
بسم الله الرحمن الرحيم

شرح جامع

بیوفیزیک

«زیست شناسی»

آزمون‌های سراسری و آزاد

مولف: مریم دهقانی کفترک

انتشارات ارشد

پیشگفتار ناشر

خداوند بزرگ را شاکریم که فرصتی عنایت فرمود تا بتوانیم قدمی در جهت گسترش علم و فرهنگ کشور عزیزمان برداریم و مسیری هموار را در اختیار مخاطبان و داوطلبان علاقمند به ادامه تحصیل قرار دهیم. از آنجائی که درحوزه کتاب‌های درسی و کمک درسی کارشناسی ارشد کتاب‌های زیادی به رشته تحریر در آمده است با این حال وجود یک مجموعه جامع، دقیق، کامل و دارای رفرنس(منابع) مستند احساس می‌شود.

همیشه دغدغه داشتیم که ای کاش می‌شد تمامی منابع پراکنده و گاهاً دست نایافتنی کنکور در یک مجموعه به گونه‌ای جذاب و شیوا آماده می‌شد و همچنین سوالات دوره‌های قبل کنکور نیز به گونه‌ای تشریحی پاسخ داده می شدند، که خدشه‌ای بر آنها وارد نشود و خیال داوطلبان عزیز آنقدر آسوده باشد که اطلاعات مندرج در پاسخنامه‌ها را برای بهره‌گیری در آزمون خود بکار گیرند. این کار با یاری خداوند بزرگ و همکاری نخبه‌ترین دانشجویان و اساتید کشور در انتشارات ارشد هماهنگ گردید و در تمامی مقاطع تحصیلی از کاردانی به کارشناسی، کارشناسی ارشد و دکتری در حوزهٔ آزمون‌های سراسری – آزاد و پیام نور بسته‌های آموزشی شامل کتاب‌های بانک سوالات و کتاب‌های شرح جامع درس آماده گردید. در تهیه مجموعه‌های فوق‌الذکر از فارغ‌التحصیلان کارشناسی ارشد و دکتری که حائز رتبه‌های تک رقمی کنکور می‌باشند، استفاده کرده‌ایم، تا شما عزیزان بتوانید در راستای افزایش توان علمی خود در جهت نیل به مقصود خویش نایل آیید. بدون تردید می‌توان گفت که برای اولین بار در نظام آموزشی کشور مجموعه‌ای به این سبک عرضه می‌شود که در کیفیت و کمیت بی‌نظیر بوده و تمامی نیازهای دانشجویان و داوطلبان عزیز را پوشش می‌دهد. امید است که استفاده از این مجموعه عزیزان را در جهت موفقیت در آزمون یاری رسانده باشد. در پایان لازم به ذکر است که بی نقصی محض از آن خداوند متعال می‌باشد، بنا براین از تمامی خوانندگان و داوطلبان عزیز خواهشمندیم نظرات سازنده خود را در مورد این کتاب به سایت انتشارات ارشد اعلام نمایند تا ما را در جهت هر چه بهتر آماده کردن این محصولات یاری رسانند.

با تشکر

ناشـــــر

www.arshadbook. ir

پیشگفتار مولف

خداوند را بسیار شاکرم که توفیق نگارش چنین اثری را به بنده عنایت فرمود. در این مجموعه سعی بر این بوده تا با جلوگیری از بسط بیش از نیاز فرمولها و مباحثی که عمدتاً جنبه نظری دارند، مباحث در کنار کاربردهای عملی خود ارائه گردند و در عین حال، نیاز داوطلبان محترم را برای دسترسی به یک منبع سودمند جهت موفقیت در کنکور کارشناسی ارشد، برطرف گردد.

این مجموعه نیز مانند بسیاری از آثار دیگر خالی از اشکال نبوده و بسیار خوشحال خواهم شد که از نظرات، انتقادات و پیشنهادات داوطلبان محترم جهت بهبود اثر مطلع گردم.

با آرزوی توفیق روزافزون

فهرست مطالب

عنوان **صفحه**

پیشگفتار ناشر ۳
پیشگفتار مولف ۴

فصل اول: آب ۱۱
فصل دوم: پروتئین‌هاو اسیدهای نوکلئیک ۴۹
فصل سوم: غشاهای بیولوژیکی، ساختمان و انتقال غشایی ۱۳۳
فصل چهارم: بیوفیزیک پرتوی ۱۸۵
فصل پنجم: ترمودینامیک و کاربرد آن در علوم زیستی ۲۳۷
فصل ششم: روش‌ها ۲۶۹

فصل اول

آب

عناوین اصلی

-
-

فصل اول

آب

آب فراوانترین، ماده موجود در سیستم‌های بیولوژیک بوده و حدود ۷۰٪ بدن اکثر موجودات را تشکیل می‌دهد. بدون شک، اولین موجودات زنده در محیط آبی ظاهر شده و دوره تکامل آن‌ها با توجه به ویژگی‌های محیط آبی شکل گرفته است. این فصل با شرح ویژگی‌های فیزیک و شیمیایی آب آغاز می‌گردد که تمامی خصوصیات ساختمانی سلولی با آن منطبق شده است. نیروهای جاذبه بین مولکول‌های آب و تمایل ناچیزآب در یونیزاسیون، اهمیت حیاتی برای ساختمان و عملکرد ملکول‌ها دارد. در این جا مروری بر موضوع یونیزاسیون به شکل ثابت‌های تعادلی،pH و منحنی‌های تیتراسیون شده و نحوه عمل محلول های آبی اسیدها و بازهای ضعیف به همراه املاح مزبور به استفاده نقش بافری در برابر تغییرات pH سیستم‌های بیولوژیک مورد بررسی قرار می‌گیرد. ملکول آب و محصولات یونیزاسیون آن یعنی H^+و OH^- اثر عمیقی بر ساختمان، خود همایش و ویژگی‌های تمامی اجزاء سلولی شامل پروتئین‌ها، اسیدهای نوکلئیک و لیپیدها دارند. به‌طور قطع خصوصیات آب به عنوان حلال بر روی واکنش‌های متقابل غیر کوالان بین ملکول‌ها تاثیر داشته که خود در ایجاد قدرت و ویژگی‌های شناسایی ماکرومولکول‌ها مؤثر است.

واکنش‌های ضعیف در سیستم آبی

پیوندهای هیدروژنی بین ملکول‌های آب، نیروی چسبنده‌ای را فراهم می‌کنند، که آب را در دمای اتاق مایع نگه داشته و نظم فوق‌العاده‌ای به این ملکول‌ها در شکل کریستالی آب (یخ) می‌دهند. برعکس، بیوملکول‌های غیرقطبی با واکنش‌های متقابل آب – آب تداخل نموده ولی نمی‌توانند واکنش‌های متقابل آب - ماده حل شده را ایجاد می‌نمایند. در نتیجه ملکول‌های غیرقطبی دارای حلالیت ضعیفی در آب می‌باشند. در محلول‌های آبی، ملکول‌های غیرقطبی تمایل دارند که به شکل دسته‌ای در کنار یکدیگر قرار گیرند. پیوندهای هیدروژنی، واکنش‌های متقابل آبگریز و واندروالسی، به تنهایی ضعیف هستند ولی با یک‌دیگر، اثر بسیار مهمی بر روی ساختمان‌های سه بعدی پروتئین‌ها،اسیدهای نوکلئیک، پلی ساکاریدها و لیپیدهای غشایی ایجاد می‌نمایند.

پیوندهای هیدروژنی منجر به ویژگی‌های غیرمعمول می‌گردند.

در مقایسه با اثر حلال‌های معمولی، آب دارای نقطه ذوب، نقطه جوش و گرمای تبخیر بیش‌تری است. این ویژگی‌های غیر معمول نتیجه جاذبه‌های موجود در بین ملکول‌های آب مجاور می‌باشد که چسبندگی داخلی زیادی درآب مایع ایجاد می‌نمایند. هر اتم هیدروژن موجود در یک ملکول آب، یک جفت الکترون با اتم اکسیژن به اشتراک می‌گذارند. هندسه مولکول آب بر اساس اشکال اوربیتال‌های چهار وجهی اتم اکسیژن مشخص

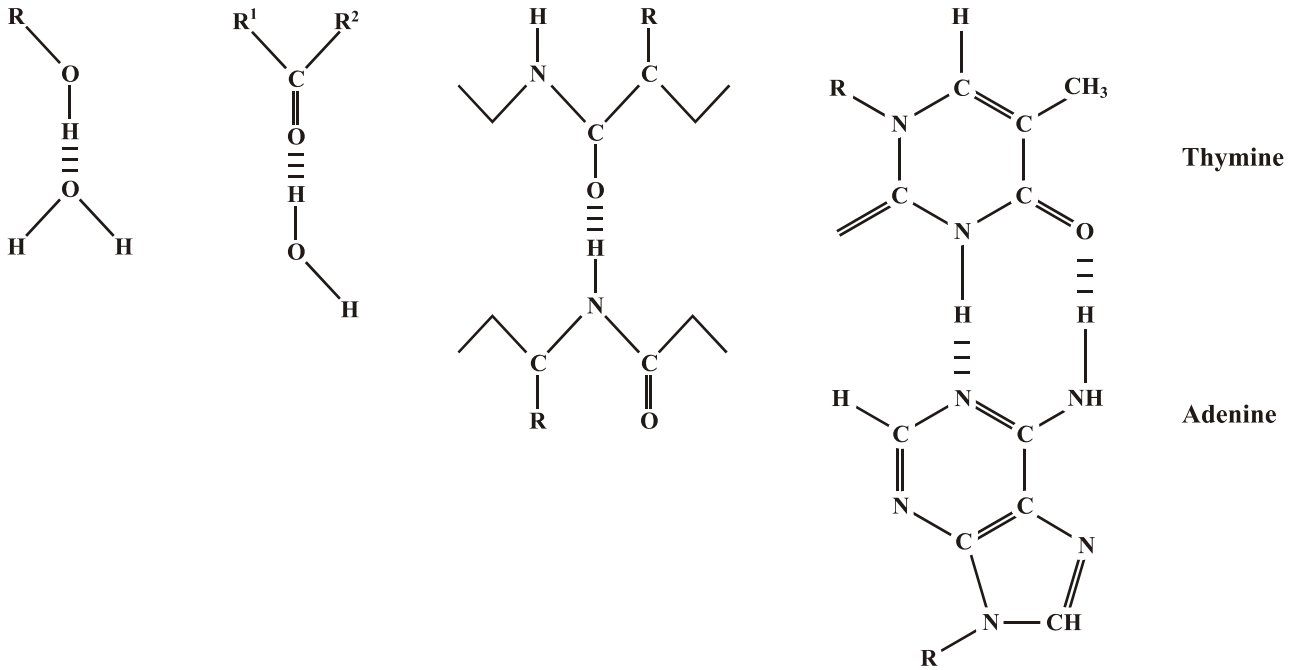
می‌گردد که مشابه اوربیتال‌های پیوندی در کربن می‌باشد. این اوربیتال‌ها یک چهار وجهی تقریبی را نشان می‌دهند که در هر کدام از دو گوشه آن، یک اتم هیدروژن قرار گرفته و در هر کدام از ۲ گوشه دیگر، یک جفت الکترون به اشتراک گذاشته نشده وجود دارد. به خاطر ازدحام اوربیتال‌های غیر پیوندی اتم اکسیژن زاویه پیوند H-O-H برابر $۱۰۴/۵^\circ$ بوده که قدری از $۱۰۹/۵^\circ$ یک چهار وجهی کامل کم‌تر است. هسته اکسیژن، الکترون‌ها را قوی‌تر از هسته هیدروژن (یک پروتون) جذب می‌نماید؛ اکسیژن الکترونگاتیوتر است. از این‌رو اشتراک الکترون‌ها بین H وO نابرابر بوده و الکترونها بیش‌تر در نزدیکی اتم اکسیژن قرار دارند تا هیدروژن. نتیجه این جفت شدن نابرابر الکترونی، ایجاد دو دوقطبی الکتریکی در مولکول آب، یکی در طول هر پیوند H-O، می‌باشد: اتم اکسیژن دارای بار منفی نسبی $^{-}(۲\delta)$ بوده و هر هیدروژن یک بار نسبی مثبت (δ^{+}) خواهد داشت. در نتیجه، جاذبه الکتروستاتیکی، به نام پیوند هیدروژنی، بین اتم اکسیژن یک ملکول آب و اتم هیدروژن ملکول دیگر ایجاد می‌گردد. پیوند هیدروژنی با خطوط موازی مشخص می‌گردد. پیوندهای هیدروژنی از پیوندهای کووالان ضعیف‌تر می‌باشند. پیوندهای هیدروژنی در محیط آب مایع دارای یک انرژی تجزیه پیوند (انرژی مورد نیاز برای شکستن یک پیوند) حدود $۲۰\frac{kJ}{mol}$ در مقایسه با $۳۴۸\frac{KJ}{mol}$ برای پیوندکووالان C-C است. در حرارت اتاق انرژی حرارتی محلول آبی (انرژی کینیتیکی حرکت اتم‌ها و ملکول‌های مجزا) به همان بزرگی انرژی مورد نیاز برای شکستن پیوندهای هیدروژنی است.

بین بازهای مکمل DNA

بین گروههای پپتیدی در پلی پپتیدها

بین گروه کربونیل یک کتون و آب

بین گروه هیدروکسیل یک الکل وآب



جهت‌گیری پیوند هیدروژنی، وقتی سه اتم شرکت‌کننده (در این حالت O، H و O) در یک خط مستقیم قرار دارند، جاذبه بین بارهای الکتریکی نسبی شکل ۱-۴ را ببینید)، بیشترین میزان می‌باشد. وقتی بخشهای متصل شده از نظر ساختمانی تحت فشار باشند (برای مثال، وقتی به عنوان قسمتی از یک پروتئین واحد می‌باشند)، این وضعیت هندسی مطلوب ممکن است ایجاد نشده و پیوند هیدروژنی حاصل ضعیف‌تر خواهد بود.

وقتی آب حرارت داده می‌شود، افزایش درجه حرارت خود را به‌صورت حرکت سریع‌تر ملکول های مجزا آب نشان می‌دهد. هر چند در زمان خاص، اکثر ملکول‌های موجود در آب مایع در پیوند هیدروژنی درگیر بوده و عمر هر پیوند هیدروژنی کم‌تر از $۱\times۱۰^{-۹}S$ می‌باشد. برای ملکول‌های دارای پیوند هیدروژنی موجود در آب، از عبارت مناسب (دسته‌های در حال تولید و نابودی) استفاده می‌گردد که نیمه عمر کوتاهی دارند، با این وجود، جمع تمامی پیوندهای هیدروژنی موجود در بین ملکول‌های آب، سبب چسبندگی داخلی بالا در آب مایع می‌گردد. آرایش تقریباً چهار وجهی اوربیتال‌ها حول اتم اکسیژن این امکان را فراهم می‌سازد، که هر ملکول آب در حرکت مداوم بوده که سبب از دست رفتن سازماندهی آن می‌شود. لذا به طور متوسط هر ملکول آب تنها با ۳/۴ ملکول آب دیگر ایجاد پیوند هیدروژنی می‌نماید. از طرف دیگر، در یخ، هر ملکول آب در موقعیت ثابتی قرار داشته و با ایجاد پیوند هیدروژنی با ۴ ملکول آب دیگر، یک شبکه منظم ایجاد می‌کند. برای شکستن مقدار کافی پیوندهای هیدروژنی برای ناپایدار نمودن شبکه کریستالی یخ؛ نیاز به انرژی حرارتی زیادی است که علت نقطه ذوب نسبتاً بالای آب می‌باشد. وقتی یخ ذوب می‌شود و یا آب تبخیر می‌گردد، سیستم حرارت می‌گیرد.

$$H_۲O(s) \Rightarrow H_۲O \qquad \Delta H = ۵۰۹\ kJ/mol$$

$$H_۲O(I) \Rightarrow H_۲O(g) \qquad \Delta H = ۴۴/۰\ kJ/mol$$

در هنگام ذوب و تبخیر، هر چه دسته‌های شدیداً منظم مولکول‌های آب به شکل دسته‌های دارای پیوندهای هیدروژنی با نظم کم‌تر به حالت گازی کاملا نامنظم تبدیل گردد، آنتروپی سیستم آب افزایش می‌یابد. در حرارت اتاق، هم ذوب شدن یخ و هم تبخیر آب به‌طور خوبه خودی رخ می‌دهد. فشار اثر ژنتیک به یک فرآیند، سمت بی‌نظمی بر تمایل ملکول‌های آب برای ایجاد پیوندهای هیدروژنی غلبه می‌نماید. همان‌طور که اشاره گردید برای انجام خودبه‌خودی یک فرآیند، لازم است تغییرات انرژی آزاد ΔG آن منفی باشد. $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$، که درآن ΔG نیروی محرکه، ΔH تغییر آنتالپی حاصل از ایجاد و شکسته شدن پیوندها و ΔS تغییر در بی نظمی است. از آن جایی که ΔH برای ذوب شدن و تبخیر مثبت است، واضح است که افزایش آنتروپی ΔS سبب منفی شدن ΔG و انجام این تغییرات نمی‌گردد.

آب با مواد حل شده قطبی ایجاد پیوندهای هیدرونی می‌نماید

پیوندهای هیدروژنی منحصر به آب نمی‌باشد. این پیوندها به راحتی بین یک اتم الکترونگاتیو (گیرنده هیدروژن، معمولاً اکسیژن یا نیتروژن دارای جفت الکترون) و اتم هیدروژن ایجاد می‌گردد که با پیوند کووالان به اتم دهنده هیدروژن در ملکول دیگر، اتصال دارد. اتم هیدروژنی که به طور کووالان به اتم‌های کربن که الکترونگاتیو نمی‌باشند متصل هستند، در ایجاد پیوندهای هیدروژنی شرکت نمی‌کند. این تفاوت توجیه می‌نماید که چرا بوتانول دارای نقطه ذوب نسبتاً بالا $۱۱۷^{\circ}C$ است، در حالی‌که نقطه ذوب بوتان تنها $-۰/۵^{\circ}C$ است. بیو ملکول‌های قطبی ولی غیر یونیزه، نظیر قندها، به راحتی در آب حل می‌شوند، که علت آن اثر پایدار کنندگی پیوندهای هیدروژنی بین گروه‌های هیدروکسیل یا اتم اکسیژن کربونیل قند و مولکول‌های قطبی آب است. الکل‌ها و کتون‌ها و ترکیبات حاوی پیوندهای N-H همگی با ملکول‌های آب ایجاد پیوندهای هیدروژنی نموده و درآب محلول می‌باشند. وقتی مولکول‌های اتصال یافته به طریقی قرار می‌گیرند که واکنش متقابل الکتروستاتیک به حداکثر خود می‌رسد، پیوندهای هیدروژنی بیش‌ترین قدرت را دارند، این حالت زمانی رخ می‌دهد که اتم هیدروژن و دو اتمی که آن را به اشترک دارند، در خط مستقیم قرار گیرند و یا به عبارتی دیگر، اتم گیرنده در خط پیوند کووالان بین اتم هنده و H باشد. بنابراین پیوندهای هیدروژن کاملاً جهت‌دار بوده و می‌توانند دو ملکول یا دو گروه را در یک آرایش هندسی اختصاصی نگه دارند.

آب با مواد حل شده باردار به طریق الکتروستاتیک واکنش می‌نماید

آب یک حلال قطبی است. این حلال به راحتی اکثر بیومولکول‌هایی را حل می‌نماید که عموماً ترکیبات قطبی یا باردار می‌باشند. ترکیباتی که به راحتی در آب حل می‌شوند را هیدروفیل (آب‌دوست) می‌نامند. بر عکس حلال‌های غیر قطبی، نظیر کلروفرم و بنزن، حلال‌های ضعیفی برای بیوملکول‌های قطبی بوده ولی به راحتی ملکول‌های هیدروفوبیک (آبگریز) یا غیر قطبی، نظیر لیپیدها و موم‌ها، را در خود حل می‌نمایند. املاحی نظیر NaCl در آب حل می‌شوند. آب با دهیدراته و تثبیت نمودن یون‌های Na^+ و Cl^-، واکنش‌های متقابل الکتروستاتیک موجود در بین آنها را تضعیف کرده و بنابراین مانع به هم پیوستن مجدد آن‌ها و ایجاد یک شبکه کریستالی می‌گردد. همین عوامل در مورد بیوملکول‌های باردار، ترکیباتی با گروه‌های عامل نظیر اسیدهای کربوکسیلیک یونیزه (COO^-) آمین های پروتونه NH^+_3 و استرهای فسفات یا انیدریدها، کاربرد دارند. آب با جایگزینی پیوندهای هیدروژنی موجود در بین ملکول‌های ماده حل شده با پیوندهای هیدروژنی بین ماده حل شده و آب و بنابراین برداشت واکنش‌های الکتروستاتیک موجود در بین ملکول‌های ماده حل شده به راحتی این مواد را حل می‌نماید.

به‌خاطر داشتن ثابت دی الکتریک بالا (یک خصوصیت فیزیکی که تعداد دو قطبی‌های یک حلال را نشان می‌دهد) ملکول‌های آب به خصوص در برداشت واکنش‌های متقابل الکتروستاتیک بین یون‌های حل شده مؤثر می‌باشد

📖 **نکته:** قدرت یا نیروی (F) واکنش‌های متقابل یونی در یک محلول بستگی به بزرگی بارها (Q) فاصله بین گروه‌های باردار (r)، و ثابت دی الکتریک (ε) حلالی که درآن واکنش‌های متقابل رخ می‌دهد، دارد: $F = \frac{Q_1 Q_2}{\varepsilon r^2}$ برای آب در $25^\circ C$ و میزان ε (که فاقد واحد است) برابر ۷۸/۵ و برای حلال بسیار غیر قطبی بنزن، برابر ۴/۶ می باشد. بنابراین واکنش‌های متقابل یونی در محیط‌های کم‌تر قطبی، بسیار قوی‌تر باشد. وابستگی به r^2 طوری است که جاذبه‌ها و دافعه‌های یونی تنها در فواصل کوتاهی (در دامنه ۱۰ تا ۴۰ nm، برحسب غلظت الکترولیت، و زمانی‌که آب به عنوان حلال است) مؤثر می‌باشد.

تست:

خصوصیتی فیزیکی که تعداد دو قطبی‌های یک حلال را نشان می‌دهد کدام است؟

۱) ثابت دی الکتریک ۲) قدرت یونی ۳) ۴)

گزینه«۱»

با حل شدن مواد کریستالی آنتروپی افزایش می‌یابد.

وقتی نمکی نظیر NaCl در آب حل می‌شود، یون‌های Na^+ و Cl^- که از شبکه کریستالی جدا می‌گردند، آزادی حرکت بسیار بیشتری پیدا می‌نمایند. افزایش آنتروپی حاصل در سیستم، بیش‌ترین نقش را در سادگی انحلال املاحی نظیر NaCl در آب دارد. طبق اصول ترمودینامیک، تشکیل محلول همراه با تغییر مساعدی در انرژی آزاد می‌باشد: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ که در آن ΔH دارای مقدار مثبت کوچکی بوده و $T\Delta S$ میزان مثبت بزرگی است بنابراین ΔG منفی می‌باشد.

گازهای غیرقطبی درآب حلالیت ضعیفی دارند

مولکول‌های گازهای بیولوژیک نظیر N_2, O_2, Co_2 غیرقطبی می‌باشند. در O_2 و N_2 الکترون‌ها به‌طور مساوی توسط هر دو اتم به اشتراک گذاشته شده‌اند. در Co_2 هر پیوند C=O قطبی بوده و این دو قطبی در دو جهت مخالف قرار داشته و اثر یکدیگر را خنثی می‌نمایند حرکت مولکول‌ها از فاز گازی نامنظم به محلول آبی، و حرکت ملکول‌ها آب را محدود نموده و بنابراین سبب کاهش آنتروپی می‌گردد. ماهیت غیرقطبی این گازها و کاهش آنتروپی با ورود آن‌ها به محلول، مجموعاً حلالیت این ملکول‌های گازی را در آب بسیار ضعیف می‌نماید. بعضی از موجودات دارای پروتئین‌ها ناقل محلول در آب (هموگلوبین و هموگلوبین) هستند که انتقال O_2 را تسهیل می‌کنند. دی اکسید کرین در محلول آبی ایجاد اسید کربنیک نموده و به شکل یون HCO_3^- یا به‌صورت آزاد بی کربنات درآب بسیار محلول است، دو گاز دیگر یعنی NH_3 و H_2S در بعضی از موجودات دارای اعمال بیولوژیکی هستند. این گازها قطبی بوده و به راحتی درآب حل می‌گردند.

ترکیبات غیرقطبی سبب تغییراتی در ساختمان آب می‌شود که از نظر انرژتیک مساعد نمی‌باشد.

وقتی آب با بنزن یا هگزان مخلوط میگردد، دو فاز تشکیل می‌دهند؛ هیچکدام از مایعات در دیگری حل نمی‌شود. ترکیبات غیرقطبی نظیر بنزن و هگزان آبگریز می‌باشند. این ترکیبات نمی‌توانند واکنش‌های متقابل با ملکول‌های آب ایجاد کنند که از نظر انرژتیک مساعد باشند، و در واقع با پیوندهای هیدروژنی موجود در بین ملکول‌های آب ایجاد تداخل می‌کند.

تمامی ملکول‌ها و یون‌های موجود در محلول آبی با پیوند هیدروژنی بعضی از ملکول‌های آب موجود در مجاورت خود تداخل نموده، ولی مواد حل شده قطبی یا باردار نظیر NaCl با ایجاد واکنش‌های متقابل جدید بین ماده حل شده و آب، از دست رفتن پیوندهای هیدروژنی موجود در بین ملکول‌های آب را جبران می‌کنند.

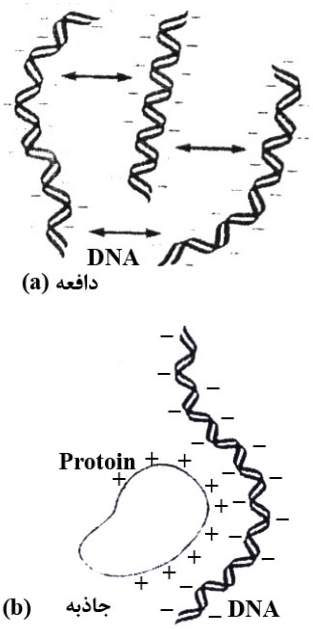
تغییر خالص آنتالپی ΔH حل شدن این مواد، عموماً کوچک می‌باشد. هر چند مواد حل شده آبگریز سبب چنین جبرانی نشده و بنابراین افزودن آن‌ها به آب ممکن است منجر به افزایش کوچک آنتالپی گردد. شکسته شدن پیوندهای هیدروژنی بین ملکول‌های آب، از سیستم انرژی می‌گیرد، از این‌رو، انحلال ترکیبات آب‌گریز درآب سبب کاهش قابل اندازه‌گیری درآنتروپی می‌شود ملکول‌های آب موجود در مجاورت یک ماده حل شده غیرقطبی، از نظر اتخاذ موقعیت‌های ممکن تحت فشار بوده و ایجاد یک شبکه قفس مانند شدیداً منظم در اطراف هر ملکول حل شده می‌نماید.

این ملکول‌های آب از نظم فوق‌العاده موجود در ملکول‌های ترکیب کریستالی یک ماده غیرقطبی حل شده و آب (یک کلاترات) برخوردار نبوده ولی اثر در هر دو حالت یکسان می باشد: منظم شدن مولکول‌های آب،

سبب کاهش آنتروپی می‌شود. تعداد ملکول‌های منظم شده آب و بنابراین بزرگی کاهش آنتروپی، متناسب با وسعت ناحیه‌ای از ماده حل شده آبگریزی است که توسط قفس ملکول‌های آب در برگرفته می‌شود. بنابراین تغییر انرژی آزاد برای انحلال یک ماده حل شده غیرقطبی در آب، نامساعد می باشد: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ که در آن ΔH دارای مقدار مثبت ΔS دارای مقدار منفی ΔG مثبت است. ترکیبات دوگانه دوست در ساختمان خود دارای هر دو ناحیه قطبی (باردار) و غیر قطبی می‌باشد. وقتی یک ترکیب دوگانه دوست با آب مخلوط میگردد، ناحیه قطبی آبدوست با حلال واکنش نموده و تمایل به انحلال داشته، ولی ناحیه غیرقطبی آبگریز از تماس با آب اجتناب می‌نماید نواحی غیرقطبی این ملکول‌ها با یکدیگر ایجاد دستجاتی به شکل کوچک‌ترین ناحیه آبگریز در حلال آبی می‌نمایند. و نواحی قطبی طوری آرایش یافته تا واکنش‌های متقابل آن با حلال به حداکثر برسد. این ساختمان‌های پایدار ترکیبات دوگانه دوست درآب را مسیل می‌گویند که ممکن است حاوی صدها یا هزاران ملکول باشد. نیروهایی که نواحی غیرقطبی ملکول‌ها را درکنار یکدیگر قرار می‌دهند، واکنش‌های متقابل آبگریز گویند. قدرت واکنش‌های متقابل آبگریز، به خاطر جاذبه داخلی بین قسمت‌های غیرقطبی نمی‌باشد. بلکه این واکنش‌ها ناشی از رسیدن سیستم به بیش‌ترین پایداری ترمودینامیکی با به حداقل رساندن تعداد ملکول‌های آب منظم مورد نیاز برای احاطه قسمت‌های آبگریز ملکول‌های حل شده، می‌باشد. بسیاری از بیوملکول‌ها دوگانه دوست هستند؛ پروتئین‌ها، رنگدانه‌ها، بعضی ویتامین‌ها و استرول‌ها و فسفولیپیدهای غشاها، همگی دارای سطوح قطبی و غیر قطبی هستند. ساختمان‌های متشکل از این ملکول‌ها توسط واکنش‌های متقابل آبگریز در بین نواحی غیرقطبی پایدار می‌شوند. واکنش‌های آبگریز موجود در بین لیپیدها و پروتئین‌ها، مهم‌ترین شاخص‌های ساختمانی در غشاهای بیولوژیک می‌باشند. واکنش‌های متقابل آبگریز موجود در بین اسیدهای آمینه غیرقطبی نیز سبب پایداری الگوهای تا شدن سه بعدی پروتئین‌ها می‌شوند.

پیوند هیدروژنی موجود در بین ملکول‌های آب و ماده حل شده نیز مقداری نظم در ملکول‌های آب ایجاد می‌نماید ولی این اثر دارای اهمیت کم‌تری نسبت به مواد حل شده غیرقطبی است. قسمتی از نیروی پیش برنده اتصالی سوبسترای قطبی (واکنش‌گر) به سطح قطبی مکمل یک آنزیم، افزایش آنتروپی ناشی از جایگزینی آنزیم‌های ملکول‌های منظم آب موجود در اطراف سوبسترا می‌باشد. از طرفی پروتئین‌ها که دارای گروه‌های اسیدی و بازی متعدد می‌باشند را پلی آمفولیت می نامند. اسیدهای نوکلئیک که در pH فیزیولوژیک فقط بار منفی دارند، پلی الکترولیت، نامیده می‌شود. به پروتئین‌ها و اسیدهای نوکلئیک که ملکول‌های بزرگ با گروه‌های واجد بار متعدد هستند، ابریون یا ماکرویون می‌گویند (شکل زیر) دافعه الکتروستاتیک (Repulsion) بین دو ماکرویون DNA و جاذبه الکتروستاتیکی Attraction بین یک ماکرویون DNA ویک ماکرویون – پروتئین را در محیط نشان می‌دهد.

برهم کنش متقابل ابریون‌ها در محلول، شدیداً متأثر از یون‌های کوچکی است که در آن محلول حل می‌شوند و آبَریون در محلول به وسیله ابری از یون‌های کوچک با بار مخالف احاطه می‌شود و این ابریونی قدرت برهمکنش الکتروستاتیکی بین آبَریون‌ها را کاهش می‌دهد.



نمایش دافعه (a) و جاذبه (b) بین آبَریون‌ها

📖 **نکته:** بیان کمی کاهش قدرت برهم کنش الکتروستاتیکی بین آبَریون‌ها متأثر از ابر یون‌های کوچک با بار مخالف، اولین بار به‌وسیله‌ی E.Huckel, p.Deby به‌صورت زیر بیان شد:

$$v = \frac{K}{I^{۲}} \qquad \text{(رابطه ۱-۱)}$$

در رابطه فوق r شعاع مؤثر ابر یونی محاط کننده آبَریون و k ثابتی است که به دما و ثابت دی الکتریکی محیط وابسته است.در این رابطه I نیز تابع از غلظت یون‌های محلول است و قدرت یونی Ionic strength نامیده می‌شود. قدرت یونی حلال را می‌توان رابطه زیر به‌دست آورد:

$$I = \frac{۱}{۲}\sum_i M_i Z_i^{۲} \qquad \text{(رابطه ۱-۲)}$$

در رابطه (۱) M_i و Z_i به ترتیب معرف مولاریته و بار یون است.

پرسش: قدرت یونی محلول M نمک NaCl را حساب کنید؟

$$NaCl \rightarrow Na^{+} + Cl^{-}$$

$$۱M \qquad ۱M \quad ۱M$$

از آنجائی‌که نمک NaCl در محلول آبی به‌طور کامل بر یون‌های سازنده‌اش تفکیک می‌شود، بنابراین غلظت دو یون Na^{+} و Cl^{-} در محلول ۱M این نمک M است و برای تعیین قدرت I این محلول مطابق رابطه (۱-۱) داریم

$$I = \frac{۱}{۲}\Sigma i Mi.z_i^{۲} \Rightarrow I = \frac{۱}{۲}\left(\left[Na^{+}\right].(+۱)^{۲} + \left[c\bar{l}\right].(-۱)^{۲}\right) \Rightarrow$$

$$I = \frac{۱}{۲}(M.(+۱)^{۲} + (۱M.(-۱)^{۲}) \Rightarrow I = \frac{۲M}{۲} \Rightarrow I = ۱$$

بطورکلی برای نمک‌های یک ظرفیتی قدرت یونی I با مولاریته M نمک برابر است (برای مثال $M_{Nacl} = I_{Nacl}$

پرسش:قدرت یونی محلول ۰/۱m نمک H_2So_4 را حساب کنید؟

$$HlSo_4 \rightarrow 2H^+ + So_4^{-2}$$

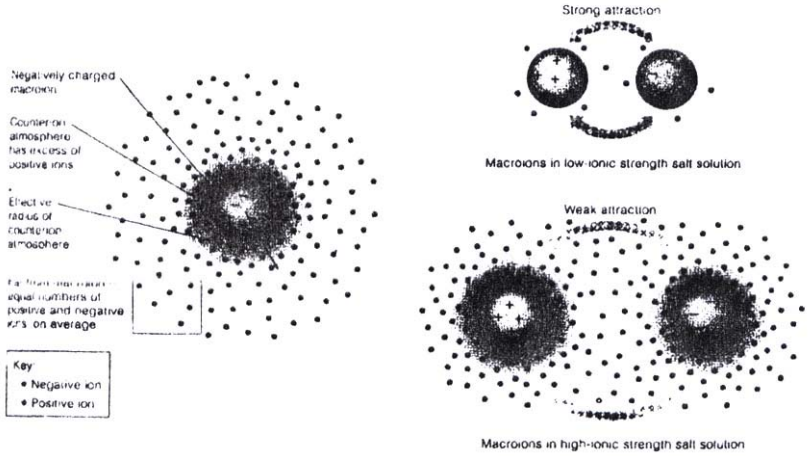
۰/۰۱M ۰/۲M ۰/۱M

قدرت یونی این محلول مطابق رابطه (۱) وبه‌صورت زیر محاسبه می‌شود:

$$I = \frac{1}{2}\sum_i M_i.Z_i^2 \quad \Rightarrow \quad I = \frac{1}{2}\left[(H^+)(H)^2 + (So_4^2)(-2)^2\right]$$

$$\Rightarrow I = \frac{1}{2}\left[(0/2\times 1) + (0/1\times 4)\right] \Rightarrow I = \frac{1}{2}(0/6) \Rightarrow I = 0/3$$

همان‌طور که پیش‌تر اشاره شد، برای محلول نمک‌های یک ظرفیتی قدرت یونی با غلظت نمک (برحسب مولار) برابر است، در حالی‌که برای محلول نمک‌های چند ظرفیتی، قدرت یونی بزرگ‌تر از مقدار غلظت یون‌ها در محلول است (I>M)



تأثیر قدرت یونی محیط روی برهمکنش الکتروستاتیکی ابریون‌ها را نشان می‌دهد

همان‌طور که در شکل نمایان است. در قدرت یونی خیلی پایین جو محاط کننده اَبَریون ناچیز است و در این شرایط برهمکنش الکترستاتیکی جاذبه‌ای در صورت داشتن بار مخالف یا دافعه‌ای (در صورت داشتن بار موافق) بین دو ابر یون، قوی است. همان‌طور که در شکل می‌بینید با افزایش قدرت یونی، جو یونی محاط‌کننده ابر یون افزایش و برهم کنش الکتروستاتیکی بین اَبَریون‌ها رو به ضعف می‌رود.اغلب افزایش قدرت یونی محیط با افزودن نمک به محلول ابریون باعث افزایش حلالیت آن می‌شود و پدیده انحلال محلول پروتئین با افزایش غلظت نمک محلول به salting in معروف است. در صورتی‌که غلظت نمک محلول پروتئین خیلی زیاد شود، اثر متضاد پدیدهSalting in موسوم به Salting out رخ می‌دهد.

تست:

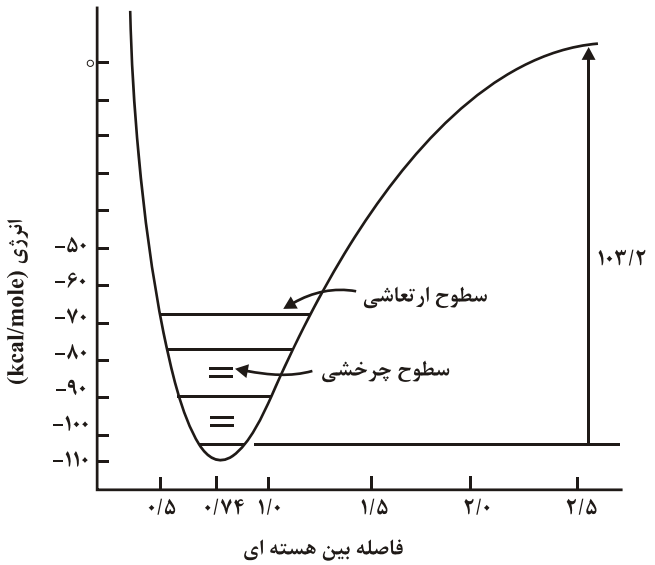
فرمول $V = \frac{k}{I^2}$ چه چیزی را نشان می‌دهد؟

۱) بیان کمی کاهش بر هم کنشهای یونی
۲) نشان دهنده قدرت یونی یک محلول است
۳) بیان کمی کاهش قدرت الکترواستاتیکی بین ابریون ها
۴) نشان دهنده ارتباط باد و انرژی جنبشی می‌باشد.

گزینه«۳»

انواع واکنش‌ها در محیط آبی

پیوندهای شیمیایی بین ۲ یا چند اتم تشکیل می‌شود و ملکول‌هایی با وزن‌های ملکولی متفاوت ایجاد می‌کنند. به‌طور کلی، ملکول‌ها را می‌توان مجموعه‌ی از اتم‌های پیوسته دانست که از نظر انرژی در وضع پایدار هستند. چنان‌چه یک اتم در مجموعه ملکولی جابه‌جا شود این جابه‌جایی منجر به ازدیاد انرژی پتانسیل کل ملکول می‌گردد. چنان‌چه خواسته باشیم اتمی را از حد فاصله اتمی خود به اتم مجاور نزدیک تر کنیم، قوه دافعه‌ای به‌وجود می‌آید. به عبارتی می‌توان گفت هر اتم موجود در ملکول در انتهای یک فرورفتگی پتانسیل قرارگرفته و حاوی انرژی حداقل است و به این ترتیب پایداری ملکول از نظر انرژی ایجاد می‌گردد. تغییرات انرژی پتانسیل را در زمانی‌که دو اتم به یک‌دیگر نزدیک می‌شوند. می‌توان در شکل زیر نشان داد.



در این شکل، در محور طولی تغییرات انرژی پتانسیل و در محور عرضی فاصله بین دو اتم نشان داده شده است. زمانی که اتم‌ها در فاصله اتمی قرار داشته باشند. انرژی پتانسیل در حداقل مقدار خود است. چنان‌چه اتم‌ها از حد فاصله اتمی نزدیک تر شوند، انرژی پتانسیل به سرعت افزایش می‌یابد (نیروی دافعه‌ای بین دو اتم ایجاد می‌شود. برعکس زمانی که اتم‌ها از یکدیگر دور می‌شوند، انرژی پتانسیل نیز افزایش می‌یابد. ولی انرژی پتانسیل در فاصله‌ای ممکن است کم‌تر و یا بیش‌تر از انرژی پتانسیل هر یک از اتم‌ها به تنهایی باشد، و بنابراین ترکیب اتم‌ها ممکن است گرماگیر و یا گرما زا باشند. اتم‌های مختلف در محل فررفتگی منحنی پتانسیل ایجاد پیوند می‌کنند. این پیوندها در انواع مختلف هستند و به نام‌های مختلف پیوند یونی، پیوند کووالان، پیوند واندروالسی، و غیره نامیده می‌شوند. پیوندهایی که دارای قدرت پیوندی بیشتری هستند. از نظر انرژی پایدارترند. حال به شرح هر یک از پیوندهای مختلف می‌پردازیم.

پیوند یونی

📖 **نکته:** اگر اتمی بتواند یک یا چند الکترون را به اتم دیگری منتقل کند، اتمی که الکترون از دست داده است دارای بار مثبت و اتمی که الکترون دریافت کرده است دارای بار منفی خواهد بود. انرژی واکنش **(E)** بین دو ذره باردار نسبت معکوس با فاصله دو ذره دارد و از قانون کولمب به دست می‌آید: $E = \frac{Z_A Z_B \varepsilon^2}{r_{AB}}$ در فرمول بالا r_{AB} فاصله بین دو بار، **Z** شماره بار، ε واحد بار الکتریکی است. لازم به تذکر است که فرمول بالا از واکنش دو ذره در خلا به‌دست می‌آید و بنابراین فرمول فوق را نمی‌توان در مایعات آبی و سیستم‌های بیولوژیکی به‌کار برد. در محلول‌های رقیق آبی، با در نظر گرفتن درجه قطبی بودن محیط و واکنش، فرمول را به صورت کلی زیر می‌توان نوشت: $\Delta Eele = \frac{Z_A Z_B \varepsilon^2}{D \times V_{AB}}$

در فرمول بالا ε بار الکتریکی و Z_A و Z_B شماره بار الکتریکی یون‌هاست.

حرف D معرف ثابت دی‌الکتریک حلال است. این ثابت در حلال‌های مختلف قابل اندازه‌گیری است و در ارتباط با قابلیت قطبی بودن مولکول های حلال است. انرژی پیوندی در پیوندهای یونی ۳ تا ۷ کیلوکالری بر مول است. پیوندهای ایجاد شده یونی در ملکول‌ها دارای جهت خاصی نبوده و زاویه مشخص را با یکدیگر تشکیل نمی‌دهند. به علاوه ترکیبات یونی در ذوب نمکی دارای قابلیت هدایت الکتریکی هستند که به علت وجود بارهای مثبت و منفی در ملکول است.. ترکیبات یونی قابلیت حلالیت زیاد در حلال‌های قطبی دارند و در حلال‌های غیرقطبی محلول نمی‌گردند.

این عوامل به علت داشتن نیروهای الکتروستاتیکی زیاد در ساختمان نمکی آن‌ها، دارای درجه ذوب و جوش بالایی هستند. پیوند یونی در زنجیره پپتیدی ممکن است بین عامل کربوکسیل ریشه یک اسید آمینه و عامل آمین انتهایی ریشه اسید آمینه دیگر ایجاد شود.

۲- پیوند کووالان و کئوردیناس

📖 **نکته:** پیوند کئوالان بین اتم‌های غیر فلزات از به اشتراک گذاشتن یک الکترون، و در بعضی موارد ۲ و ۳ الکترون ایجاد می‌گردد. پیوند کووالان منحصراً بین اتم‌های غیرفلز که دارای پتانسیل یونیزاسیون زیادی هستند و به سختی قادرند الکترون‌های مورد ظرفیت خود را ازدست بدهند، ایجاد می‌گردد و بدین ترتیب دو عنصر تنها در الکترولیت ظرفیت با یکدیگر شریک می‌شوند. گاه ممکن است بیش از یک پیوند کوالان بین ۲ اتم غیر فلز ایجاد شود. به‌طور مثال، در مورد ذرات پیوند ۳ تایی و در مورد اکسیژن پیوند دوتایی ایجاد می‌شود. در تمام موارد فوق، اوربیتال‌های ملکول از نظر الکترونی تکمیل شده هستند. در پیوندهای کووالان، طول پیوندی و زاویه بین اتم‌ها و انرژی پیوندی ثابت است و برای اتم‌های مختلفی که در ایجاد پیوند شرکت کرده‌اند تا حدودی تفاوت دارد. قدرت پیوند کووالان حدود ۱۰ برابر بیش‌تر از سایر پیوندهای ضعیف است. تغییرات pH محیط، تأثیری در این پیوندها ایجاد نمی‌کند. و ترکیباتش با پیوندهای کووالان دارای درجه ذوب و جوش پایین هستند.

بیش‌تر ترکیبات آلی در حلال‌های آلی غیرقطبی محلولند. پیوند کئوردینانس نوعی پیوند کووالان است، که به علت انتقال یک جفت الکترون از یک اتم به اتم دیگر و شرکت آن‌ها در اوربیتال‌های ملکولی ایجاد می‌گردد. معمولاً اتم‌هایی قادرند در تشکیل پیوند کئوردینانس شرکت کنند که حاوی یک جفت الکترن آزاد بعد از تشکیل کامل پیوندهای کووالان دیگر باشند. شلات فلزی ترکیب کمپلکسی از فلز و ترکیبات دیگر است که حاوی پیوندهای کوالان وکئوردینانس باشد. دراین ترکیبات معمولاً فلزات بالا با ظرفیت عادی خود در پیوندها شرکت می‌کنند اغلب فلزاتی که کاتالیز آنزیمی شرکت می‌کنند به‌صورت شش تایی پیوند می‌شوند. Hg^{+2} و Zn^{+2} دو فلزی هستند که به‌طور ۴ تایی پیوند شده و تشکیل ساختمان چهار وجهی را می‌دهند. پیوندهای شش تایی با فلزاتی نظیر Fe^{+3} و Co^{+2} و Cr^{+3} ، Ni^{+2} ایجاد می‌گردد و ساختمان هشت وجهی را ایجاد می‌کند. شلات فلزی ترکیبات دیگر است که حاوی پیوندهای کئوردینانس وکووالانس می‌باشد. عوامل شلات کننده دارای خواص فیزیولوژیکی دیگری هستند. مثلاً در تسریع جذب آهن به علت تشکیل شلات آهنی با پپتیدها واسیدهای آمینه در جدار روده و در نتیجه افزایش در حلالیت وجذب آن است.

تست:

کدام پیوند به دلیل انتقال یک جفت الکترون از یک اتم به اتم دیگر و شرکت آن در اوربیتال‌های مولکولی ایجاد می‌گردد؟

۱)کووالان ۲) یونی ۳) کوئوردینانس ۴) فلزی

گزینه«۳»

۳- میان کنش‌های دو قطبی – دوقطبی

این میان‌کنش‌ها بین ملکول‌های قطبی و یا ملکول‌هایی که دارای گشتاور دو قطبی دائم می‌باشند به‌وجود می‌آید. اگرمیان کنش الکتروستاتیک بین دو دو قطبی M_A و M_B را که با فصله r از یکدیگر قرار دارند درنظر بگیریم. در حالت خاص زمانی‌که دو ملکول در امتداد یکدیگر قرار گرفته و قطب‌های غیرهم‌جنس سر مسیر باشند انرژی میانکنش با فرمول زیر نشان داده می‌شود:

$$E = \frac{-2M_A M_B}{\varepsilon r^3}$$ (رابطه ۱-۳)

برای موقعیت بارها زمانی‌که به‌صورت پهلو به پهلو قرار گیرند، معادله به صورت زیر است:

$$E = \frac{M_A M_B}{\varepsilon r^3}$$ (رابطه ۱-۴)

در این فرمول ε ثابت دی‌الکتریک محیط و علامت منفی مبین میان‌کنش هم‌گرا بین ۲ ملکول و یا به عبارتی نوع واکنش گرمازا است.

تعویض موقعیت بارهای یک ملکول علامت معادله را مثبت می‌کند و در این صورت میان کنش باعث ایجاد نیروی تدافعی بین دو ملکول می‌گردد در سیستم‌های ماکروسکوپیک محلول‌ها که ملکول‌ها ممکن است جهات مختلفی را به‌دست بیاورند. ابتدا به نظر می‌رسد که مقدار E مصرفی از جهت‌گیری‌های فوق بوده و مقدرا آن صفر باشد. ولی قانون انتشار بولتزمن چنین برآورد می‌کند که ملکول‌هایی که دارای قابلیت میان کنش بوده جهت‌گیری کرده و در اکثریت

قرار می‌گیرند. انرژی کلی سیستم نسبت مستقیم با رابطه $\exp(-M_A M_B / \varepsilon r^3 KT)$ دارد. در این رابطه K ثابت بولتزمن و T درجه حرارت مطلق است. مقدار انرژی کلی سیستم طبق رابطه کیزوم مساوی است با:

$$E = \frac{2M_A^2 M_B^2}{3\varepsilon r^6 KT}$$ (رابطه ۱-۵)

در این جا انرژی نسبت معکوس با توان ششم فاصله بین ملکول و انرژی میان کنش با تغییر فاصله به‌سرعت کاهش می‌یابد. به همین ترتیب E نسبت معکوس با درجه حرارت دارد زیرا در درجات حرارت بالا متوسط انرژی سینیتیک ملکول‌ها افزایش می‌یابد و قابلیت همگرایی ملکول‌ها و جهت‌گیری آن‌ها کاهش پیدا می‌کند.

۴- میان کنش یون – دو قطبی

📖 **نکته:** این نیروها در محلول‌های آبی نمک‌ها بین یون‌های نمکی و ملکول‌های آب به مقدار زیاد به‌وجود می‌آید. در اطراف هر یون مقداری از لایه‌های ملکوهای آب قرار گرفته‌اند که با نیروهای یون – دو قطبی یون نمکی را احاطه نموده‌اند. ملکول‌های دو قطبی در کنار یون‌ها نیروی خاصی را اعمال می‌کنند که انرژی این نیروها را در این حالت از عبارتی مشابه معادله کوکمپ می‌توان به‌دست آورد. اگر بار یونی از فاصله r نسبت به ملکول دو قطبی قرار می‌گیرند مقدار انرژی معادل است با:

$$E = \frac{-eM}{\varepsilon r^2}$$ (رابطه ۱-۶)

معادله بالا زمانی صادق است که دو نیرو در امتداد هم قرار گرفته باشند این میان کنش به طورکلی در محلول‌های قطبی حاوی یون‌ها به‌وجود می‌آید.

۵- میان‌کنش یون – دو قطبی القایی و دوقطبی – دو قطبی القایی

در ذرات اتمی غیر قطبی و خنثی مانند گاز هلیوم تراکم ابر الکترونی در اطراف هسته اتمی دارای قرینگی کروی است. اگر جسم حاوی بارالکتریکی مثل یون‌های مثبت به اتم هلیوم نزدیک گردد نظم بار الکتریکی در اطراف هسته تغییر می‌کند و اتم دارای گشتاور دو قطبی القایی می‌گردد.

مقدار انرژی دو قطبی موقتی نسبت مستقیم با قدرت میدان الکتریکی دارد که درآن α ثابت تناسب است که بیان‌گر قابلیت قطبی شدن هلیوم می‌باشد. انرژی بین دو ذره فوق از معادله زیر به‌دست می‌آید.

$$E = -\frac{1\alpha e^2}{2\varepsilon r^4}$$ (رابطه ۱-۷)

به‌طور کیفی، قطبی شدن را تغییر در تراکم الکترونی یک اتم و یا ملکول به علت میدان الکتریکی خارجی بیان می‌کنند و واحد آن در سیستم CGS به cm^3 بیان می‌شود. در ملکول های آلی پیوندهای اشباع نشده مانند C=C و C=N و No_2 گروه فنیل، بازهای DNA و یون‌های منفی مثالهایی از این نوع گروهها هستند. بطورکلی هر قدر ابرالکترونی گسترده‌تر باشد قابلیت قطبی بیشتر را دارد. یک مولکول قطبی دائم نیز ممکن است قابلیت القاء دو قطبی موقتی را در یک ملکول خنثی ایجاد کنند. انرژی حاصل از فرمول دبای به‌دست

می‌آید که درآن علامت منفی معرف هم‌گرایی دو ملکول است. در این معادله کمیت وابسته به درجه حرارت وجود ندارد. زیرا دو قطبی به‌صورت لحظه‌ای ایجاد می‌گردد و کمیت E مستقل از حرارت تحرکی ملکول است.

$$E = -\frac{2\alpha M^2}{\varepsilon r^6}$$ (رابطه ۱-۸)

میانکنش تفرقی (لاندون)

در موارد بالا معمولاً یکی از اتم‌ها و یا ملکول‌ها دارای بار نسبی بودند به‌صورتی که مقدار انرژی موجود در بین ۲ گروه به‌طور کمی قابل بیان و محاسبه بود در مواردی مانند گازهای بی‌اثر، در اثر تراکم گاز در فشارهای بالا گاز به‌صورت محلول در می‌آید. این کیفیت به علت نیروهایی است که بین اتم‌های گازی وجود دارد و باعث تبدیل آن‌ها از حالت گاز به مایع می‌شود.

در اتم‌های هلیوم زمانی که صحبت از قرینگی کروی در ابر الکترنی هلیوم می‌کنیم بدین معنی است که توسط بار کلی، ملکول را در زمانی معینی می‌سنجیم ولی عملاًدر ابر الکترونی اتم‌ها و در برهه زمانی بسیار کوتاه ابر الکترنی قرینگی خود را از دست می‌دهد و بدین ترتیب بار الکتریکی ایجاد شده در ابر الکترونی یک اتم باعث القا بار الکتریکی مخالف در اتم مجاور می‌شود و نیری جاذبه بین ۲ اتم به‌وجود می‌آید.

این نیروها بسیار جزئی هستند به‌طوری که نقطه جوش هلیوم در ۴/۲ درجه کلوین است ولی در مولکول‌هایی که قابلیت قطبی شدن زیادی را دارند این نیروها در مواردی از نیروهای دو قطبی – دو قطبی و یا دوقطبی - دو قطبی موقتی بیش‌تر است. لاندون انرژی نیروهای فوق را در عبارت زیر بیان نمود: $E = -\frac{3I\alpha^2}{4\alpha^6}$ که درآن α معرف قابلیت قطبی شدن و I مساوی پتانسیل اولین یونیزاسیون اتم و یا ملکول است. برای ملکول مختلف A و B عبارت بالا به صورت زیر است.

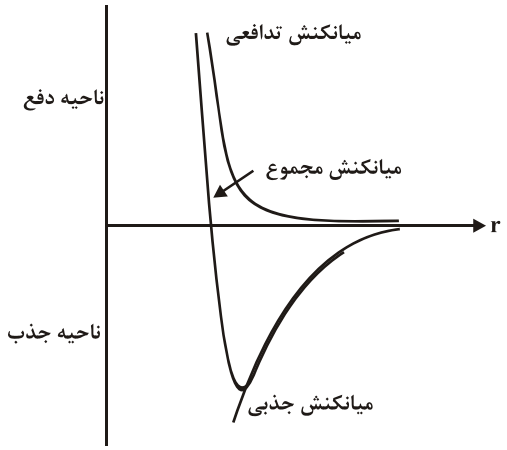
$$E = -\frac{3I_A I_B \alpha_A \alpha_B}{2(I_A + I_B)\cdot r^6}$$ (رابطه ۱-۹)

علاوه بر نیروهای جاذبه، اتم‌ها و ملکول‌ها قابلیت دافعه‌ای نیز نسبت به یک دیگر دارا هستند در غیر این‌صورت اتم‌ها و ذرات ملکول در هم ذوب می‌گردیدند.

این قابلیت توسط نیروی دافعه موجود بین ابرهای اتمی و یا ملکولی خنثی می‌گردد. بدین ترتیب انرژی پتانسیل با فواصل اتمی نزدیک به‌شدت افزایش می‌یابد و نسبت مستقیم با کسر $\frac{1}{r^n}$ دارد که عدد n بین ۹ تا ۱۳ متغیر است.لنارد – جونز عبارت زیر را برای نیروهای جاذبه و دافعه بیان نمود. $E = -\frac{A}{r^6} + \frac{B}{r^{12}}$ که درآن A و B ثابت‌هایی برای اتم‌ها یا ملکول‌های A و B هستند رابطه بالا را معمولاً به‌صورت زیر نشان می‌دهند.

$$E = -\frac{A}{r^6} + Be^{-ar}$$ (رابطه ۱-۱۰)

که درآن انرژی دافعه با جمله اکسپونانسیل نشان داده شده است. A وB و C ثابت‌هایی معرف سیستم‌های واکنشی هستند.



نکته: میان کنش‌های دو قطبی – دوقطبی، یون - دو قطبی و دوقطبی – دوقطبی القایی و میان کنش‌های لاندون را می‌توان تحت نام نیروهای واندروالس به حساب آورد. نیروهای لاندون ویا نیروهای تفرقی از سایر نیروهای واندروالسی تنها از آن جهت مقاومند که در نیروهای لاندون اثر نیروی دافعه منظور شده است.

شعاع واندروالسی نیز کوتاهترین فاصله بین دو ذره اتمی و یا ملکول است که پیوندی بین دو ذره ایجاد نشده است برای مثال در ید کریستالیزه فاصله بین اتم‌های ید که از مرکز آن‌ها تعیین می‌گردد و مساوی ۴/۳ انگستروم است و بنابراین شعاع واندروالسی مساوی $\frac{۴/۳}{۲} = ۲/۱۵$ خواهد بود. جدول زیر شعاع واندوالسی را در بعضی از اتم‌های و گروه‌ها را مشخص نموده است.

جدول شعاع واندوالسی در اتم‌های مختلف

اتم	شعاع
H	۱/۱
C	۱/۵
N	۱/۵
O	۱/۴
P	۱/۹
S	۱/۸۵
F	۱/۳۵
Cl	۱/۸

نکته: نیروهای تفرقی نقش مهمی در ساختمان پروتئین و شناسایی آن دارند به عنوان مثال ساختمان سوم پروتئین‌ها به‌مقدار زیاد توسط مجاورت گروه‌های غیرقطبی با حلال‌های آلی که موجب تغییر در جذب نوری آنها می‌شود شناسایی شده‌اند.

در هموگلوبین و میوگلوبین نیروهای تفرقی مهمترین عامل نگهدارنده گروه‌های هم در حفره‌های هیدروفوبیک ملکول شده‌اند. در غشاهای حاوی لیپوپروتئین میان کنش بین قسمت‌های انتهایی هیدرروکربن ملکول لیپو پروتئین از نیروهای واندروالس سرچشمه می‌گیرد. پیوندهای هیدروفوبیک معمولاً دراثر میان کنش بین گروه‌های غیرقطبی والین، لوسین و ایرولوسین و میتونین و فنیل آلانین و تریپتوفان در پروتئین‌ها در مجاورت محلول‌ها آبی ایجاد می‌گردند این ملکول‌های معمولاً در داخل ملکول‌های پروتئین قرار گرفته‌اند و مجاورتی با ملکول‌های آب ندارند.

نوع میانکش	معادله انرژی میانکنش	مثال	مقدار انرژی $kj.mol^{-1}$
کووالانس	معادله معینی ندارد	$H-H$	۲۰۰-۸۰۰
یون – یون	$\frac{e^2}{\varepsilon r}$	Na^+Cl^-	۴۰-۴۰۰
یون- دوقطبی	$\frac{e\mu}{\varepsilon r^2}$	$Na^+(H_2O)_a$	۴-۴۰
دوقطبی – دوقطبی	$\frac{2}{3}\frac{\mu_1^2\mu_2^2}{\varepsilon r^6 KT}$	SO_2 / SO_2	۰/۴-۴
دوقطبی – دوقطبی القایی	$\frac{\alpha\mu^2}{\varepsilon r^6}$	HCl / C_6H_6	۰/۴-۴
یون – دو قطبی القایی	$\frac{1}{2}\frac{\alpha e^2}{\varepsilon r^4}$	Na^+ / C_6H_6	۰/۴-۴

تست٤:

عبارت لنارد- جونز برای نیروهای جاذبه – دافعه کدام است؟

۱) $E=\frac{A}{r^{5}}+\frac{B}{r^{10}}$

۲) $E=\frac{A}{r^{5}}+\frac{1}{r^{12}}$

۳) $E=-\frac{A}{r^{6}}+\frac{B}{r^{10}}$

۴) $E=\frac{A}{r^{5}}+\frac{A}{r^{12}}$

گزینه«۳»

۷- پیوند هیدروژنی

این پیوند بین ۲ اتم الکترونگاتیو ایجاد می‌گردد. در این حالت چنان‌چه هیدروژن به یکی از اتم‌ها با پیوند کوالان اتصال یافته باشد در فاصله معینی از اتم الکترونگاتیو دیگر، نیرویی بر آن اعمال می‌کند که نیروی پیوندی هیدروژنی، نامیده می‌شود. اگر چه انرژی بین پیوند هیدروژنی در حدود $40\frac{KJ}{mol}$ است ولی قادراست در تشکیل ساختمان ملکول‌های شیمیایی دارای نقش عمده‌ای باشد.

نکته: درجه بالای نقطه جوش آب را می‌توان به علت وجود نیروهای هیدروژنی بین ملکول‌های آب دانست، علت آن‌که این نوع پیوند برای H اختصاصی است، این است که اتم هیدروژن دارای یک الکترون است و در ترکیب با اتم‌های الکترونگاتیو، پوشش هسته هیدروژن کاهش می‌یابد، و در نتیجه پروتون قادر است با اتم الکترونگاتیو دیگر واکنش دهد. این پیوند ممکن است در حالت مایع، گازی وجامد وجود