



پیوندهای شیمیایی

تعریف پیوند شیمیایی

پیوند شیمیایی، نوعی جاذبه بین اتم‌ها، مولکول‌ها یا یون‌ها است که سبب تشکیل ترکیبات شیمیایی می‌شود. دو دسته اصلی در پیوندهای شیمیایی، **پیوندهای یونی** و **کوالانسی** هستند. سایر پیوندها همچون **پیوندهای هیدروژنی**، به بررسی پیوندهای حاصل از **نیروهای بین مولکولی** می‌پردازند.

تعاریف پایه‌ای در پیوند شیمیایی

مولکول قطبی	الکترونگاتیوی
مولکولی که در آن، پیوندهای قطبی در جهت‌گیری فضایی (سه‌بعدی) یکدیگر را خنثی نمی‌کنند.	الکترونگاتیوی ، یک خاصیت شیمیایی و بیانگر تمایل یک اتم به جذب جفت‌الکترون اشتراکی به سمت خود است که روندهای تناوبی مشخصی برای آن در جدول تناوبی وجود دارند.

نظریه پیوندهای والانس

نظریه پیوندهای والانس بیان می‌کند که هم‌پوشانی اوربیتال‌ها موجب تشکیل پیوندهای شیمیایی می‌شود.

پیوند سیگما (σ)	پیوند پای (π)
اولین پیوند ناشی از هم‌پوشانی سر به سر اوربیتال‌ها، پیوند سیگما نام دارد.	پیوندهای بین دو اتم که ناشی از هم‌پوشانی اوربیتال‌های p باشند، موسوم به پیوند پای است.

انواع پیوندهای شیمیایی

پیوند یونی	پیوند کوالانسی
پیوند یونی نوعی از پیوند شیمیایی است که جاذبه الکترواستاتیک بین دو یون با بار ناهمنام را شامل می‌شود و به عنوان برهم‌کنش اصلی در ترکیبات یونی به شمار می‌آید.	پیوند کوالانسی، پیوندی است که بین دو نافلز روی می‌دهد و شامل اشتراک‌گذاری الکترون‌ها بین اتم‌ها است.



پیوند کووالانسی قطبی	پیوند کووالانسی ناقطبی
به پیوند کووالانسی که در آن، الکترون‌ها به طور مساوی بین دو اتم به اشتراک گذاشته نشده باشند، پیوند کووالانسی قطبی می‌گویند.	زمانی که دو اتم مانند دو اتم هیدروژن ، الکترون‌های خود را با یکدیگر به اشتراک بگذارند، پیوند حاصل از این اشتراک، پیوند کووالانسی ناقطبی نام دارد.
پیوند فلزی	
پیوند فلزی به پیوند ایجاد شده بین دو اتم فلزی می‌گویند که در این پیوند، بر اساس نظریه دریای الکترونی، فلزات به صورت مخلوطی از هسته اتم و الکترون‌های لایه ظرفیت در نظر گرفته می‌شوند. پیوندهای فلزی به طور معمول، هادی خوب حرارت و الکتریسیته و ترکیبات حاصل از آن‌ها، نرم (چکش‌خوار و خمش‌پذیر) هستند.	

انواع نیروهای بین مولکولی

نیروهای واندروالس (پیوندهای واندروالس)

این نوع از پیوندها را در مولکول‌های ناقطبی همچون I_2 و Cl_2 و همچنین مولکول‌های ناقطبی (با پیوندهای قطبی) همچون دی‌اکسید کربن می‌توان بررسی کرد. زمانی که مولکول‌های ناقطبی همچون دی‌اکسید کربن به یکدیگر نزدیک شوند، دوقطبی‌های مثبت و منفی ایجاد خواهند شد که به نیروهای واندروالس موسوم‌اند که شامل برهم‌کنش‌های دوقطبی-دوقطبی و نیروهای پراکندگی لاندن هستند.

برهم‌کنش دوقطبی-دوقطبی

نوعی از نیروهای بین مولکولی که در مولکول‌هایی همچون HCl ، PH_3 ، H_2S و SO_2 دیده می‌شود. از آنجایی که هیچ تقارنی بین مولکول‌های قطبی وجود ندارد، قطب‌هایی با بار مثبت و منفی وجود دارند که بوسیله برهم‌کنش‌های دوقطبی-دوقطبی شناخته می‌شوند.

نیروهای پراکندگی لاندن

ضعیف‌ترین نیروی بین مولکولی به شمار می‌آید که به صورت نیروهای جاذبه موقتی تعریف می‌شوند که حاصل از قرارگیری اتم‌های مجاور و تشکیل دوقطبی موقت است.

پیوند هیدروژنی

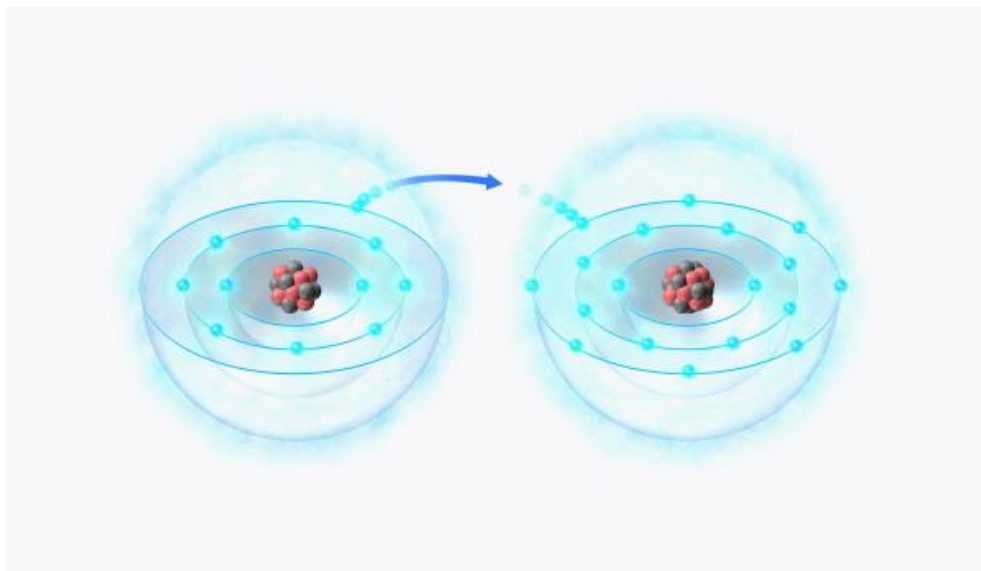
پیوند هیدروژنی نوع ضعیفی از نیروهایی است که موجب ایجاد جاذبه دوقطبی-دوقطبی هستند. این پیوند زمانی تشکیل می‌شود که یک اتم هیدروژن با اتمی پیوند تشکیل دهد که آن اتم، الکترونگاتیوی بالایی داشته و همزمان در کنار یک اتم الکترونگاتیو دیگری باشد که دارای جفت‌الکترون ناپیوندی است.

دلیل تشکیل پیوندهای شیمیایی

- اتم‌هایی همچون **گازهای نجیب**، به دلیل ساختار الکترونی پایداری که دارند با یکدیگر ترکیب نمی‌شوند.
- تمامی اتم‌ها از طریق **واکنش‌های شیمیایی**، برای رسیدن به آرایش پایدار گاز نجیب، با یکدیگر پیوند تشکیل می‌دهند.
- در پیوندهای شیمیایی، تنها الکترون‌های لایه ظرفیت درگیر هستند و این الکترون‌های لایه ظرفیت هستند که خواص یک اتم را تعیین می‌کنند.

تشکیل یون‌ها

- اتم‌های فلزی، در لایه ظرفیت خود تعداد کمی الکترون دارند و در نتیجه، تمایل دارند تا با از دست دادن این الکترون‌ها، یون‌های مثبت (کاتیون) ایجاد کنند.
- اتم‌های غیر فلزی، الکترون‌های ظرفیت بیشتری دارند و در نتیجه، با دریافت الکترون، به یون‌های منفی (آنیون) تبدیل می‌شوند.



نکات تکمیلی در پیوندهای یونی و کووالانسی

پیوند یونی

- پیوندهای شیمیایی، حاصل جاذبه الکترواستاتیک بین اتم‌های فلزی و نافلزی هستند.
- پیوند یونی بین یک اتم فلزی و یک یا چند اتم نافلزی رخ می‌دهد.
- پیوند یونی شامل انتقال الکترون‌ها از یک اتم فلزی به یک اتم نافلزی برای رسیدن به **آرایش الکترونی** پایدار گاز نجیب است که در اثر این پیوند، یون‌های مثبت و منفی تشکیل می‌شوند.
- پیوندهای یونی، **نقطه ذوب** بالایی دارند و بیشتر آن‌ها در آب، **انحلال‌پذیر** هستند و تحت این شرایط، هادی خوب الکتریسیته به شمار می‌آیند.

پیوند کووالانسی

- پیوند کووالانسی بین دو یا چند اتم نافلزی رخ می‌دهد.
- در اثر این پیوند، مولکول‌ها تشکیل می‌شوند. پیوند کووالانسی با مفهوم اشتراک الکترون‌ها بین اتم‌های نافلزی معنا پیدا می‌کند.
- پیوندهای کووالانسی، نقطه ذوب پایینی دارند و بیشتر آن‌ها در آب حل نمی‌شوند. علاوه بر این، در صورت انحلال در آب، هادی الکتریسیته نیستند.
- پیوندهای کووالانسی قطبی، نقطه ذوبی در دامنه متوسط دارند و برخی از این ترکیبات نیز در آب انحلال‌پذیر و فاقد **هدایت الکتریکی** هستند.

جدول مقایسه بین پیوندهای یونی و کووالانسی

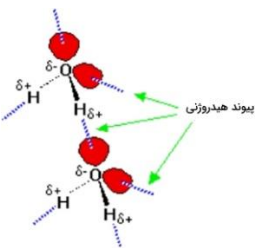
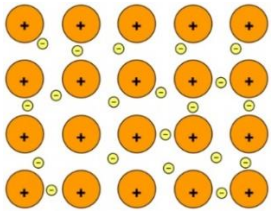
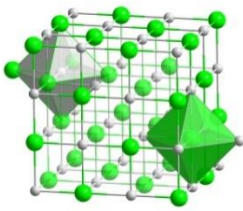
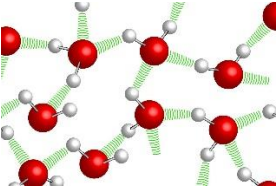
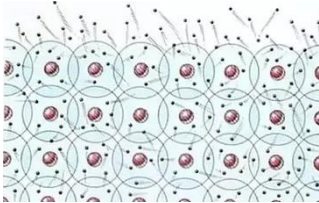
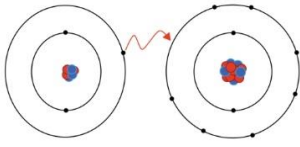
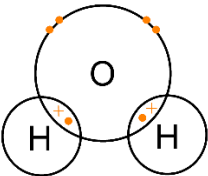
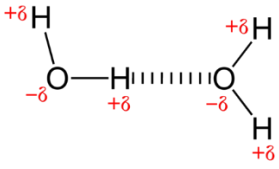
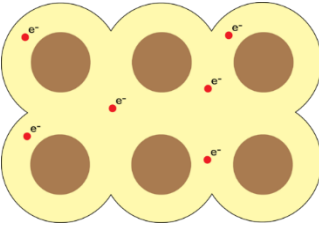
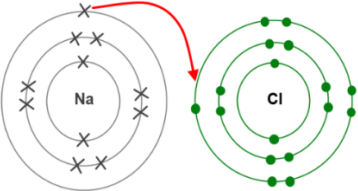
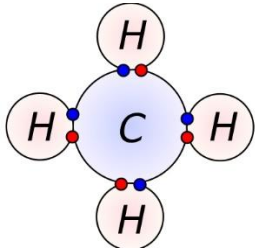
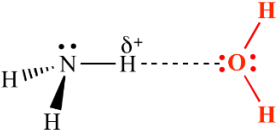
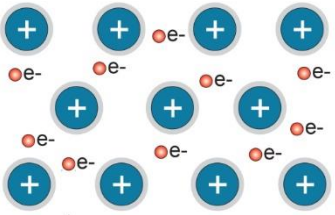
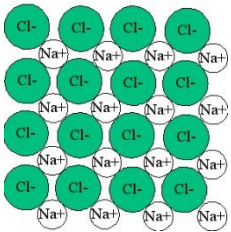
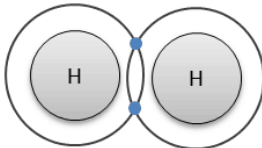
محل تفاوت	پیوند یونی	پیوند کووالانسی
اتم‌های شرکت کننده	فلز و نافلز	فقط نافلز
نحوه تشکیل پیوند	انتقال الکترون	اشتراک‌گذاری الکترون
هدایت الکتریکی	هادی الکتریسته در حالت محلول	فاقد هدایت الکتریکی (به غیر از گرافیت)
انحلال‌پذیری در آب	به طور معمول، انحلال‌پذیر هستند .	به طور معمول، انحلال‌پذیر نیستند .

مثال

نوع پیوند در مولکول‌های زیر را تعیین کنید.

یونی	NaCl
کووالانسی	استیک اسید (CH_3COOH)
هیدروژنی	اتانول ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)

مثال تصویری از پیوندها

پیوند هیدروژنی	پیوند فلزی	پیوند یونی	پیوند کووالانسی
			
			
			
			



قطبیت پیوند

قطبیت پیوند، به میزان جدایش بارهای الکتریکی در طول یک پیوند می‌گویند که سبب می‌شود مولکول، **گشتاور دو قطبی** پیدا کند.

تعیین نوع پیوند به کمک قطبیت پیوند

برای تعیین قطبیت پیوند از اختلاف الکترونگاتیوی دو اتم بهره می‌گیریم.

- اختلاف الکترونگاتیوی بین ۰/۴-۰: کووالانسی
- اختلاف الکترونگاتیوی بین ۱/۴-۰/۵: کووالانسی قطبی
- اختلاف الکترونگاتیوی بین ۴-۱/۵: یونی

مثال: در مولکول CN، الکترونگاتیوی کربن و **نیتروژن** به ترتیب برابر با ۲/۵ و ۳ است. این اختلاف الکترونگاتیوی، پیوند کووالانسی قطبی را نتیجه می‌دهد.

مجموعه آموزش‌های درس شیمی فرادرس (+کلیک کنید)

برای مشاهده سایر «تقلب‌نامه‌های» مجله فرادرس، به **این لینک** مراجعه کنید.

جهت آگاهی از آخرین تقلب‌نامه‌های منتشر شده، در **کانال تلگرام** مجله فرادرس عضو شوید.

تهیه و تنظیم: **مجله فرادرس**

