدول ذیل مشاهده نماییم.

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

رابطه هایدروجنی $(Hydrogen Bond)$:

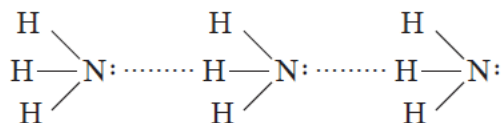
رابطه هایدروجنی نه تنها در کیمیا رول اساسی را بازی نموده ، بلکه در بیولوژی نیز رول اساسی را دارا است؛ به طور مثال: رابطه هایدروجنی باعث تشکیل فنردوگانه نوکلئیک اسید ها شده و انتقال معلومات ارثی را در اورگانیزم حیه تأمین میکند.

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.

کارحانگی

1. بین ایزوتوپ های هایدروجن کدام فکتور مساوی است؟ بنویسید.
2. کدام ایزوتوپ هایدروجن در طبیعت موجود نمی باشد نام ببرید.
3. ایزوتوپ هایدروجن 1H به کدام نام یاد میشود؟
4. ایزوتوپ هایدروجن 2H به کدام نام یاد میشود؟
5. کدام نوع رابطه در مرکبات ذیل وجود دارد؟



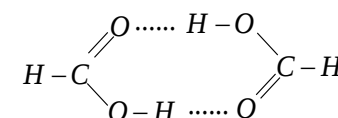
در مورد ماهیت رابطه هایدروجنی گرچه توافقی وجود ندارد اما با ارائه مشخصات ذیل در مورد ویژگی های این قوه معلومات بیشتر را کسب نمایید. ابتدا به جدول ذیل که خواص چند مالیکول مرکبات مختلف را با داشتن رابطه هایدروجنی و ویژگی قوه بین آنها بطور مقایسوی ارائه شده است را در نظر میگیریم.

مقایسه دایپول مومنت روابط نشان میدهد که با ازدیاد قطبیت رابطه و ازدیاد چارج های قسمی بالای هر اتم قابلیت رابطه هایدروجنی را بیشتر میسازد، به این اساس میتوان رابطه هایدروجنی را مشابه به قوای دای پول – دای پولی دارای اهمیت الکترو استاتیکی قبول نمود.

ویژگی خاص رابطه هایدروجنی در این است که با قرار گرفته سه اتم $(X-H\cdots Y)$ در یک خط مستقیم قدرت این رابطه را بیشتر میسازد و رابطه هایدروجنی جهت دار میگردد. جهت دار بودن آن مربوط به رابطه کوولانسی بوده و رابطه آیونی هم این خاصیت را دارا نمیباشد، زیرا قوه بین آیون ها در تمام سمت ها یکسان میباشد، اما با آنهم رابطه هایدروجنی را نمیتوان کوولانسی و یا آیونی فرض کرد؛ زیرا در قدم اول اتم هایدروجن دارای اربیتال s در قشر اول ولانسی خود بوده و نمیتواند بیشتر از یک رابطه کوولانسی را برقرار نماید و از طرف دیگر انرژی رابطه کوولانسی و آیونی اکثراً بیش از 100 kJ/mol است، نتیجه اینکه رابطه هایدروجنی با وجودیکه با قوه های دای پول – دای پولی و روابط کیمیای شباهتی دارد، اما با هیچ یک از آنها یکسان نمیباشد.

انرژی رابطه هایدروجنی بین $(21-29)\text{ kJ/mol}$ بوده و 10 الی 20 مراتبه نسبت به روابط کوولانت ضعیف میباشد، اما به مراتب نسبت به قوه واندروالس قوی تر است.

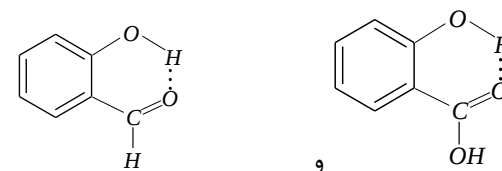
رابطه هایدروجنی در بعضی مرکبات تشکیل دایمیر ها را مینماید که میتوانیم مثال آن را در مرکب فارمیک اسید در نظر بگیریم.



اما رابطه هایدروجنی در مرکبات H_2O و HF در حالت بخار تشکیل دایمیر ها را مینماید.

رابطه هایدروجنی میتواند داخلی و یا خارجی باشد که رابطه خارجی آن را در مثال های بالا مشاهده نموده ایم.

رابطه هایدروجنی داخلی یا $(\text{Iner Hydrogen Bond})$ هنگامی تشکیل میشود که یک رابطه هایدروجنی بین عنصر هایدروجن و عنصر الکترونکثیف در عین مرکب تشکیل شود. مثال این رابطه را میتوانیم در مرکب $\text{Orto Hydroxy Benz Aldehyde}$ و یا $\text{Orto Hydroxy Benz Carboxylic acid}$ مشاهده نماییم.



ازاین سبب درجه غلیان اورتوهایدروکسی بنزالدیهاید نسبت به پارا هایدروکسی بنز الدیهاید 1.6°C بیشتر است ؛ زیرا در مرکب اورتو هایدروکسی بنزالدیهاید رابطه هایدروجنی بین به اندازه مالیکولی موجود است.