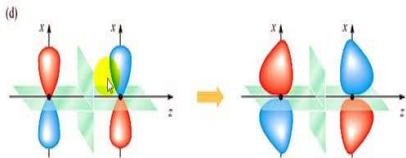
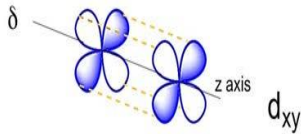


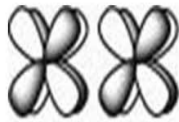
فصل ۱: بررسی حیات



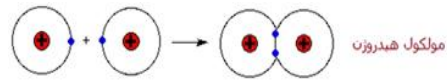
پیوند پای استار (π^*)



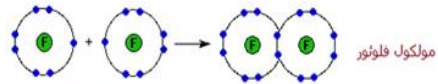
پیوند دلتا (δ)



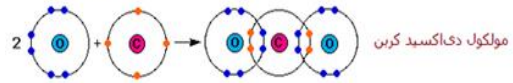
پیوند دلتا استار (δ^*)



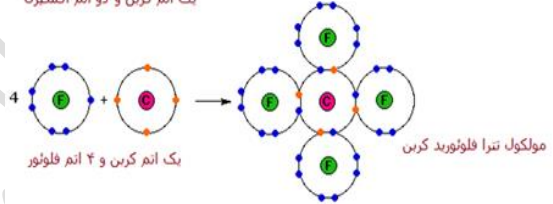
دو اتم هیدروژن



دو اتم فلورین



یک اتم کربن و دو اتم اکسیژن



یک اتم کربن و ۴ اتم فلورین

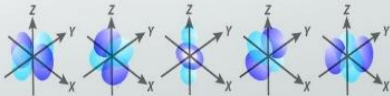
$s=0$



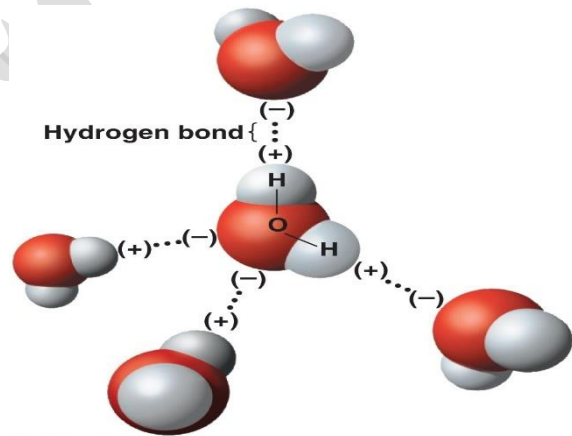
$p=1$



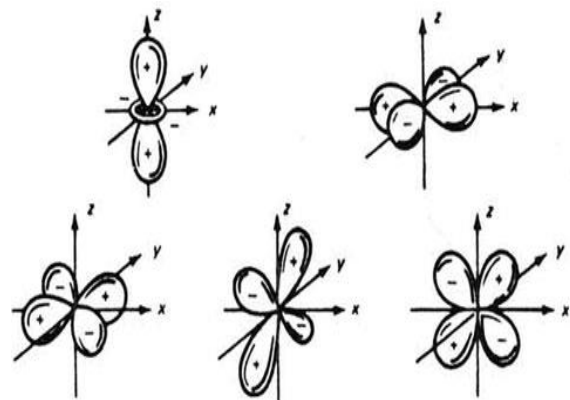
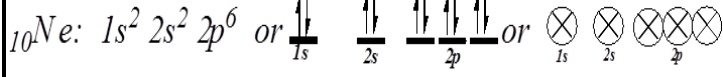
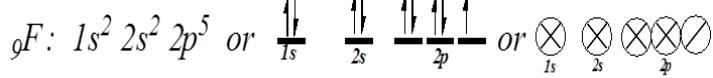
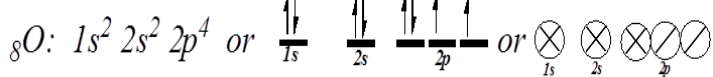
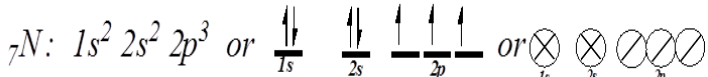
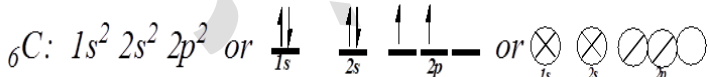
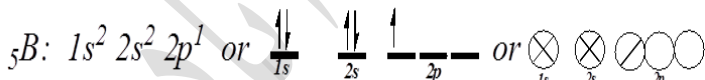
$d=2$



$f=3$



Copyright © 2008 Pearson Education, Inc.



نمودارهای جزء زاویه‌ای توابع موج اوربیتال های d

عناصر حیات

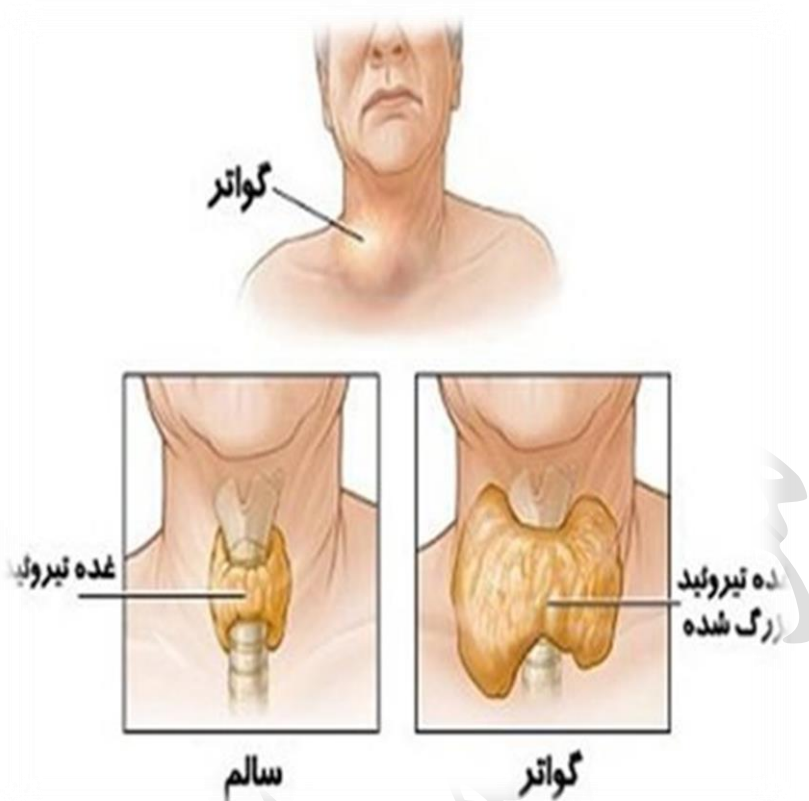
تقریباً ۲۵ درصد از ۹۲ عنصری که در طبیعت شناخته شده‌اند برای حیات ضروری هستند. از این میان تنها ۴ عنصر کربن (C)، اکسیژن (O)، هیدروژن (H) و نیتروژن (N)، ۹۶ درصد ماده‌ی زنده را تشکیل می‌دهند. فسفر (P)، گوگرد (S)، کلسیم (Ca)، پتاسیم (K) و شمار دیگری از عناصر ۴ درصد باقی مانده از وزن جانداران را تشکیل می‌دهند. جدول ۱ نام و درصد این عناصر سازنده‌ی بدن انسان را نشان می‌دهد. درصد این عناصر در دیگر جانداران نیز مشابه است.

جدول ۱- عناصری که در بدن انسان یافت می‌شوند.

درصد وزن بدن انسان	نام عنصر	علامت اختصاری
۶۵	اکسیژن	O
۱۸/۵	کربن	C
۹/۵	هیدروژن	H
۳/۳	نیتروژن	N
۱/۵	کلسیم	Ca
۱	فسفر	P
۰/۴	پتاسیم	K
۰/۳	گوگرد	S
۰/۲	سدیم	Na
۰/۲	کلر	Cl
۰/۱	منیزیم	Mg

عناصر کم مصرفی که در بدن انسان یافت می‌شوند (کمتر از ۰/۰۱ درصد) شامل، بور، کروم، کبالت، مس، فلئوئور، ید، آهن، منگنز، مولیبدن، سلنیم، سیلیکون، قلع، وانادیم و روی می‌باشند.

عناصر کم مصرف، عناصری هستند که به مقدار کم مورد نیاز جانداران هستند. برخی از این عناصر مانند آهن (Fe) برای تمام اشکال زنده لازم است، در حالی که برخی دیگر تنها برای شکل خاصی از حیات ضروری‌اند. برای مثال در مهره‌داران (جانورانی که ستون مهره دارند)، عنصر ید (I) از اجزای ضروری هورمونی است که در غده‌ی تیروئید انسان، روزانه، تنها ۰/۱۵ میلی‌گرم ید کافی است. یکی از نتایج کمبود ید در رژیم غذایی، رشد غیر طبیعی غده‌ی تیروئید است که **گواتر** نامیده می‌شود. در مکان‌هایی که نمک یددار به راحتی در دسترس باشد گسترش گواتر کاهش می‌یابد.



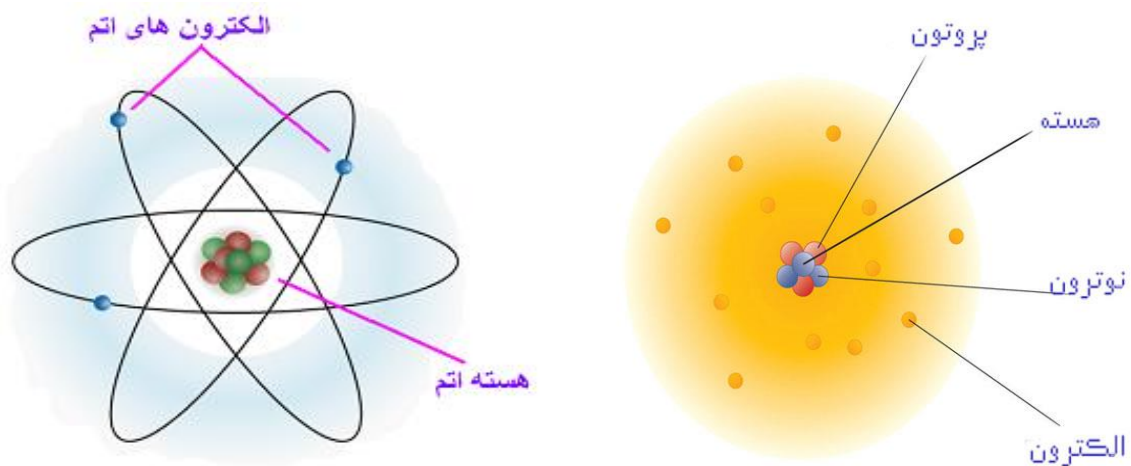
شکل ۱-۱- مقایسه فرد مبتلا به گواتر و فرد سالم

ویژگی‌های یک عنصر به ساختار اتم‌های آن بستگی دارد.

هر عنصر از نوع ویژه‌ای از اتم‌ها تشکیل شده‌است که با اتم‌های دیگر عناصر تفاوت دارد. یک اتم کوچک‌ترین جزء یک عنصر است که ویژگی‌های آن عنصر را تعیین می‌کند. اتم‌ها آن قدر کوچک‌اند که می‌توان اندازه نقطه تاپ شده در پایان این جمله را از کنار هم قرار دادن یک میلیارد از آن‌ها پر کرد.

ذرات سازنده‌ی اتم‌ها

اگرچه اتم‌ها کوچک‌ترین جزئی هستند که خواص عنصری را که در ساختار آن به کار رفته‌اند دارا می‌باشند، اما این اجزای کوچک ماده، خود از ذرات ریزتری به نام ذرات سازنده‌ی اتم‌ها به وجود آمده‌اند. فیزیک‌دانان اتم‌ها را به بیش از یکصد نوع از ذرات شکافته‌اند، اما از این میان تنها سه نوع از ذرات یعنی الکترون‌ها، پروتون‌ها و نوترون‌ها به اندازه‌ی کافی برای داشتن ارتباط با یکدیگر پایدارند. نوترون‌ها و پروتون‌ها به‌طور محکم در کنار یکدیگر قرار گرفته و یک توده‌ی بسیار محکم را در مرکز اتم به نام هسته‌ی اتم تشکیل می‌دهند. الکترون با سرعتی نزدیک به سرعت نور، نوعی ابر را پیرامون هسته تشکیل می‌دهند.



شکل ۲-۱- در شکل سمت راست الکترون‌ها را به صورت ابری با بار منفی نشان می‌دهد و در مدل سمت چپ الکترون‌ها را روی دایره‌های پیرامون هسته نشان می‌دهد.

الکترون‌ها و پروتون‌ها بار الکتریکی دارند. هر الکترون یک واحد بار منفی و هر پروتون یک واحد بار مثبت دارد. یک نوترون هم‌چنان که از نامش پیداست از نظر بار الکتریکی خنثی است. پروتون‌ها با ایجاد بار مثبت در هسته و نیروی جاذبه با بارهای منفی باعث حرکت سریع الکترون‌ها در اطراف هسته می‌شوند. نوترون‌ها و پروتون‌ها از لحاظ جرم کاملاً برابرند. گرم و سایر واحدهای اندازه‌گیری مرسوم، برای بیان جرم اشیای بسیار کوچک و جزئی چندان مفید نیستند. بنابراین برای اتم‌ها و ذرات سازنده‌ی آن‌ها و نیز مولکول‌ها از یک واحد اندازه‌گیری به نام **دالتون** استفاده می‌شود که از نام جان دالتون، دانشمند انگلیسی، گرفته شده است که به پیشرفت تئوری اتمی در حدود سال‌های ۱۸۰۰ میلادی کمک کرد. (دالتون همان واحد جرم اتمی است که ممکن است شما در جای دیگر با آن روبه رو شده باشید). جرم نوترون‌ها و پروتون‌ها تقریباً به اندازه‌ی یک دالتون است. از آنجایی که جرم الکترون‌ها حدود ۱/۲۰۰۰ یک نوترون یا یک پروتون است. پس می‌توانیم از جرم آن‌ها هنگام اندازه‌گیری جرم کل چشم‌پوشی کنیم.

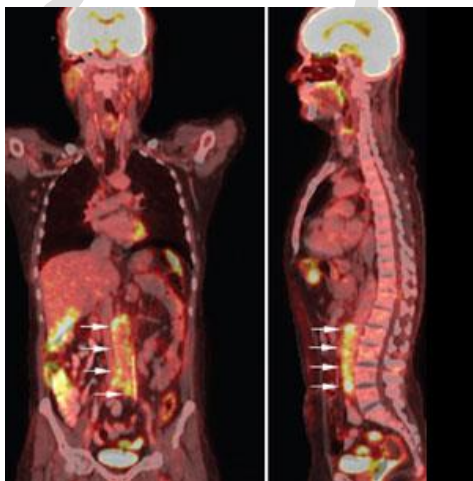
عدد اتمی و جرم اتمی

تعداد ذرات سازنده‌ی اتم‌ها در عناصر گوناگون متفاوت است. همه‌ی اتم‌های سازنده‌ی یک عنصر منحصر به فرد، تعداد معینی پروتون در هسته خود دارند. تعداد پروتون‌های یک عنصر را که برای هر عنصر منحصر به فرد است، **عدد اتمی** می‌نامند که به صورت زیرنویس در سمت چپ نشانه‌ی هر عنصر نوشته می‌شود. برای مثال، علامت اختصاری He نشان می‌دهد که اتم هلیوم درون هسته‌ی خود دو پروتون دارد. خنثی بودن اتم از نظر بار الکتریکی بدان معنی است که پروتون‌ها و الکترون‌ها از نظر تعداد کاملاً برابر هستند. بنابراین عدد اتمی در اتمی که بار الکتریکی آن خنثی است، بیانگر تعداد پروتون‌ها و الکترون‌های آن اتم است. تعداد نوترون‌های یک اتم را از کمیتی به نام **عدد جرمی** یا جرم اتمی می‌توان حدس زد. این کمیت در واقع بیانگر مجموع تعداد نوترون‌ها و پروتون‌های موجود در هسته‌ی یک اتم است. عدد جرمی هر اتم در بخش بالا، پشت و سمت چپ علامت عنصر نوشته می‌شود. برای مثال از این اختصار- نویسی می‌توان برای نوشتن اتم هلیوم به صورت ${}^4_2\text{He}$ استفاده کرد. از آنجایی که عدد اتمی نشان‌دهنده‌ی تعداد پروتون‌هاست می‌توان تعداد نوترون‌ها را با کم کردن عدد اتمی از عدد جرمی به دست آورد. یک اتم ${}^4_2\text{He}$ ، دو نوترون

دارد و یک اتم سدیم $^{23}_{11}\text{Na}$ ، ۱۱ پروتون، ۱۱ الکترون و ۱۲ نوترون دارد. ساده‌ترین اتم، هیدروژن است، ^1_1H زیرا بدون نوترون بوده و تنها یک پروتون و یک الکترون دارد که به دور هسته آن حرکت می‌کند. تقریباً همه‌ی جرم یک اتم در هسته‌ی آن انباشته شده‌است زیرا همان‌گونه که قبلاً گفته شد سهم الکترون‌ها از جرم اتم بسیار ناچیز و قابل چشم‌پوشی است. از آنجایی که نوترون‌ها و پروتون‌ها هر کدام تقریباً جرمی نزدیک به یک دالتون دارند، عدد جرمی تقریباً برابر جرم کل یک اتم است، به همین دلیل عدد جرمی را جرم اتمی نیز می‌نامند. بنابراین می‌توان گفت جرم اتمی سدیم، دالتون است. اگر چه جرم دقیق آن برابر ۲۲/۹۸۹۸ می‌باشد.

ایزوتوپ‌ها

همه‌ی اتم‌های یک عنصر تعداد پروتون‌های یکسانی دارند، اما برخی از اتم‌های سازنده‌ی یک عنصر نوترون‌های بیشتری دارند. بنابراین جرم اتمی آن‌ها بیشتر است. این نوع اتم‌ها را که با سایر اتم‌ها متفاوتند، ایزوتوپ‌های یک عنصر می‌نامند. عناصر موجود در طبیعت مخلوطی از ایزوتوپ‌های خود هستند. برای مثال، سه ایزوتوپ برای عنصر کربن وجود دارد که عدد اتمی همه‌ی آن‌ها ۶ است. معمول‌ترین ایزوتوپ کربن در طبیعت، یعنی در حدود ۹۹ درصد آن، کربن ۱۲ ($^{12}_6\text{C}$) است که ۶ نوترون دارد. یک درصد باقی‌مانده را به‌طور عمده کربن ۱۳، یعنی ($^{13}_6\text{C}$) که ۷ نوترون دارد تشکیل می‌دهد. سومین ایزوتوپ این عنصر که بسیار کمیاب هم هست، کربن ۱۴، یعنی ($^{14}_6\text{C}$) است که ۸ نوترون دارد. توجه داشته باشید که هر سه ایزوتوپ یاد شده دارای ۶ پروتون هستند زیرا در غیر این صورت کربن نخواهند بود. اگر چه ایزوتوپ‌های یک عنصر در جرم خود کمی متفاوتند ولی همگی آن‌ها در واکنش‌های شیمیایی یکسان عمل می‌کنند (عددی که به عنوان جرم اتمی یک عنصر ارائه می‌شود، معمولاً میانگینی از جرم اتمی ایزوتوپ‌های طبیعی آن عنصر است). هر دو ایزوتوپ ^{12}C و ^{13}C ایزوتوپ‌های پایدارند، یعنی هسته‌ی این اتم‌ها تمایلی برای از دست دادن ذرات خود ندارند. هسته‌ی یک ایزوتوپ رادیواکتیو، گرایش خودبه‌خودی به واپاشی و متلاشی شدن دارد و از خود ذرات و انرژی آزاد می‌کند. هنگام فروپاشی، تغییراتی در تعداد پروتون‌ها صورت می‌گیرد که باعث تبدیل یک اتم به اتم دیگر از یک عنصر دیگر می‌شود. برای مثال، کربن رادیواکتیو وقتی دچار واپاشی می‌شود به نیتروژن تبدیل می‌شود. ایزوتوپ‌های رادیواکتیو کاربرد-



های فراوانی در پژوهش‌های زیست‌شناسی دارند. پژوهش‌گران با استفاده از فعالیت رادیواکتیو در سنگواره‌ها می‌توانند به سن آثار مربوط به حیات گذشته پی ببرند. از ایزوتوپ‌های رادیواکتیو همچنین در ردیابی اتم‌ها در متابولیسم یا همان واکنش‌های شیمیایی که در بدن جانداران رخ می‌دهد، استفاده می‌شود. سلول‌ها از ایزوتوپ‌های رادیواکتیو همانند دیگر ایزوتوپ‌های یک عنصر استفاده می‌کنند با این تفاوت که ایزوتوپ‌های رادیواکتیو را به سادگی می‌توان ردیابی کرد.

شکل ۳-۱- اسکن PET ، نوعی کاربرد پزشکی برای ایزوتوپ‌های رادیواکتیو.

اسکن PET که نام آن از حروف ابتدای کلمات *Positron-emission tomography* گرفته شده است، موقعیت‌های فعالیت شدید شیمیایی را در بدن آشکار می‌کند. رنگ زرد روشن که در شکل دیده می‌شود ناحیه‌ای با سطح افزایش یافته‌ی از گلوکز نشان‌دار شده با رادیواکتیو را نشان می‌دهد که به نوبه‌ی خود نشان دهنده‌ی فعالیت متابولیکی بالاست. این خصوصیت یک ویژگی بافت سرطانی است.

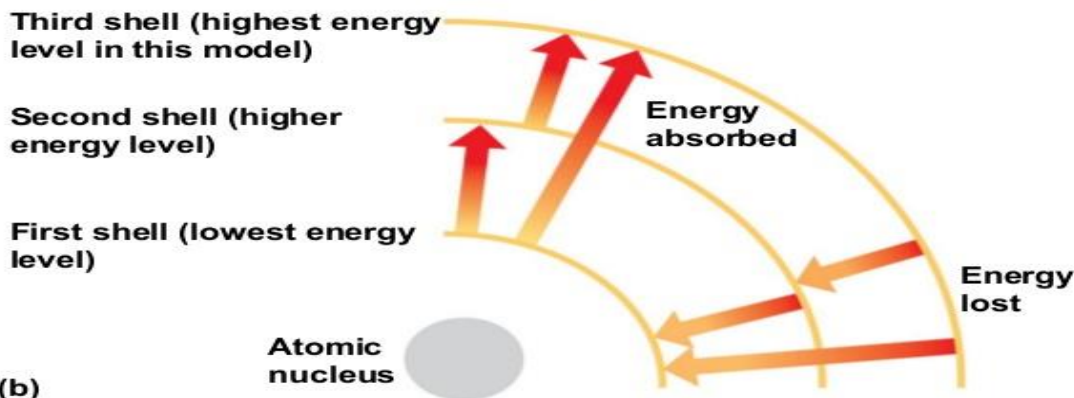
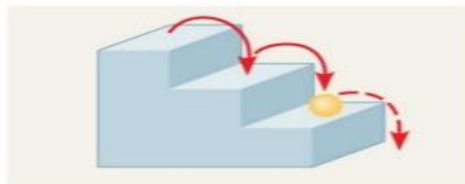
ردیاب‌های رادیواکتیو ابزار تشخیصی مهمی در پزشکی هستند. برای نمونه، برخی از ناهنجاری‌های کلیوی با تزریق مقادیر کمی از مواد دارای ایزوتوپ‌های رادیواکتیو به خون و اندازه‌گیری مقدار آن در ادرار مشخص می‌شوند. ردیاب‌های رادیواکتیو همچنین با ابزارهای پیشرفته‌ی تصویربرداری به کار برده می‌شوند. برای مثال اسکانه‌های PET می‌توانند فرایندهای شیمیایی را مانند آنچه در رشد سلول‌های سرطانی رخ می‌دهد، نشان دهند. اگر چه ایزوتوپ‌های رادیواکتیو در پژوهش‌های زیست‌شناسی و پزشکی بسیار سودمند هستند اما تابش‌های ناشی از ایزوتوپ‌ها می‌توانند با آسیب رساندن به مولکول‌های درون سلول، حیات آن‌ها را در معرض تهدید قرار دهند. شدت این آسیب‌ها به نوع و مقدار تابشی که جاندار می‌گیرد بستگی دارد. یکی از جدی‌ترین آسیب‌های محیطی، تابش‌های انفجار هسته‌ای است. با این حال مقدار اکثر ایزوتوپ‌هایی که در تشخیص‌های پزشکی به کار می‌روند نسبتاً بی‌خطرند.

سطح انرژی الکترون‌ها

مدل‌هایی که از ساختمان اتم‌ها در شکل‌ها دیده می‌شود اندازه‌ی هسته را نسبت به حجم کل اتم، بسیار اغراق‌آمیز بیان می‌کند. اگر یک اتم هلیوم را به اندازه‌ی استادیوم آزادی فرض کنیم، هسته‌ی آن به اندازه‌ی مدادپاک کن در مرکز میدان بازی خواهد بود و الکترون‌ها به اندازه‌ی دو پشه‌ی کوچک پیرامون استادیوم پرواز می‌کنند. اتم‌ها دارای فضاهای خالی بسیار فراوانی هستند. هنگامی که دو اتم در یک واکنش شیمیایی به یکدیگر نزدیک می‌شوند، هسته‌ی آن‌ها به اندازه‌ی لازم برای واکنش به یکدیگر نزدیک نمی‌شوند. از بین سه نوع ذرات سازنده‌ی اتم‌ها که پیش از این شرح داده شد، تنها الکترون‌ها مستقیماً در واکنش‌های شیمیایی بین دو اتم نقش دارند. الکترون‌های یک اتم به خاطر مقدار انرژی که دارند گوناگون‌اند. انرژی عبارت است از توانایی ایجاد تغییر و یا به بیانی دیگر توانایی انجام کار. انرژی پتانسیل عبارت است از انرژی که ماده به خاطر ساختمان یا موقعیتش از آن برخوردار است. برای مثال، آب درون مخزنی که روی یک تپه قرار دارد به خاطر ارتفاعش از سطح زمین دارای انرژی پتانسیل است. هنگامی که دریچه‌های مخزن باز می‌شود و آب حرکت به سوی پایین تپه را آغاز می‌کند، از انرژی آن می‌توان برای انجام کارهایی مانند چرخاندن ژنراتورها استفاده کرد، زیرا انرژی در حال استفاده شدن است و آب انرژی خود را در پایین تپه نسبت به هنگامی که در مخزن بوده از دست می‌دهد. به‌طور طبیعی ماده گرایش به قرار گرفتن در پایین‌ترین سطح انرژی پتانسیل را دارد، مانند این مثال که آب به پایین تپه حرکت می‌کند. برای اندوختن دوباره‌ی انرژی پتانسیل یک مخزن و بالا بردن آب برخلاف جاذبه‌ی زمین، باید کار انجام شود. الکترون‌ها نیز دارای انرژی پتانسیل هستند و به همین دلیل با نظم ویژه‌ای گرداگرد هسته چیده شده‌اند. الکترون‌ها با بار الکتریکی منفی توسط بار الکتریکی مثبت هسته جذب می‌شوند. به همین دلیل برای دورتر کردن یک الکترون از هسته باید کار انجام شود، پس الکترون‌هایی که از هسته دورترند از انرژی پتانسیل بیشتری برخوردارند. برخلاف جریان پیوسته‌ی آبی که از تپه پایین می‌آید، تغییر در انرژی پتانسیل الکترون‌ها تنها در سطوحی که مقدار انرژی ثابتی دارند رخ می‌دهد. یک الکترون، انرژی معینی را می‌تواند از دست بدهد، درست مانند توپی که روی یک پلکان قرار گرفته است. یک توپ بسته به اینکه در چه پله‌ای قرار گرفته باشد، می‌تواند مقادیر گوناگونی از انرژی پتانسیل را دارا باشد و نمی‌تواند مدت زیادی را بین دو پله بگذراند. یک الکترون نیز نمی‌تواند ما بین سطوح انرژی پتانسیل باقی بماند.

Figure 2.8

(a) A ball bouncing down a flight of stairs provides an analogy for energy levels of electrons.



شکل ۴-۱- پایین آمدن یک توپ از پله‌ها، شباهت زیادی به سطوح انرژی الکترون‌ها دارد زیرا توپ تنها روی هر پله می‌تواند جای بگیرد نه در فاصله‌ی بین دو پله (a) یک الکترون می‌تواند با گرفتن یا از دست دادن انرژی، دقیقاً برابر اختلاف سطح انرژی بین لایه‌ها از یک لایه به لایه‌ی دیگر حرکت کند. در تصویر فوق پیکان‌ها نشان دهنده‌ی برخی از تغییرات ممکن در سطح انرژی پتانسیل هستند (b).

لایه‌های گوناگون انرژی پتانسیل که الکترون‌های یک اتم می‌توانند داشته باشند را **سطوح انرژی** می‌نامند. سطح انرژی یک الکترون به میانگین فاصله‌ی آن از هسته ارتباط دارد. این میانگین فاصله را به صورت نمادین و به شکل لایه‌های الکترونی نشان می‌دهند. نخستین لایه‌ی الکترونی، نزدیک‌ترین آن‌ها به هسته است و الکترون‌های موجود در این لایه کمترین انرژی پتانسیل را دارا هستند. الکترون‌های لایه‌ی دوم، انرژی بیشتری نسبت به الکترون‌های لایه‌ی اول دارند و الکترون‌های لایه‌ی سوم، انرژی بیشتری نسبت به الکترون‌های لایه‌ی دوم داشته و لایه‌های بعدی نیز به همین ترتیب. الکترون‌ها می‌توانند جایگاه خود در لایه‌های الکترونی را که در آن جای گرفته‌اند، تغییر دهند. اما این امر تنها با گرفتن یا از دست دادن انرژی برابر با اختلاف انرژی دو لایه‌ی الکترونی قبلی و جدید ممکن می‌شود. هنگامی که یک الکترون انرژی جذب می‌کند، می‌تواند به لایه‌های الکترونی دورتر از هسته برود. برای مثال، انرژی نور می‌تواند یک الکترون را به سطح انرژی بالاتر بفرستد (این موضوع اولین مرحله برای مهار انرژی در فتوسنتز است که در آن گیاهان انرژی مورد نیاز خود را برای تهیه‌ی غذا از دی‌اکسیدکربن و آب، از نور خورشید به دست می‌آورند). هنگامی که یک الکترون انرژی از دست می‌دهد به لایه‌های پایین‌تر سقوط می‌کند یا به عبارتی به هسته نزدیک‌تر می‌شود. انرژی از دست داده شده در چنین شرایطی به صورت گرما در محیط پیرامون آزاد می‌شود. برای مثال، نور خورشید الکترون‌های رنگ یک خودروی تیره رنگ را به لایه‌های بالاتری از انرژی منتقل می‌کند و هنگامی که این الکترون‌ها به محل اصلی خود باز می‌گردند، دمای سطح خودرو افزایش می‌یابد. این انرژی گرمایی می‌تواند به هوا و یا هنگام تماس با خودرو به دست شما منتقل شود.

توزیع الکترون‌ها و ویژگی‌های شیمیایی

ویژگی‌های شیمیایی یک اتم توسط آرایش الکترون‌ها یا به بیانی دیگر نحوه‌ی پراکندگی الکترون‌ها در لایه‌های الکترونی اتم مورد نظر تعیین می‌شود. اگر از ساده‌ترین اتم یعنی اتم هیدروژن آغاز کنیم، می‌توانیم با افزودن یک

الکترون و یک پروتون ساختمان عناصر دیگر را به تصویر بکشیم (البته همزمان با افزودن تعداد مناسبی نوترون). شکل ۵-۱. جدول تناوبی عناصر را نشان می‌دهد که در آن نحوه‌ی پراکنش الکترون‌های ۱۸ عنصر ابتدایی از هیدروژن تا آرگون نشان داده شده است. عناصر بر اساس تعداد لایه‌های الکترونی اتم‌هایشان در سه ردیف یا دوره مرتب شده‌اند. در هر دوره از چپ به راست، عناصر به ترتیب افزایش الکترون‌ها (و پروتون‌ها) قرار گرفته‌اند. یک الکترون هیدروژن و دو الکترون هلیوم در نخستین لایه‌ی الکترونی جای گرفته‌اند. الکترون‌ها نیز مانند دیگر مواد گرایش دارند در پایین‌ترین سطح قابل دسترسی به لحاظ انرژی پتانسیل، یعنی آنچه که در نخستین لایه‌ی الکترونی موجود است، قرار گیرند. چون نخستین لایه‌ی الکترونی توانایی نگهداری بیش از دو الکترون را ندارد، بنابراین تنها دو عنصر هیدروژن و هلیوم در نخستین ردیف جدول قرار دارند. یک اتم با تعداد بیش از دو الکترون باید از لایه‌های بالاتر استفاده کند. زیرا اولین لایه کاملاً پر شده است. عنصر بعدی لیتیم است که سه الکترون دارد. دو تا از این الکترون‌ها، لایه‌ی اول را پر می‌کنند و سومین الکترون در دومین لایه‌ی الکترونی جای می‌گیرد. دومین لایه‌ی الکترونی می‌تواند حداکثر ۸ الکترون در خود جای دهد. نئون در پایان ردیف دوم قرار دارد. ویژگی‌های شیمیایی یک اتم تا اندازه‌ی زیادی به تعداد الکترون‌های آخرین لایه‌ی الکترونی آن وابسته است. به الکترون‌های آخرین لایه‌ی الکترونی، الکترون‌های ظرفیت و به آخرین لایه‌ی الکترونی، لایه‌ی ظرفیت می‌گوییم. در خصوص لیتیم، تنها یک الکترون ظرفیت وجود دارد و دومین لایه‌ی الکترونی، لایه‌ی ظرفیت است. اتم‌هایی که شمار الکترون‌های ظرفیت آن‌ها در لایه‌ی ظرفیت‌شان برابر است، ویژگی‌های شیمیایی همانندی دارند. برای نمونه، فلئور (Fe) و کلر (Cl) هر دو ۷ الکترون ظرفیت دارند و هر دو با سدیم ترکیب شده و ماده‌ی مرکبی را تولید می‌کنند. اتم‌هایی که لایه‌ی ظرفیت آن‌ها کامل است، عناصر غیرفعال هستند که در برخورد با دیگر اتم‌ها نمی‌توانند با آن‌ها واکنش دهند. در شکل ۵-۱ آخرین ستون سمت راست جدول تناوبی، هلیوم، آرگون و نئون را نشان می‌دهد که لایه‌های ظرفیت‌شان پر است. به این عناصر، عناصر بی‌اثر یا نجیب گفته می‌شود، به این معنی که از لحاظ شیمیایی توانایی واکنش با دیگر اتم‌ها را ندارند و یا به عبارتی غیرفعال هستند. دیگر اتم‌هایی که در شکل ۵-۱ نمایش داده شده‌اند توانایی شرکت در واکنش‌های شیمیایی را دارند زیرا لایه‌های ظرفیت‌شان کامل نشده است.

Shell	Element	Atomic Number	Element Symbol	Mass Number
First shell	Hydrogen	1	H	1.00
	Helium	2	He	4.00
Second shell	Lithium	3	Li	7.00
	Beryllium	4	Be	9.00
	Boron	5	B	10.81
	Carbon	6	C	12.01
	Nitrogen	7	N	14.01
	Oxygen	8	O	16.00
	Fluorine	9	F	18.99
	Neon	10	Ne	20.18
Third shell	Sodium	11	Na	22.99
	Magnesium	12	Mg	24.31
	Aluminum	13	Al	26.98
	Silicon	14	Si	28.09
	Phosphorus	15	P	30.97
	Sulfur	16	S	32.07
	Chlorine	17	Cl	35.45
	Argon	18	Ar	39.95

شکل ۵-۱- نمودارهای توزیع الکترونی ۱۸ عنصر اولیه جدول تناوبی. در یک جدول تناوبی استاندارد، اطلاعات هر عنصر به صورت نمادین مانند آنچه که برای عنصر هلیوم ارائه شده، نشان داده می‌شود. در نمودارهای این جدول، الکترون‌ها به صورت نقطه‌های زرد و لایه‌های الکترونی به صورت حلقه‌های هم مرکز نشان داده شده‌اند. از نمودارهای مربوط به لایه‌های الکترونی به عنوان یک یک راه سودمند برای نشان دادن توزیع الکترون‌های اتم در لایه‌های الکترونی استفاده می‌شود. با این حال به یاد داشته باشید که این‌ها مدل‌های ساده شده‌ای هستند. عناصری که در یک ردیف مرتب شده‌اند هر یک نشان دهنده تکمیل یک لایه الکترونی هستند به گونه‌ای که الکترون‌های افزوده شده، پایین‌ترین لایه قابل دسترسی به لحاظ انرژی را اشغال می‌کنند.

عدد اتمی منیزیم چند است؟ منیزیم چه تعداد پروتون و الکترون دارد؟ دارای چند لایه الکترونی



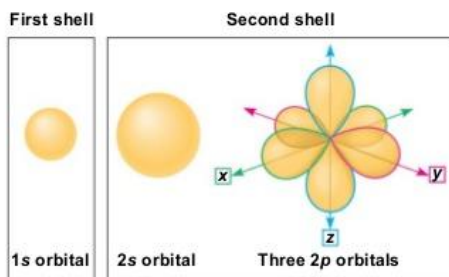
است؟ چند تا الکترون ظرفیتی دارد؟

اربیتهای الکترونی

در آغاز قرن بیستم تصور بر این بود که لایه‌های الکترونی یک اتم به صورت دایره‌های متحدالمرکزی هستند که الکترون‌های روی آن‌ها، مانند گردش سیارات به دور خورشید، به دور هسته گردش می‌کنند. این الگو هنوز هم برای نشان دادن نمودار دو بعدی دایره‌های متحدالمرکز لایه‌های الکترونی به کار می‌رود. همان‌گونه که در شکل ۶-۱ دیدید، اگر تصور کنیم که لایه‌های الکترونی، میانگین فاصله‌ی یک الکترون از هسته را نشان می‌دهند خواهیم پذیرفت که این تنها یک مدل است و تصویر واقعی از اتم ارائه نمی‌دهد. در واقع ما هرگز نمی‌توانیم مسیر حرکت واقعی یک الکترون را تشخیص دهیم. در عوض می‌توانیم فضایی را توصیف کنیم که یک الکترون بیشتر اوقات در آن قرار دارد. اربیتال عبارت است از فضای سه بعدی که یک الکترون ۹۰ درصد اوقات خود را در آن می‌گذراند. هر لایه‌ی الکترونی دارای تعداد مشخصی اربیتال است که از نظر شکل و جهت با یکدیگر متفاوتند. می‌توان یک اربیتال را به عنوان جزئی از یک لایه‌ی الکترونی در نظر گرفت. (دوباره یادآوری می‌کنیم که یک لایه‌ی الکترونی دارای سطح انرژی مشخصی است). نخستین لایه‌ی الکترونی دارای یک اربیتال کروی است ($1s$)، اما لایه‌ی دوم دارای چهار اربیتال است، یک اربیتال کروی بزرگ ($2s$) و سه اربیتال دمبلی شکل ($2p$). هر اربیتال در یک زاویه‌ی عمودی نسبت به دو اربیتال دیگر قرار گرفته‌است. (لایه‌ی سوم و لایه‌های بالاتر نیز به همین ترتیب دارای اربیتال‌های s و p با اشکال پیچیده‌تر هستند).



(a) Electron distribution diagram



(b) Separate electron orbitals



(c) Superimposed electron orbitals

شکل ۶-۱ (a) نمودار توزیع الکترونی. در اینجا نمودار توزیع الکترونی برای اتم نئون نشان داده شده است، که ۱۰ الکترون دارد. هر حلقه هم مرکز معرف یک لایه الکترونی است که به اربیتال‌های الکترونی کوچک‌تر تقسیم می‌شود. (b) اربیتال‌های الکترونی جداگانه. اشکال سه بعدی، اربیتال‌های الکترونی را نشان می‌دهند. اربیتال‌ها فضایی هستند که الکترون‌های یک اتم در بیشتر مواقع در آنجا یافت می‌شوند. هر اربیتال حداکثر دو الکترون را در خود جای می‌دهد. اولین لایه الکترونی، در سمت چپ، یک اربیتال کروی (s) دارد که به صورت $1s$ نشان داده می‌شود. دومین لایه، در سمت راست، دارای یک اربیتال s بزرگ‌تر (که به صورت $2s$ برای لایه دوم نشان داده می‌شود) و سه اربیتال دمبلی شکل به نام اربیتال‌های $2p$ (p) برای لایه دوم است. سه اربیتال $2p$ به صورت عمود بر یکدیگر در امتداد محوره‌های فرضی x ، y و z اتم قرار دارند. در اینجا هر کدام از اربیتال‌های $2p$ با رنگ متفاوتی نشان داده شده است. (c) اربیتال‌های الکترونی روی هم قرار گرفته. برای نشان دادن شکل کامل اربیتال‌های الکترونی نئون، اربیتال $1s$ لایه اول و اربیتال‌های $2s$ و $2p$ لایه دوم را روی هم قرار داده‌ایم.

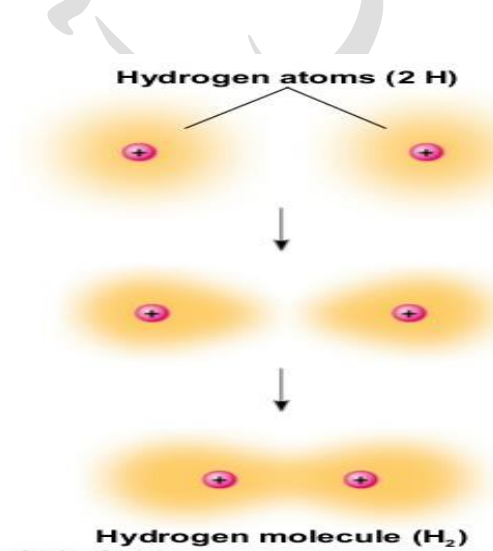
عملکرد اتم‌ها با توانایی آن‌ها برای شرکت در واکنش‌های شیمیایی، از حضور الکترون‌های جفت نشده در یک یا چند اربیتال موجود در لایه‌های ظرفیت آن‌ها ناشی می‌شود. توجه داشته باشید که در شکل ۶-۱ نحوه‌ی قرار گرفتن الکترون‌ها به این صورت است که هر بار یک الکترون اضافه می‌شود. برای سادگی عمل، یک الکترون به الکترون قبلی در آخرین لایه اضافه می‌شود تا نیمی از لایه پر شود و سپس الکترون‌ها به همین ترتیب جفت می‌شوند تا لایه‌ی الکترونی کاملاً پر شود. هنگامی که اتم‌ها اقدام به واکنش می‌کنند تا لایه‌های ظرفیت آن‌ها کامل شود، این الکترون‌های جفت‌نشده هستند که درگیر واکنش می‌شوند.

شکل و عملکرد مولکول‌ها به پیوندهای شیمیایی بین اتم‌های آن‌ها بستگی دارد.

اکنون پس از نگاهی گذرا به ساختمان اتم‌ها، می‌توان به سطوح بالاتر تشکیلات مواد حرکت کرده و ببینیم چگونه اتم‌ها با هم ترکیب می‌شوند و مولکول‌ها و ترکیبات یونی را می‌سازند. اتم‌هایی که لایه‌ی ظرفیت‌شان کامل است می‌توانند با اتم‌های معین دیگری برای کامل کردن لایه‌ی ظرفیت یکدیگر واکنش دهند. اتم‌ها می‌توانند الکترون‌های ظرفیت خود را منتقل کنند. این واکنش‌ها بیشتر در نتیجه‌ی قرار گرفتن اتم‌ها در کنار یکدیگر به وجود می‌آیند و با جاذبه‌ای که پیوندهای شیمیایی نامیده می‌شوند، باقی می‌مانند.

پیوندهای کووالانسی

یک پیوند کووالانسی عبارت است از به اشتراک گذاشتن یک جفت الکترون ظرفیت بین دو اتم. برای مثال، رویدادهایی را که هنگام نزدیک شدن دو اتم هیدروژن به یکدیگر روی می‌دهند را در نظر بگیرید. به یاد داریم که اتم هیدروژن تنها دارای یک الکترون ظرفیت در لایه‌ی ظرفیت خود است، در صورتی که گنجایش لایه‌ی اول ظرفیت، دو الکترون می‌باشد. هنگامی که دو اتم هیدروژن به اندازه‌ی کافی به یکدیگر نزدیک می‌شوند، اربیتال‌های ۱s با یکدیگر هم‌پوشانی می‌کنند و الکترون‌های یکدیگر را به اشتراک می‌گذارند. (شکل ۷-۱). حالا هر اتم هیدروژن دارای دو الکترون همراه با یک لایه‌ی ظرفیت کامل شده‌است. در شکل ۷-۱. چندین روش نمایش یک مولکول هیدروژن نشان داده شده‌است. دو یا چند اتم می‌توانند در کنار یکدیگر با پیوند کووالانسی نگه داشته شوند و یک مولکول بسازند. در



این حالت، یک مولکول هیدروژن ساخته شده است. می‌توان این مولکول را به اختصار به صورت $H-H$ نشان داد، خط بین دو اتم بیانگر یک پیوند کووالانسی یگانه با یک جفت الکترونی است که به اشتراک گذاشته شده‌است. به این نکته توجه داشته باشید که نمایش هم‌زمان اتم‌ها و پیوندهای شیمیایی را فرمول ساختاری می‌نامند. از طرف دیگر می‌توان مولکول بالا را به اختصار به صورت H_2 یا فرمول مولکولی نمایش داد که به سادگی بیان‌کننده‌ی این است که مولکول هیدروژن از دو اتم هیدروژن تشکیل شده‌است. اکسیژن با دارا بودن ۶ الکترون در دومین لایه‌ی الکترونی، به دو الکترون برای تکمیل لایه‌ی ظرفیت خود نیاز دارد.

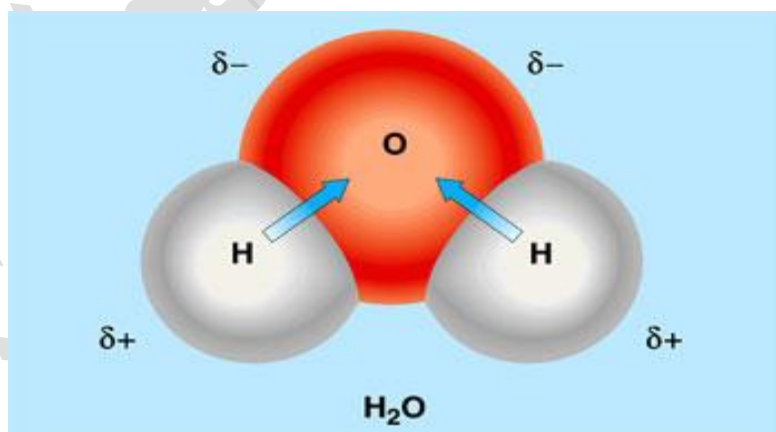
شکل ۷-۱ تشکیل یک پیوند کووالانسی.

دو اتم اکسیژن با به اشتراک گذاشتن دو جفت الکترون لایه‌ی ظرفیت‌شان، مولکول اکسیژن را می‌سازند. بنابراین اتم‌ها با پیوندی که پیوند کووالانسی دوگانه یا به اختصار پیوند دوگانه خوانده می‌شود به یکدیگر متصل می‌شوند. تعداد الکترون‌هایی که هر اتم می‌تواند به اشتراک بگذارد، تعیین‌کننده‌ی تعداد پیوندهای کووالانسی است که آن اتم می‌تواند تشکیل دهد. هنگامی که پیوندها تشکیل شدند، الکترون‌های لازم برای پر کردن لایه‌های ظرفیت در اختیار اتم‌ها قرار داده می‌شود. برای مثال، ظرفیت پیوندی اکسیژن ۲ است. این ظرفیت پیوندی، ظرفیت اتم نامیده می‌شود که معمولاً برابر با تعداد الکترون‌های جفت‌نشده‌ی آخرین لایه‌ی الکترونی (ظرفیت) اتم است. می‌توان با بررسی آرایش الکترونی هیدروژن، اکسیژن، نیتروژن و کربن ظرفیت آن‌ها را تعیین کرد. با شمارش تعداد الکترون‌های جفت‌نشده می‌توان دریافت که ظرفیت هیدروژن ۱، اکسیژن ۲، نیتروژن ۳ و کربن ۴ است. فسفر به عنوان یکی دیگر از مولکول‌های مهم زیستی، موردی پیچیده‌تر است. از آنجایی که فسفر دارای ۳ الکترون جفت‌نشده است، سه ظرفیت را برای فسفر می‌توان در نظر گرفت. فسفر در برخی مولکول‌های زیستی بسیار مهم به صورت پنج ظرفیتی دیده می‌شود و سه پیوند یگانه و یک پیوند دوگانه را با دیگر اتم‌ها تشکیل می‌دهد. مولکول‌های H_2 و O_2 ، عناصر خالصند. (توجه داشته باشید که مواد مرکب از ترکیب دو یا چند عنصر متفاوت به وجود می‌آیند). آب نمونه‌ای از یک ماده‌ی مرکب با فرمول مولکولی H_2O است. در این مولکول دو اتم هیدروژن ظرفیت یک اتم اکسیژن را کامل کرده‌اند. ساختمان مولکول آب در شکل ۸-۱ نشان داده شده است.

Name and Molecular Formula	Electron Distribution Diagram	Lewis Dot Structure and Structural Formula	Space-Filling Model
(a) Hydrogen (H_2)		H:H H—H	
(b) Oxygen (O_2)		$\ddot{O}::\ddot{O}$ O=O	
(c) Water (H_2O)		$:\ddot{O}:H$ H O—H H	
(d) Methane (CH_4)		H H:C:H H H H—C—H H	

شکل ۸-۱- پیوند کووالانسی در چهار مولکول. معمولاً تعداد الکترون‌های مورد نیاز برای پر کردن لایه ظرفیت اتم تعیین‌کننده تعداد پیوندهایی است که یک اتم می‌تواند تشکیل دهد.

متان که با فرمول مولکولی CH_4 ، ترکیب اصلی تشکیل‌دهنده‌ی گاز طبیعی است، نیز یک نوع ماده‌ی مرکب است (شکل ۸-۱). در این مولکول، چهار اتم هیدروژن یک ظرفیتی، ظرفیت یک اتم کربن چهار ظرفیتی را کامل کرده‌اند. نیروی جاذبه‌ی ویژه‌ای که در اتم‌های شرکت‌کننده در پیوند کووالانسی بر الکترون‌ها وارد می‌شود، **الکترونگاتیویته** نامیده می‌شود. اتم‌های با الکترونگاتیویته‌ی بالاتر با توان بیشتری الکترون‌های به اشتراک گذاشته شده را به سوی خود می‌کشند. در یک پیوند کووالانسی که بین دو اتم از یک عنصر همانند تشکیل می‌شود. نیرویی که بر الکترون‌های به اشتراک گذاشته شده وارد می‌شود برابر است، به عبارت دیگر هر دو اتم الکترونگاتیویته‌ی یکسانی دارند. چنین پیوندی را که در آن الکترون‌ها به‌طور یکسان به اشتراک گذاشته می‌شوند، **پیوند کووالانسی غیرقطبی** می‌نامند. برای مثال، پیوند کووالانسی H_2 و پیوند کووالانسی دوگانه‌ی O_2 غیرقطبی هستند. در انواع دیگر ترکیبات، یعنی ترکیباتی که میان یک اتم با الکترونگاتیویته‌ی خاص و اتم دیگر با الکترونگاتیویته‌ی بیشتر پیوند برقرار می‌شود، الکترون‌های پیوندی به‌طور یکسان بین دو اتم، به اشتراک گذاشته نمی‌شوند. این دسته از پیوندها، **پیوندهای کووالانسی قطبی** نامیده می‌شوند. میزان قطبی بودن این پیوندها بسیار متفاوت بوده و بستگی به الکترونگاتیویته‌ی دو اتم سازنده‌ی پیوند دارد. برای مثال پیوند میان هیدروژن و کربن در مولکول متان کمی قطبی است. زیرا الکترونگاتیویته‌ی کربن و هیدروژن در این مولکول تفاوت اندکی با هم دارند. در یک نمونه‌ی دیگر، می‌توان به پیوندهای میان اکسیژن و هیدروژن در مولکول آب اشاره کرد که کاملاً قطبی هستند. **اکسیژن بیشترین الکترونگاتیویته را در میان ۹۲ عنصر دارد** و الکترون‌های به اشتراک گذاشته شده را با توان بسیار بیشتری نسبت به اتم هیدروژن جذب می‌کند. در یک پیوند کووالانسی بین هیدروژن و اکسیژن، الکترون‌ها مدت زمان بیشتری در پیرامون اتم اکسیژن نسبت به اتم هیدروژن حضور دارند. چون الکترون‌ها بار منفی دارند و به اشتراک گذاشته شدن الکترون‌ها در مولکول آب به صورت نابرابر صورت گرفته‌است، اتم اکسیژن مقدار جزئی بار منفی پیدا می‌کند. این میزان با حرف یونانی δ (دلتا) همراه با یک علامت منفی نمایش داده می‌شود. هر یک از دو اتم هیدروژن دارای اندکی بار مثبت می‌شوند که به صورت δ^+ یا دلتا مثبت نمایش داده می‌شود.

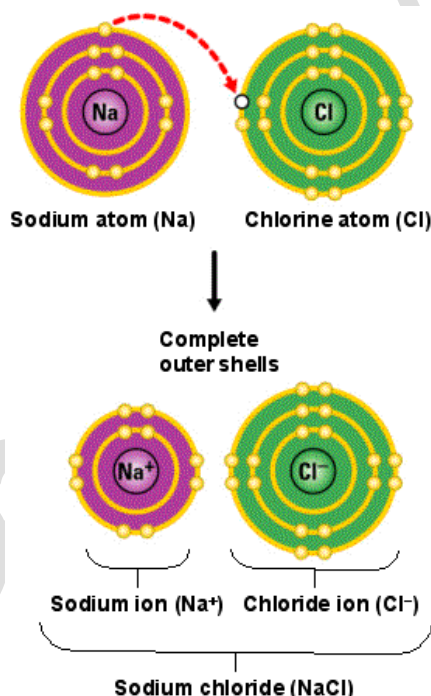


شکل ۹-۱- پیوند کووالانسی قطبی در مولکول آب

پیوندهای یونی

در برخی موارد جاذبه‌ی وارد شده از سوی اتم‌ها به الکترون‌های ظرفیت آنقدر نابرابر است که اتم با الکترونگاتیویته‌ی بالا، الکترون را به‌طور کامل از اتم دیگر جدا می‌کند. چنین حالتی دقیقاً هنگامی که یک اتم سدیم در کنار اتم کلر

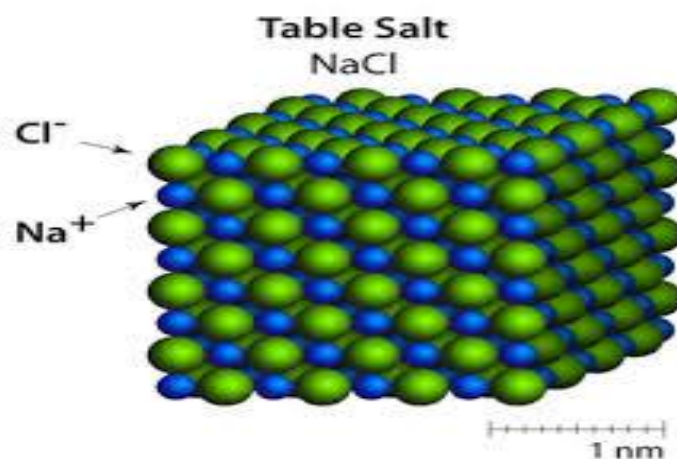
قرار می‌گیرد رخ می‌دهد. یک اتم سدیم به‌طور کلی ۱۱ الکترون دارد و تنها الکترون ظرفیت آن در سومین لایه‌ی الکترونی‌اش قرار گرفته‌است. یک اتم کلر در مجموع ۱۷ الکترون دارد در لایه‌ی ظرفیت خود دارای ۷ الکترون می‌باشد. هنگامی که دو اتم کلر و سدیم در کنار یکدیگر قرار می‌گیرند، تنها الکترون ظرفیت سدیم، به لایه‌ی ظرفیت اتم کلر منتقل می‌شود و هر دو اتم، لایه‌ی ظرفیت یکدیگر را کامل می‌کنند. (با از دست رفتن تنها الکترون لایه‌ی سوم، لایه‌ی دوم اتم سدیم به عنوان لایه‌ی ظرفیت به‌شمار می‌آید). الکترون انتقال یافته باعث حرکت یک واحد بار منفی از اتم سدیم به اتم کلر می‌شود. بدین ترتیب سدیم ۱۱ پروتون و تنها ۱۰ الکترون دارد و به همین دلیل یک بار مثبت پیدا می‌کند. یک اتم یا یک مولکول باردار **یون** نامیده می‌شود. اگر بار آن مثبت باشد به آن **کاتیون** می‌گویند. اتم سدیم به کاتیون تبدیل شده‌است. برعکس، اتم کلر یک الکترون اضافی دارد یعنی ۱۷ پروتون و ۱۸ الکترون، که باعث ایجاد بار منفی در کلر می‌شود و یا به عبارت دیگر تبدیل به یک **آنیون** (یک یون با بار منفی) می‌شود. چون بارهای مثبت و منفی یکدیگر را جذب می‌کنند، آنیون‌ها و کاتیون‌ها نیز یکدیگر را جذب می‌کنند، این جاذبه **پیوند یونی** نامیده می‌شود. انتقال الکترون موجب شکل‌گیری پیوند نمی‌شود بلکه اجازه می‌دهد تا یک پیوند میان دو یون برقرار شود.



شکل ۱-۱۰ انتقال الکترون و پیوند یونی. جاذبه‌ی بین اتم‌ها یا یون‌هایی با بارهای ناهمنام، نوعی پیوند یونی است. یک پیوند یونی می‌تواند بین انواع یون‌های با بار مخالف ایجاد شود حتی اگر آن‌ها به علت انتقال یک الکترون از یکی به دیگری تشکیل نشده باشند.

پیوند یونی می‌تواند بین دو یون با بار مخالف ایجاد شود. این یون‌ها برای باردار شدن حتماً نیازی به انتقال الکترون به یکدیگر ندارند. ترکیباتی که با پیوندهای یونی شکل می‌گیرند، **ترکیبات یونی** یا **نمک‌ها** نامیده می‌شوند. سدیم کلرید یا نمک خوراکی را به عنوان یک ترکیب یونی می‌شناسیم. نمک‌ها بیشتر در طبیعت به صورت بلورهایی با اندازه‌ها و شکل‌های گوناگون یافت می‌شوند که از به هم پیوستن تعداد زیادی از آنیون‌ها و کاتیون‌ها و تحت تاثیر جاذبه‌ی الکتریکی، به صورت شبکه‌های سه‌بعدی منظمی در کنار هم تشکیل شده‌اند. یک بلور نمک از تعداد معینی مولکول،

همانند آنچه که در مورد پیوند کووالانسی مشاهده می‌شود، ساخته نشده است، زیرا یک مولکول که در نتیجه‌ی پیوند کووالانسی به وجود آمده دارای تعداد معینی از اتم‌های مشخص است. فرمولی مانند NaCl که برای یک ترکیب یونی به کار می‌رود. تنها نشان دهنده‌ی نسبت عناصری است که در ساختمان بلور به کار رفته، بنابراین NaCl یک مولکول نیست. تعداد کاتیون‌ها و آنیون‌ها حتماً در همه‌ی نمک‌ها برابر نیستند. برای مثال ترکیب یونی کلرید منیزیم ($MgCl_2$)، دارای دو یون کلرید و یک یون منیزیم است. منیزیم (Mg)، باید دو الکترون لایه‌ی آخر خود را از دست بدهد تا یک لایه‌ی کامل ظرفیت داشته باشد. بنابراین تمایل دارد تا به یک کاتیون با دو بار مثبت Mg^{2+} تبدیل شود. به همین دلیل یک کاتیون منیزیم توانایی تشکیل دو پیوند یونی را با دو یون کلر دارد. واژه‌ی یون همچنین برای مولکول‌های کاملی که بار الکتریکی دارند نیز به کار می‌رود. برای مثال، در نمک کلرید آمونیوم (NH_4Cl)، آنیون Cl^- و کاتیون NH_4^+ است که در آن یک اتم نیتروژن با چهار اتم هیدروژن با پیوند کووالانسی به هم پیوند شده‌اند. یون آمونیوم به‌طور کلی دارای یک بار مثبت است زیرا یک الکترون کمتر دارد. اندازه‌ی پیوند یونی به محیط پیرامون بستگی دارد. در یک بلور نمک خشک پیوندهای یونی آن چنان قوی هستند که برای دونیم کردن بلور، نیاز به قلم و چکش داریم.



شکل ۱۱-۱- یک بلور سدیم کلرید. یون‌های سدیم و کلر به کمک پیوندهای یونی در کنار هم نگه داشته شده‌اند.

پیوندهای شیمیایی ضعیف

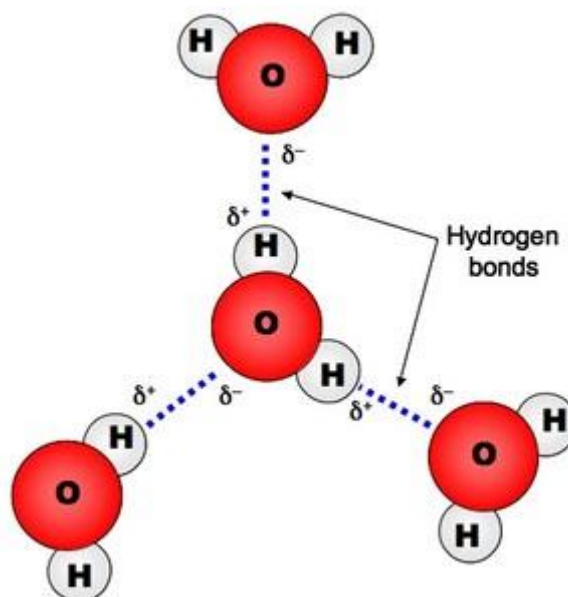
در جانداران، بیشتر پیوندهای شیمیایی قدرتمند، پیوندهای کووالانسی هستند که با اتصال اتم‌ها به یکدیگر مولکول‌های درون سلول‌ها را می‌سازند. اما از نقش پیوندهای ضعیف‌تر که بین مولکول‌های مختلف یا درون مولکول به وجود می‌آید، نمی‌توان چشم‌پوشی کرد، زیرا بسیاری از ویژگی‌های زیستی مولکول‌ها تا اندازه‌ی زیادی از چنین فعل و انفعالاتی ناشی می‌شود. عملکرد مهم‌ترین مولکول‌های بزرگ زیستی به همین پیوندهای ضعیف بستگی دارد. همچنین هنگامی که دو مولکول در درون سلول به هم می‌پیوندند ممکن است موقتاً با پیوندهای ضعیف به هم متصل شوند. بازگشت‌پذیر بودن پیوندهای ضعیف بسیار سودمند است. به گونه‌ای که در اثر این پیوندها دو مولکول به هم نزدیک شده و به گونه‌های گوناگونی با هم واکنش می‌دهند و سپس از هم جدا می‌شوند. چند نوع از پیوندهای شیمیایی

ضعیف، در موجودات زنده مهم هستند. یکی از آن‌ها پیوندهای یونی است که بیشتر توضیح داده شد و دیگری که اهمیت فراوانی برای جانداران دارد، پیوند هیدروژنی نامیده می‌شود.

پیوندهای هیدروژنی

در میان انواع گوناگون پیوندهای شیمیایی ضعیف، پیوندهای هیدروژنی از اهمیت فراوانی در بیوشیمی برخوردار هستند به گونه‌ای که آن را شایسته‌ی توجه ویژه‌ای نموده است. هنگامی که یک اتم هیدروژن با یک اتم الکترون‌گاتیویته‌ی زیاد پیوند کووالانسی برقرار کرده باشد و به یک اتم با الکترون‌گاتیویته‌ی زیاد دیگر جذب شود، پیوند هیدروژنی تشکیل می‌شود. در سلول‌های زنده معمولاً اتم‌های نیتروژن و اکسیژن اجزای الکترون‌گاتیو دهنده‌ی پیوند هیدروژنی هستند. برای تجسم یک پیوند ساده‌ی هیدروژنی بین دو مولکول آب و آمونیاک به شکل ۱۳-۱ مراجعه کنید. در فصول آینده خواهیم دید که چگونه پیوندهای هیدروژنی میان مولکول‌های آب، به برخی حشرات اجازه‌ی حرکت بر روی آب را می‌دهد.

Figure 2.U01

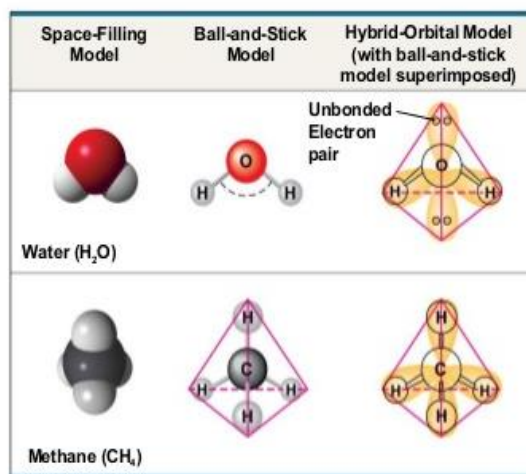
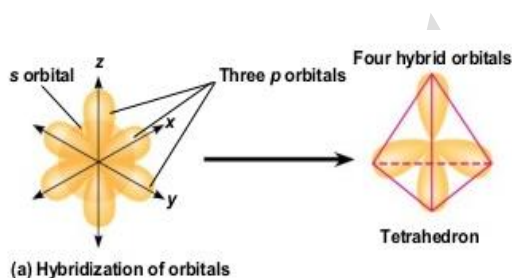


شکل ۱۲-۱ یک پیوند هیدروژنی. یک پیوند هیدروژنی از جاذبه‌ی بین بار جزئی مثبت بر روی اتم هیدروژن آب و بار جزئی منفی بر روی اتم اکسیژن آب ایجاد می‌شود.

میان‌کنش‌های واندروالسی

بخش‌های دارای بار الکتریکی منفی و مثبت ممکن است حتی در مولکول‌هایی که از پیوندهای کووالانسی غیرقطبی تشکیل شده‌اند، نیز وجود داشته باشند. زیرا الکترون‌ها پیوسته در حرکت هستند و همیشه به‌طور متقارن در همه‌ی سطح مولکول پراکنده نشده‌اند و ممکن است در یک لحظه همگی آن‌ها در یک بخش از مولکول و در لحظه‌ی دیگر در جای دیگر جمع شوند. نتیجه‌ی این تغییرات ناگهانی به‌وجود آمدن نقاط بحرانی مثبت و منفی است که همه‌ی اتم‌ها و مولکول‌ها را قادر به چسبیدن به یکدیگر می‌کند. میان‌کنش‌های واندروالسی بسیار ضعیف‌اند و تنها

هنگامی به وجود می‌آیند که اتم‌ها و مولکول‌ها بسیار به هم نزدیک شده باشند. نیروهای واندروالسی، که شرح داده شد، موجب بالا رفتن مارمولک از دیوار می‌شوند. هر یک از پاهای مارمولک صدها هزار پرز باریک دارد که هر کدام چندین برآمدگی در نوک خود دارند. همه‌ی این‌ها سطح تماس مارمولک با دیوار را افزایش می‌دهند. ظاهراً پیوندهای کووالانسی که بین نوک پرزهای پای مارمولک و سطح دیوار به وجود می‌آیند زمینه‌ی ایجاد پیوندهای ضعیف را به وجود می‌آورد که توانایی نگهداری وزن مارمولک را دارد. پیوندهای واندروالسی، هیدروژنی، یونی و دیگر پیوندهای ضعیف نه تنها امکان برقراری ارتباط بین دو مولکول را به وجود می‌آورند، بلکه ممکن است بین دو بخش از مولکول بزرگ مانند پروتئین‌ها نیز پیوند ایجاد کنند. اگرچه این پیوندها ضعیف هستند اما تجمع آن‌ها به ساختار سه‌بعدی یک مولکول بزرگ استحکام می‌بخشد



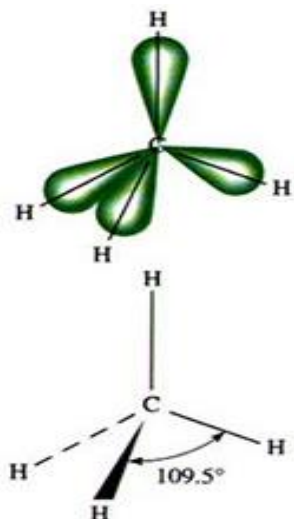
(b) Molecular-shape models

شکل ۱۳-۱- اشکال مولکولی در نتیجه تشکیل اوربیتال‌های هیبرید به وجود می‌آیند. هیبرید شدن اوربیتال‌ها. یک اوربیتال s و سه اوربیتال p لایه ظرفیت، دخیل در پیوند کووالانسی با یکدیگر ترکیب شده و چهار اوربیتال هیبرید اشکی شکل بوجود می‌آورند. این اوربیتال‌ها به چهار گوشه یک چهار وجهی فرضی گسترش پیدا می‌کنند (a). الگوهای شکل‌های مولکولی. سه الگو برای بیان شکل مولکولی مولکول‌های آب و متان نشان داده شده است. موقعیت اوربیتال‌های هیبرید تعیین کننده شکل مولکول‌هاست (b).

شکل و عملکرد مولکولی

یک مولکول، شکل و اندازه‌ی مشخصی دارد. شکل دقیق یک مولکول برای عملکرد آن در سلول از اهمیت فوق‌العاده‌ای برخوردار است. مولکول‌هایی نظیر H₂ و O₂ که از دو اتم تشکیل شده‌اند معمولاً خطی هستند اما مولکول‌هایی با بیش از دو اتم، اشکال پیچیده‌تری دارند. این اشکال با موقعیت اوربیتال‌های اتمی تعیین می‌شوند. هنگامی که یک اتم پیوند کووالانسی تشکیل می‌دهد، اوربیتال‌های موجود در لایه‌ی ظرفیت آن تغییر می‌کند. برای مثال در اتم‌هایی که

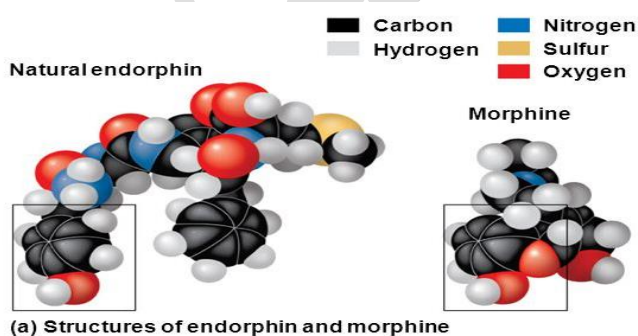
الکترون‌های ظرفیت‌شان در اربیتال‌های p و s وجود دارند یک اربیتال s و سه اربیتال p با هم ترکیب شده و چهار اربیتال جدید هیبرید را به شکل قطره‌ای اشک می‌سازند که از محل هسته‌ی اتم به سمت بیرون گسترش یافته است. اگر انتهای بزرگ‌تر این اربیتال‌های اشکی شکل را با یک خط به هم متصل کنیم، نوعی شکل هندسی به صورت یک چهاروجهی شبیه هرم خواهیم داشت. در مولکول آب، دو اربیتال هیبرید در لایه‌ی ظرفیت اتم‌های اکسیژن با اتم‌های هیدروژن به اشتراک گذاشته شده‌اند. نتیجه‌ی این هم‌پوشانی، مولکول درشتی به شکل حرف (V) است که در آن دو پیوند کووالانسی با زاویه‌ی $104/5$ درجه‌ای از یکدیگر جدا شده‌اند.



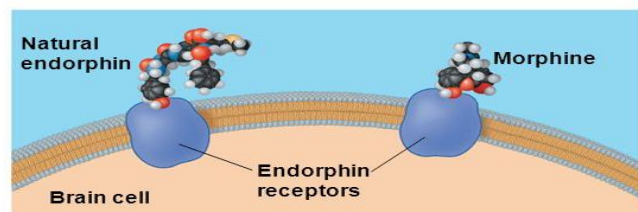
شکل ۱۴-۱- مولکول متان

مولکول متان (CH_4)، شکلی مانند یک چهاروجهی منتظم را دارد. زیرا تمام اربیتال‌های هیبرید کربن با اتم‌های هیدروژن هم‌پوشانی کرده‌اند. هسته‌ی کربن در مرکز چهاروجهی به کمک چهار پیوند کووالانسی با هسته‌های اتم هیدروژن که در چهار گوشه‌ی چهار وجهی قرار دارند، پیوند برقرار کرده است. مولکول‌های بزرگ‌تر دارای چندین اتم کربن، مانند برخی از مولکول‌های به کار رفته در مواد حیاتی، اشکال بسیار پیچیده‌تری دارند، اگرچه اشکال چهاروجهی که از اتصال کربن به چهار اتم هیدروژن به وجود می‌آیند نیز در چنین مولکول‌هایی به‌طور متناوب تکرار می‌شوند. شکل مولکول‌ها در زیست‌شناسی از اهمیت فوق‌العاده‌ای برخوردار است زیرا از سویی تعیین کننده‌ی نحوه‌ی تشخیص آن‌ها و از سوی دیگر تعیین کننده‌ی ویژگی آن‌ها برای واکنش با یکدیگر است. تنها، مولکول‌هایی با اشکال معین می‌توانند با پیوندهای ضعیف به یکدیگر بچسبند.

یک نمونه‌ی نشان دهنده‌ی این واقعیت سازوکار کنترل درد است. اندورفین‌ها مولکول‌هایی طبیعی هستند که با چسبیدن به مولکول‌های خاصی به نام گیرنده بر روی سطح سلول‌های مغز، باعث ایجاد حالت نشاط و رهایی از درد می‌شوند. این عمل به وسیله‌ی مولکول‌هایی که ساختمان شبه اندورفینی دارند نیز صورت می‌گیرد. برای مثال مورفین،



(a) Structures of endorphin and morphine

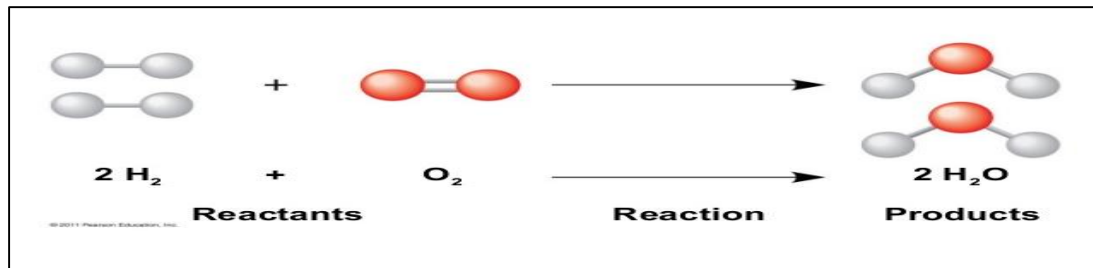


(b) Binding to endorphin receptors

شکل ۱۵-۱- یک تقلید مولکولی، مورفین تشخیص درد را با تقلید کردن از اندورفین‌های طبیعی مغز، تحت تأثیر قرار می‌دهد. (a) ساختار اندورفین و مورفین. بخش نشانه‌گذاری شده در مولکول اندورفین (سمت چپ) به گیرنده مولکولی روی سلول‌های هدف در مغز می‌پیوندد. بخش نشانه‌گذاری شده مولکول مورفین (سمت راست) شباهت بسیاری به اندورفین دارد. (b) اتصال به گیرنده‌های اندورفین. گیرنده‌های اندورفینی، بر روی سلول‌های مغزی توانایی اتصال به هر دو مولکول مورفین و اندورفین را دارند.

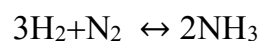
واکنش‌های شیمیایی مسئول تشکیل یا شکستن پیوندهای شیمیایی هستند

تشکیل و شکستن پیوندهای شیمیایی را که منجر به تغییر در ترکیب مواد می‌شوند، واکنش‌های شیمیایی می‌نامند، مانند واکنش میان هیدروژن و اکسیژن برای تشکیل آب:



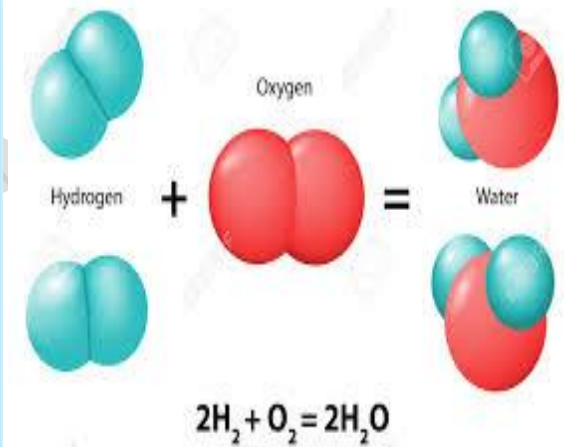
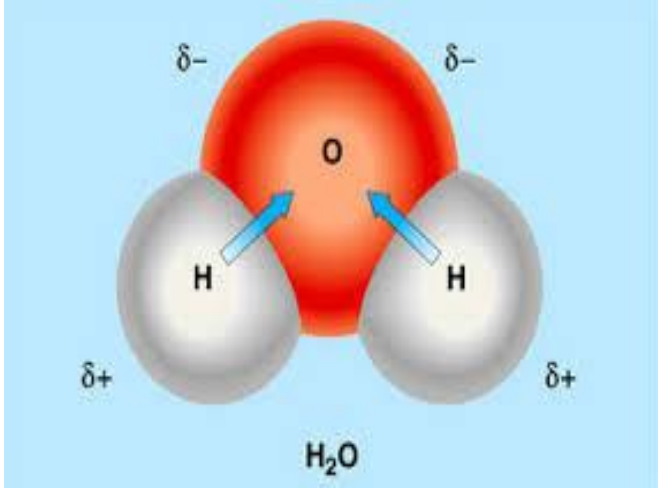
شکل ۱۶-۱- واکنش تشکیل مولکول آب

این واکنش منجر به شکسته شدن پیوندهای کووالانسی H₂ و O₂ شده و پیوندهای تازه‌ای را به صورت H₂O تشکیل می‌دهد. هنگامی که یک واکنش شیمیایی نوشته می‌شود از یک پیکان برای نشان دادن تغییر مواد اولیه که واکنش‌گر نامیده می‌شوند به فرآورده‌ها استفاده می‌گردد. ضرایب نشان‌دهنده‌ی تعداد مولکول‌های شرکت‌کننده در واکنش است. برای مثال، ضریب دو که جلوی H₂ آمده است به این معنی است که واکنش با دو مولکول هیدروژن آغاز می‌گردد. به یاد داشته باشید که تعداد اتم‌های موجود در واکنش‌گرها با فرآورده‌ها برابر هستند. در یک واکنش شیمیایی مقدار ماده ثابت می‌ماند، یعنی واکنش نمی‌تواند باعث افزایش ماده یا از بین رفتن آن شود، بلکه تنها آن را تغییر می‌دهد. بیشتر واکنش‌ها برگشت‌پذیرند، یعنی محصولات در یک واکنش شیمیایی معکوس به مواد اولیه (واکنش-گرها) تبدیل می‌شوند. برای مثال، هیدروژن و نیتروژن می‌توانند با هم ترکیب شده و آمونیاک را بسازند، اما آمونیاک نیز می‌تواند به واکنش‌گرهای هیدروژن و نیتروژن تجزیه شود.



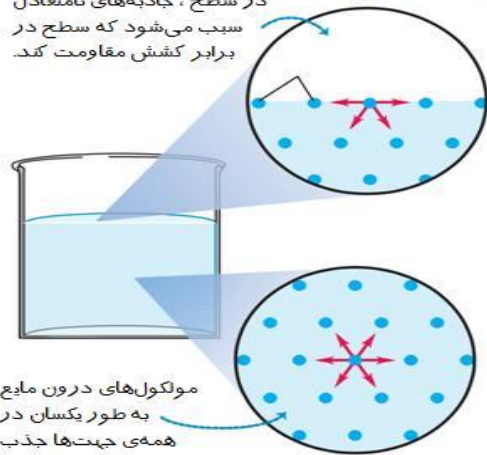
پیکان‌های معکوس نشان‌دهنده‌ی این است که واکنش برگشت‌پذیر است. یکی از عواملی که بر سرعت واکنش‌ها تاثیر دارد، غلظت واکنش‌گرهاست. غلظت بالای مولکول‌های واکنش‌گر، برخورد مولکول‌ها با یکدیگر را افزایش داده و از این راه احتمال واکنش بین آن‌ها برای تولید فرآورده را افزایش می‌دهد. عکس چنین رخدادهایی درباره‌ی فرآورده‌ها نیز وجود دارد. به گونه‌ای که انباشته شدن فرآورده‌ها از راه افزایش برخورد آن‌ها با یکدیگر، احتمال واکنش‌های معکوس را افزایش می‌دهد. احتمالاً واکنش تولید فرآورده‌ها و واکنش‌های معکوس با سرعت یکسانی اتفاق می‌افتند و غلظت‌های نسبی واکنش‌گرها و فرآورده‌ها ثابت باقی می‌ماند. نقطه‌ای که در آن واکنش‌ها دقیقاً با یکدیگر متعادل می‌شوند، تعادل شیمیایی نامیده می‌شود. این تعادل نوعی تعادل دینامیک است یعنی با اینکه واکنش‌ها در حال انجام هستند، ولی تاثیری بر غلظت واکنش‌گرها و فرآورده‌ها ندارند. تعادل به این معنی نیست که غلظت واکنش‌گرها و محصولات برابر است بلکه به این معنی است که غلظت این مواد در یک نسبت به خصوص ثابت باقی می‌مانند. واکنش تولید آمونیاک هنگامی به تعادل می‌رسد که سرعت تجزیه‌ی آن برابر با سرعت تولید آن شود. در این حالت، مقدار آمونیاک بسیار بیشتر از هیدروژن و نیتروژن است.

فصل ۲ - آب منشا حیات



مولکول‌های درون یک مایع توسط مولکول‌های مجاور جذب می‌شوند.

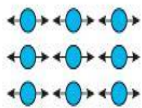
در سطح، جاذبه‌های نامتعادل سبب می‌شود که سطح در برابر کشش مقاومت کند.



مولکول‌های درون مایع به طور یکسان در تمامی جهتها جذب می‌شوند.



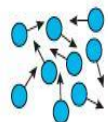
جامد



مولکولها در جای خود ثابت‌اند و به طور خیلی محدود در جای خود نوسان می‌کنند



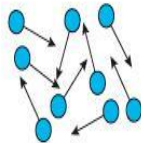
مایع



مولکولها به آسانی روی یکدیگر می‌لغزند



گاز



مولکولها آزادانه حرکت می‌کنند



شکل ۱-۲- به نظر شما چرا زیستگاه خرس قطبی به شیمی آب وابسته است.

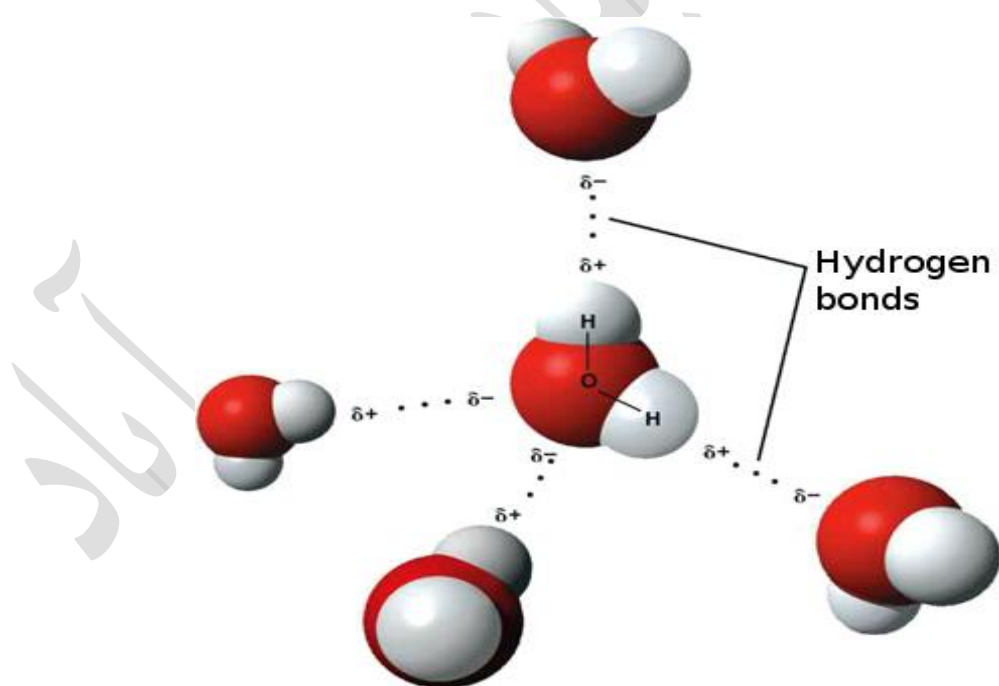
مولکولی که از همه‌ی اشکال حیات پشتیبانی می‌کند.

اخترشناسان در بررسی‌های تازه‌ی خود سیارات جدیدی را پیدا کرده‌اند که به دور ستاره‌ها در حال گردش هستند. آن‌ها امیدوارند شواهدی را مبنی بر وجود آب در این اجرام آسمانی دور بیابند، ماده‌ای که امکان حیات را همانند آنچه در زمین یافت می‌شود، فراهم می‌کند. پیکر جانداران عمدتاً از آب ساخته شده‌است و در محیطی که با آب دربر گرفته شده، زندگی می‌کنند. آب محیط زیستی را بر روی زمین و احتمالاً بر روی دیگر سیارات فراهم می‌آورد. حیات بر روی زمین از درون آب آغاز شد، یعنی سه میلیارد سال پیش از این که حیات بر روی خشکی گسترش یابد. حیات امروزی و حتی زندگی در خشکی، وابسته به آب باقی مانده‌است. همه‌ی جانداران به آب بیش از سایر مواد نیازمندند. برای مثال، انسان می‌تواند چند هفته بدون غذا زندگی کند، در حالی که بدون آب بیش از یک هفته یا کمی بیشتر قادر به ادامه زندگی نیست. مولکول‌های آب در بیشتر واکنش‌های شیمیایی که برای ادامه‌ی حیات ضروری هستند نقش دارند. بیشتر سلول‌ها در حالی با آب احاطه شده‌اند که نزدیک به ۹۵-۷۰ درصد ساختمان‌شان نیز از آب ساخته شده‌است. سه چهارم سطح زمین از آب پوشیده شده‌است اگرچه بیشتر این آب به شکل مایع است ولی آب به صورت یخ و بخار نیز در زمین یافت می‌شود. آب، تنها ماده‌ای است که در طبیعت به سه شکل فیزیکی ماده، یعنی جامد، مایع و گاز وجود دارد. به علاوه، یخ می‌تواند بر روی آب شناور شود، ویژگی نادری که از شیمی مولکول آب ناشی می‌شود. بنابراین یخ می‌تواند زیستگاهی را برای جانورانی مثل خرس قطبی فراهم کند. فراوانی آب دلیل اصلی قابل سکونت بودن زمین است. در یکی از بهترین کتاب‌هایی که در زمینه‌ی بوم‌شناسی به رشته‌ی تحریر در آمده‌است، یعنی کتاب "قابلیت محیط زیست"، از لارنس هندرسون که یک دانشمند بوم‌شناس است، اهمیت آب برای حیات به خوبی نشان داده شده‌است. تاکید آقای هندرسون بر اینکه هر یک از اشکال حیات نیازمند یک محیط مناسب است، هنگامی مورد پذیرش قرار می‌گیرد که بدانیم حیات با محیط زیست پیرامون خود از طریق انتخاب طبیعی به سازگاری می‌رسد.

در این فصل خواهید آموخت که چگونه ساختمان مولکول آب اجازه‌ی تشکیل پیوندهای شیمیایی ضعیف بین مولکول‌های آب و یا سایر مولکول‌ها را می‌دهد. این ویژگی آب، خواص منحصر به فردی را به آن می‌دهد که در استقرار حیات بر روی سیاره‌ی ما نقش به‌سزایی دارند. هدف از این فصل کسب اطلاعات بیشتر درباره‌ی این ویژگی‌های آب است.

پیوندهای کووالان قطبی در مولکول‌های آب موجب تشکیل پیوندهای هیدروژنی می‌شوند.

آب آنقدر معمولی و عادی است که به راحتی می‌توان از این واقعیت که ماده‌ای استثنایی با ویژگی‌هایی فوق‌العاده است، چشم‌پوشی کرد. در واقع، رفتار منحصر به فرد آب را می‌توان به ساختمان و میان‌کنش‌های بین مولکولی آن نسبت داد. مطالعات انجام شده نشان می‌دهند که مولکول آب به‌نحو فریبنده‌ای ساده است. در مولکول آب دو اتم هیدروژن وجود دارد که هر کدام با یک پیوند کووالانسی به یک اتم اکسیژن پیوند شده‌اند. چون اکسیژن نسبت به هیدروژن الکترون دوست‌تر (الکترون‌گاتریوتر) است، الکترون‌های پیوند میان دو اتم، بیشتر اوقات پیرامون اتم اکسیژن در گردش‌اند. به بیانی دیگر، پیوندهایی که در مولکول آب اتم‌ها را در کنار یکدیگر نگه می‌دارند، **پیوندهای کووالانسی قطبی** هستند. مولکول آب که شبیه یک V باز است، یک **مولکول قطبی** است، به این معنی که دو انتهای مخالف مولکول، بار الکتریکی مخالف دارند. بخشی از مولکول که اکسیژن در آن جای دارد، بار جزئی منفی دارد (δ^-) و بخش دیگری از مولکول که هیدروژن در آن قرار گرفته، دارای بار جزئی مثبت (δ^+) است. ویژگی‌های غیر عادی آب از کشش میان این مولکول‌های قطبی ناشی می‌شود. این کشش نوعی جاذبه‌ی الکتریکی است که میان بار جزئی مثبت هیدروژن در یک مولکول با بار جزئی منفی اکسیژن در مولکول مجاور وجود دارد. به این ترتیب دو مولکول آب با یک پیوند هیدروژنی در کنار یکدیگر نگه داشته می‌شوند. اگرچه شیوه‌ی قرار گرفتن مولکول‌ها در آب مایع، پیوسته در حال تغییر است، اما در یک لحظه‌ی معین، چند مولکول با چندین پیوند هیدروژنی به‌هم پیوند شده‌اند. ویژگی‌های فوق‌العاده آب، خواص نوپدید آن هستند که از پیوند هیدروژنی ناشی می‌شوند و مولکول‌ها را به سطحی بالاتر از تشکیلات ساختمانی رهنمون می‌کنند.



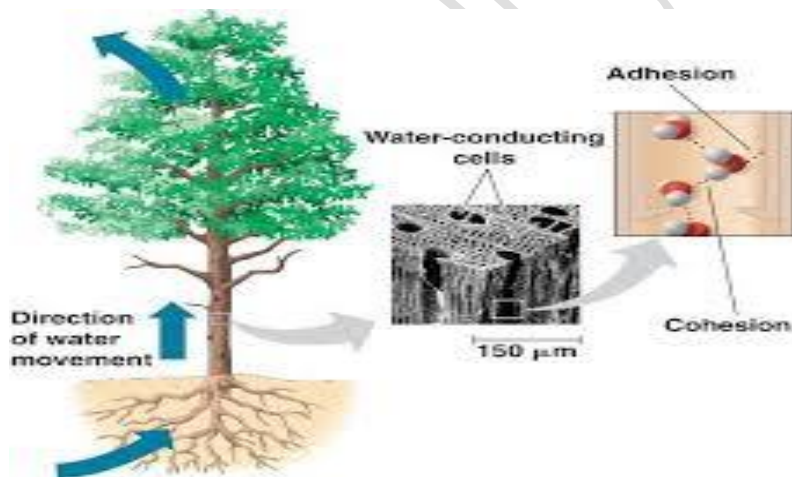
شکل ۲-۲- پیوندهای هیدروژنی بین مولکول‌های آب. بخش‌های باردار مولکول قطبی آب به سوی بخش‌های با بار الکتریکی مخالف در مولکول‌های کناری کشیده می‌شوند. هر مولکول می‌تواند با چندین مولکول دیگر پیوند هیدروژنی برقرار کند و این ارتباطها پیوسته در حال دگرگونی هستند.

چهار ویژگی بارز آب، زمین را برای استقرار حیات مناسب ساخته است.

در این مبحث چهار ویژگی برجسته‌ی آب که زمین را محیط مناسبی برای حیات قرار داده‌است، بررسی خواهد شد. این ویژگی‌ها عبارت‌اند از: قدرت چسبندگی، توانایی متعادل نگه داشتن دما، افزایش حجم آن پس از یخ زدن و حلال بودن آن.

چسبندگی مولکول‌های آب

مولکول‌های آب با پیوندهای هیدروژنی در کنار یکدیگر باقی می‌مانند. هنگامی که آب به صورت مایع است، پیوندهای هیدروژنی بسیار شکننده و نزدیک به $\frac{1}{4}$ قدرت یک پیوند کووالانسی هستند. این پیوندها به سرعت تشکیل شده، شکسته می‌شوند و دوباره تشکیل می‌گردند. هر پیوند هیدروژنی چند تریلیونیوم ثانیه باقی می‌ماند اما مولکول‌ها پیوسته در حال تشکیل پیوندهای جدید با مولکول‌های اطراف خود هستند. بنابراین، در هر لحظه درصد قابل توجهی از مولکول‌های آب به هم متصل شده‌اند. این ویژگی آب را نسبت به بیشتر مایعات دیگر سازمان یافته‌تر می‌سازد. در مجموع، پیوندهای هیدروژنی، مواد را در فرایندی به نام **هم‌چسبی**، پیوسته نگه می‌دارند.



شکل ۳-۲- انتقال آب در گیاهان. تبخیر آب از برگ‌ها منجر به بالا رفتن آب از راه سلول‌های هادی آب می‌شود. به خاطر ویژگی‌های هم‌چسبی و دگرچسبی، بلندترین درخت‌ها توانایی انتقال آب را به طرف بالا، تا بیش از یک صد متر دارند.

چسبندگی ناشی از پیوند هیدروژنی، به انتقال آب و مواد معدنی محلول بر خلاف جاذبه‌ی زمین کمک می‌کند. آب از ریشه‌ها به کمک یک شبکه‌ی سلولی هادی به برگ‌ها می‌رسد. هنگام تبخیر آب از برگ‌ها، پیوندهای هیدروژنی موجب می‌شوند مولکول‌های آبی که از رگبرگ‌ها خارج می‌شوند مولکول‌های زیرین را بکشند و این کشش از طریق سلول‌های هادی آب تا ریشه‌ها انتقال پیدا می‌کند. **دگرچسبی**، یعنی چسبیدن یک ماده به ماده‌ی دیگر نیز در این انتقال نقش دارد. دگرچسبی آب به دیواره‌ی سلول‌ها، به حرکت آب بر خلاف جاذبه کمک می‌کند. **کشش سطحی** (مقدار نیروی لازم برای کشش یا شکافتن سطح یک مایع) ناشی از هم‌چسبی است. آب، کشش سطحی بیشتری نسبت به دیگر مایعات دارد. مولکول‌های آبی که در سطح قرار گرفته‌اند چینشی منظم و مرتب دارند و با یکدیگر و مولکول‌های زیر خود پیوند هیدروژنی دارند. این موضوع باعث می‌شود آب از یک لایه‌ی نامرئی پوشیده شود. کشش سطحی آب را می‌توان با پر کردن آرام یک لیوان پر از آب دید، در این حالت آب قبل از سرریز کردن روی لبه‌ی لیوان می‌ایستد. در

مثالی از طبیعت، برخی از جانوران می‌توانند روی آب بایستند، راه بروند و یا بدونند، بدون اینکه در سطح آن شکافی ایجاد شود.



شکل ۴-۲- راه رفتن بر روی آب. کشش سطحی بالای آب که در نتیجه مجموع کشش ایجاد شده با پیوندهای هیدروژنی به وجود می‌آید به این عنکبوت اجازه می‌دهد تا بر روی سطح آب تالاب راه برود.

تعدیل درجه‌ی حرارت توسط آب

آب با گرفتن گرما، دمای هوای گرم‌تر پیرامون خود را کاهش می‌دهد و گرمای ذخیره شده را پس از خنک‌تر شدن هوا از خود آزاد می‌کند. آب به عنوان یک مخزن گرما کار می‌کند زیرا می‌تواند مقادیر نسبتاً زیادی از گرما را جذب یا آزاد کند در حالی که دمای آن تغییرات بسیار کمی خواهد کرد.

گرمای ویژه‌ی بالای آب

توانایی آب در تثبیت درجه‌ی حرارت، به گرمای ویژه‌ی بالای آب مربوط می‌شود. **گرمای ویژه‌ی یک ماده** عبارت است از مقدار گرمایی که یک گرم از آن ماده باید جذب کند (یا از دست بدهد) تا دمای آن یک درجه‌ی سانتی‌گراد تغییر کند. پیش از این، گرمای ویژه‌ی آب را شناختیم زیرا همان‌گونه که در تعریف کالری گفته شد، یک کالری مقدار گرمایی است که دمای یک گرم آب را یک درجه‌ی سانتی‌گراد تغییر می‌دهد. بنابراین، گرمای ویژه‌ی آب، یک کالری بر گرم بر درجه سلسیوس است. در مقایسه با دیگر مواد، آب از گرمای ویژه‌ی بالا و غیر معمولی برخوردار است. برای مثال، گرمای ویژه‌ی اتیل‌الکل، یکی از انواع الکل‌های مشروبات الکلی، $0/6$ کالری بر گرم بر درجه سلسیوس است، یعنی تنها $0/6$ کالری لازم است تا دمای یک گرم اتیل‌الکل یک درجه سانتی‌گراد افزایش یابد. چون آب گرمای ویژه‌ی بیشتری نسبت به دیگر مواد دارد، در برابر جذب مقدار معینی گرما، دمای آب نسبت به مواد دیگر کم‌تر افزایش می‌یابد. دلیل اینکه انگشتان شما پس از تماس با دسته‌ی فلزی یک کتری که آب درون آن هنوز نیمه گرم است می‌سوزد این است که، گرمای ویژه‌ی آب ده برابر آهن است. به عبارت دیگر، یک گرم آهن تنها نیاز به $0/1$ کالری برای افزایش یک درجه‌ی سانتی‌گراد دمای خود دارد. گرمای ویژه می‌تواند به عنوان معیاری مناسب برای میزان مقاومت مواد نسبت به تغییرات دما، در هنگام جذب یا آزاد کردن گرما، در نظر گرفته شود. آب در برابر تغییرات درجه‌ی حرارت مقاومت می‌کند؛ هنگامی که دمای آب تغییر می‌کند، اندازه‌های نسبتاً زیادی از گرما را باید به ازای هر درجه تغییر دما، گرفته و یا از

دست بدهد. می‌توان گرمای ویژه‌ی بالای آب را نیز مانند دیگر ویژگی‌های آب به پیوندهای هیدروژنی ارتباط داد. برای شکستن پیوندهای هیدروژنی گرما مصرف می‌شود و هنگام تشکیل پیوندهای هیدروژنی گرما آزاد می‌گردد. یک کالری گرما، تغییرات اندک دمایی را در آب سبب می‌شود زیرا بیشتر گرمای مورد استفاده، صرف شکستن پیوندهای هیدروژنی می‌شود تا صرف افزایش حرکت مولکول‌ها و هنگامی که دمای آب به آرامی کاهش می‌یابد تعدادی پیوند هیدروژنی جدید تشکیل می‌شود و به همین دلیل انرژی ناشی از تشکیل پیوند به صورت گرما آزاد می‌گردد.

چه ارتباطی میان گرمای ویژه‌ی بالای آب و حیات بر روی زمین وجود دارد؟ حجم زیادی از آب می‌تواند مقادیر بسیار زیادی از گرمای خورشید را در طول روز و در تابستان جذب کند، در حالی که تنها چند درجه گرم‌تر می‌شود. در طول شب و فصل زمستان، سرد شدن تدریجی آب می‌تواند باعث گرم شدن هوا شود. به همین دلیل معمولاً بخش‌های ساحلی از بخش‌های داخل کشور، آب و هوای معتدل‌تری دارند. بنابراین، به خاطر گرمای ویژه‌ی بالای آب و با توجه به پوشیده شدن بخش اعظم سطح زمین از آب، زمین در برابر افت و خیزهای دمایی محافظت می‌شود. همچنین چون آب ماده‌ی اصلی سازنده‌ی بدن جانداران است، آن‌ها می‌توانند نسبت به هنگامی که احتمالاً بدن‌شان از یک مایع با گرمای ویژه‌ی پایین‌تر ساخته شده بود، در برابر تغییرات دمایی بدن‌شان بیشتر مقاومت کنند.

خنک شدن به کمک تبخیر

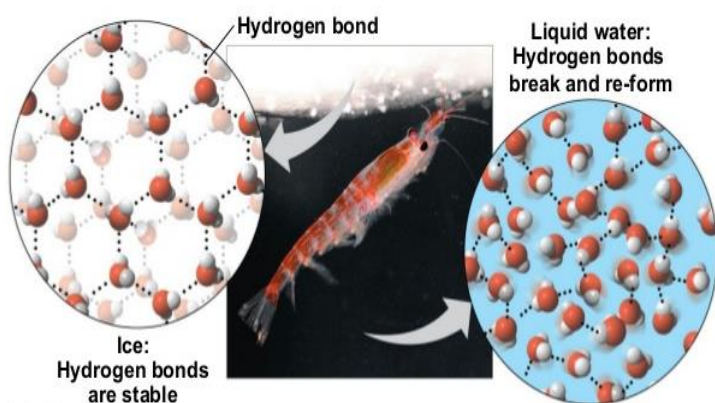
مولکول‌های همه‌ی مایعات به دلیل این که یکدیگر را جذب می‌کنند، نزدیک به هم باقی می‌مانند. مولکول‌هایی که با سرعت کافی حرکت می‌کنند و می‌توانند بر این جاذبه غالب شوند، از حالت مایع بیرون آمده و به صورت یک گاز وارد هوا می‌شوند. تغییر حالت ماده از مایع به گاز، **تبخیر** نامیده می‌شود. به یاد بیاورید که سرعت حرکت مولکول‌ها متفاوت است و دمای یک ماده، متوسط انرژی جنبشی مولکول‌هاست. حتی در دماهای پایین، سریع‌ترین مولکول‌ها می‌توانند در هوا آزاد شوند. در هر دمایی مقداری تبخیر صورت می‌گیرد؛ برای مثال یک لیوان آب در دمای اتاق سرانجام تبخیر خواهد شد. اگر یک مایع در گرما قرار گیرد، میانگین انرژی جنبشی مولکول‌های آن افزایش یافته و با سرعت بیشتری تبخیر می‌شود.

گرمای تبخیر عبارت است از مقدار گرمایی که یک مایع باید جذب کند تا یک گرم از آن از حالت مایع به حالت گاز تغییر کند. آب به دلیل گرمای ویژه‌ی بالا، نسبت به دیگر مایعات از گرمای تبخیر بالاتری برخوردار است. برای تبخیر یک گرم آب در دمای ۲۵ درجه‌ی سانتی‌گراد به ۵۸۰ کالری گرما نیاز است، یعنی تقریباً دو برابر گرمای لازم برای تبخیر یک گرم الکل یا آمونیاک. گرمای تبخیر بالای آب یکی دیگر از خصوصیات برجسته‌ی آن است که از پیوندهای هیدروژنی ناشی می‌شود زیرا این پیوندها بایستی پیش از خروج مولکول‌ها از حالت مایع شکسته شوند. گرمای تبخیر آب به تعدیل آب و هوای زمین کمک می‌کند. مقدار چشمگیری از گرمای خورشید توسط دریاها و نواحی گرمسیری جذب شده و صرف تبخیر آب از سطح دریاها می‌شود. هنگامی که هوای مرطوب نواحی گرمسیری به سوی قطب حرکت می‌کند گرمای خود را آزاد کرده و به صورت باران فشرده می‌شود. هنگام تبخیر یک مایع، سطوح زیرین مایع سرد می‌شود. خنک شدن در اثر تبخیر به این دلیل رخ می‌دهد که گرم‌ترین مولکول‌ها که بیشترین انرژی جنبشی را دارند به حالت گاز خارج می‌شوند، درست مانند اینکه در صورت انتقال صد دانشجوی دهنده‌ی سریع از یک دانشکده به دانشکده‌ی دیگر، میانگین سرعت دانشجویان باقی‌مانده در دانشکده‌ی مبدا کاهش می‌یابد. خنک شدن در اثر تبخیر به پایداری دمای پیرامون دریاچه‌ها و برکه‌ها کمک کرده و از این راه از گرم‌زدگی جانداران ساکن اطراف آن‌ها نیز جلوگیری می‌کند. تبخیر عرق از سطح پوست موجب پراکنده شدن گرمای بدن شده و از گرم شدن بیش از حد بدن

در روزهای گرم و هنگام تولید گرمای اضافی در کارهای شدید بدنی جلوگیری می‌کند. رطوبت بالا در یک روز گرم بسیار آزاردهنده است، زیرا تراکم بالای بخار آب در هوا از تبخیر عرق از سطح بدن جلوگیری می‌کند.

شناور شدن یخ بر روی آب مایع

آب از مواد نادری است که چگالی آن در حالت جامد کمتر از چگالی آن در حالت مایع است. به عبارت دیگر، یخ بر سطح آب شناور باقی می‌ماند. بر خلاف دیگر مواد که در هنگام انجماد منقبض می‌شوند، آب منبسط می‌شود. علت این رفتار عجیب آب باز هم، پیوندهای هیدروژنی است. در دمای ۴ درجه سانتی‌گراد رفتار آب مانند دیگر مایعات است یعنی هنگامی که گرم می‌شود، منبسط و وقتی سرد می‌شود منقبض می‌گردد. آب هنگامی شروع به یخ زدن می‌کند که حرکت مولکول‌های آن از توان کافی برای شکستن پیوندهای هیدروژنی برخوردار نیستند. هنگامی که درجه حرارت تا صفر درجه سانتی‌گراد افت می‌کند، آب شروع به قفل شدن به صورت یک شبکه‌ی بلوری می‌کند که در آن هر مولکول آب با چهار مولکول اطراف خود پیوند برقرار کرده است. پیوندهای هیدروژنی، مولکول‌های آب را به اندازه‌ی "طول بازوها" از هم دور نگه می‌دارند که سبب می‌شود که چگالی یخ تشکیل شده ۱۰٪ کمتر از آب مایع ۴ درجه سانتی‌گراد شود. (۱۰٪ مولکول‌های کمتر برای همان حجم). هنگامی که یخ حرارت کافی برای افزایش درجه حرارت به بالاتر از صفر درجه سانتی‌گراد را دریافت می‌کند، پیوندهای هیدروژنی بین مولکول‌ها از میان می‌روند. با متلاشی شدن بلور، یخ ذوب می‌شود و مولکول‌ها آزاد شده و در کنار یکدیگر قرار می‌گیرند. آب در چهار درجه سانتی‌گراد به بالاترین چگالی خود می‌رسد و با افزایش حرکت مولکول‌ها شروع به انبساط می‌کند. به یاد داشته باشید که حتی در حالت مایع برخی از مولکول‌های آب به صورت لحظه‌ای و گذرا با پیوندهای هیدروژنی به هم متصل شده‌اند. پیوندهای هیدروژنی دائماً در حال شکسته شدن و تشکیل دوباره هستند. توانایی یخ برای شناور بر سطح آب به دلیل انبساط آن هنگام یخ زدن، عاملی مهم در مناسب شدن محیط برای حیات است. اگر یخ در آب فرو می‌رفت، همه تالاب‌ها، دریاچه‌ها و حتی اقیانوس‌ها سرانجام یخ می‌زدند و زندگی به شکلی که می‌شناسیم بر روی زمین ناممکن می‌شد. در طول تابستان، تنها چند سانتی‌متر رویی آب اقیانوس‌ها گرم می‌شود. در عوض، هنگامی که بخش وسیعی از آب سرد می‌شود، یخ‌های شناور، آب زیر خود را عایق کرده و از یخ زدن آن جلوگیری می‌کنند و از این راه ادامه‌ی حیات در زیر سطح یخ زده را ممکن می‌سازند.



شکل ۵-۲- یخ ساختمانی بلوری و سدی شناور. در یخ هر مولکول با چهار مولکول مجاور خود در یک بلور سه بعدی پیوندهای هیدروژنی برقرار کرده است. به دلیل فضا دار بودن بلور یخ مولکول‌های کمتری نسبت به حجم مساوی از آب در حالت مایع دارد. به بیان دیگر یخ چگالی کمتری نسبت به آب مایع دارد. یخ‌های شناور مانند سدی از آب‌های زیرین خود در برابر هوای سردتر حفاظت می‌کنند. موجود دریایی که در شکل نشان داده شده نوعی میگو است. عکس از زیر یخ گرفته شده است.

اگر آب پیوندهای هیدروژنی تشکیل نمی‌داد چه اتفاقی برای محیط زندگی می‌گرمی افتاد؟

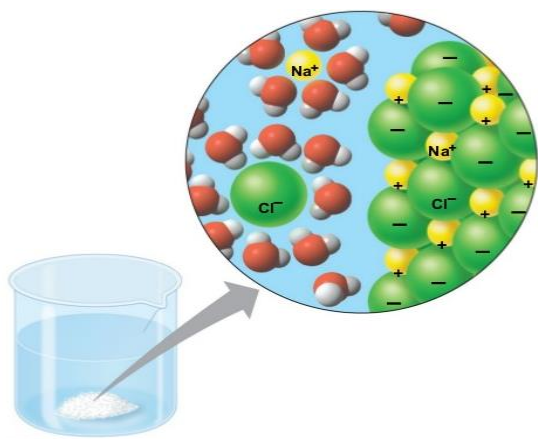


بسیاری از دانشمندان نگران از بین رفتن این قطعه‌های یخی هستند. گرم شدن جهانی حاصل از دی‌اکسید کربن و سایر گازهای گلخانه‌ای اتمسفر، تاثیر بسیار زیادی بر روی محیط‌های یخی سراسر جهان دارد. متوسط گرمای هوا در قطب شمال از سال ۱۹۶۱، ۱/۴ درجه سانتی‌گراد افزایش یافته‌است. این افزایش دما تعادل فصلی بین یخ و آب مایع در دریای منجمد شمالی را برهم زده است و باعث شده در طول سال یخ دیرتر تشکیل شده، زودتر ذوب شود و منطقه‌ی کوچک‌تری را بپوشاند. سرعت ناپدید شدن رودخانه‌های یخی و دریای منجمد شمالی، رقابت شدیدی را بین حیواناتی که بقای آن‌ها وابسته به یخ است به وجود آورده است.

آب: حلال حیات

یک حبه قند که در یک لیوان آب قرار می‌گیرد در آن حل خواهد شد. در این حالت، لیوان دارای محلول همگنی از آب و شکر خواهد بود و غلظت شکر حل شده در همه جای محلول یکسان است. مایعی که مخلوط کاملاً همگنی از دو یا چند ماده باشد، **محلول** نامیده می‌شود. عامل حل کننده‌ی یک محلول، **حلال** و ماده‌ای که حل شده، **حل شونده** نامیده می‌شود. در مثال قبلی آب حلال و شکر حل شونده است. یک **محلول آبی**، محلولی است که حلال آن آب باشد. شیمی‌دان‌های قرون وسطی تلاش می‌کردند حلالی عمومی را بیابند که همه چیز را در خود حل کند. آن‌ها دریافته‌اند که هیچ چیز بهتر از آب عمل نمی‌کند. اما آب یک حلال عمومی نیست، زیرا اگر چنین بود همه‌ی ظرفی که آب در آن بود از جمله سلول‌های بدن ما حل می‌شد. آب یک حلال بسیار روان است، کیفیتی که به قطبیت مولکول‌های آب ارتباط دارد. فرض کنید بلور نوعی ترکیب یونی مانند نمک طعام (NaCl) در آب قرار داده شود (شکل ۶-۲). یون‌های سدیم و کلری که سطح بلور هستند در مجاورت حلال قرار می‌گیرند. میان این یون‌ها و مولکول‌های آب جاذبه‌ی الکتریکی دوسویه وجود دارد. بخش اکسیژن‌دار مولکول آب که بار منفی دارد، به یون سدیم متصل می‌شود، بخش هیدروژن دار مولکول آب که دارای بار مثبت است، توسط یون‌های کلر جذب می‌شود. در نتیجه، مولکول‌های آب، اطراف یون‌های سدیم و کلر را در بر گرفته آن‌ها را از یکدیگر جدا کرده و پوشش می‌دهند. به پوشش مولکول‌های آب که هر یون حل شده را در بر می‌گیرد، **لایه‌ی هیدراته** گفته می‌شود. آب در نهایت همه‌ی یون‌های موجود در لایه‌های درونی بلور نمک را حل می‌کند. در نتیجه، محلول همگنی از آب به عنوان حلال و یون‌های سدیم و کلر به عنوان حل شونده به وجود می‌آید. دیگر ترکیبات یونی نیز در آب حل می‌شوند. برای مثال آب دریا، همانند سلول‌های زنده، دارای انواع بسیار زیادی از یون‌های حل شونده است. یک ترکیب برای حل شدن در آب نیازی به یونی بودن ندارد؛ ترکیبات ساخته شده از مولکول‌های قطبی غیر یونی مانند شکر نیز در آب حل می‌شوند. چنین ترکیباتی هنگامی حل می‌شوند که مولکول‌های ماده‌ی حل شدنی با مولکول‌های آب احاطه شده باشند. حتی مولکول‌هایی به بزرگی پروتئین‌ها نیز می‌توانند در آب حل شوند به شرط این که در سطح خود دارای بخش‌های یونی و قطبی باشند.

ترکیبات بسیار گوناگون قطبی، در آب مایعات زیستی مانند خون، شیرهی گیاهان و مایع درون سلولها (همراه با یونها) حل می‌شوند. آب حلال حیات است.

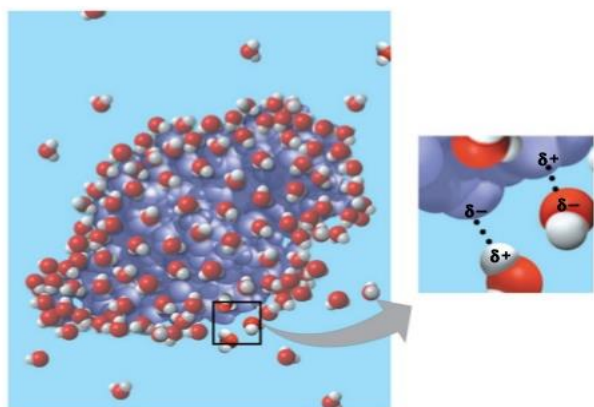


شکل ۶-۲- یک بلور نمک طعام در آب حل می‌شود. پوششی از مولکولهای آب که لایه هیدراته نامیده می‌شود اطراف هر یون حل شده را در بر گرفته است.

اگر این محلول را برای مدت طولانی حرارت دهیم چه اتفاقی می‌افتد؟

مولکولهای آب‌گریز و آب‌دوست

به ترکیبات یونی یا قطبی و یا هر ماده‌ای که تمایل به آب دارد، **آب‌دوست** گفته می‌شود (از کلمه‌ی یونانی hydro به معنی آب و philios به معنی دوست داشتن گرفته شده است). در برخی حالات، مواد می‌توانند آب‌دوست باشند بدون اینکه عملاً در آب حل شوند. برای نمونه، برخی از ترکیبات درون سلولها، مانند مولکولهای بزرگ (یا مجموعه‌هایی از چند مولکول) نامحلول هستند و از این رو در محیط آبی درون سلول معلق باقی می‌مانند. چنین مخلوطی نمونه‌ای از یک **کلوئید** (سوسپانسیون پایداری از ذرات کوچک در یک مایع) است. پنبه، که نوعی فراورده گیاهی است، نمونه‌ای دیگر از مواد نامحلول می‌باشد. پنبه از مولکولهای بسیار بزرگ سلولز ساخته شده است، که ترکیبی با نواحی بی‌شمار و دارای بارهای جزئی مثبت و منفی همراه با پیوندهای قطبی است. آب به رشته‌های سلولز می‌چسبد. به همین دلیل یک حوله از جنس پنبه در خشک کردن بدن بسیار خوب عمل می‌کند. سلولز در دیواره‌ی سلولهای هادی آب در گیاهان یافت می‌شود. قبلاً درباره‌ی چگونگی چسبیدن آب به دیواره‌ی آب‌دوست سلولها و شیوی انتقال آب در گیاهان خوانده‌اید.



شکل ۷-۲- یک پروتئین محلول در آب. این تصویر لیزوزوم انسانی است را نشان می‌دهد نوعی پروتئین که دارای اثر ضد باکتریایی است و در اشک و بزاق یافت می‌شود. این مدل مولکول لیزوزوم (ارغوانی) را در یک محیط آبی نشان می‌دهد. نواحی قطبی و یونی روی سطح پروتئین مولکولهای آب را جذب می‌کنند.

البته موادی هم هستند که تمایلی به آب ندارند. مواد غیر یونی و غیر قطبی، آب را دفع می‌کنند، به این مواد **آب‌گریز** گفته می‌شود (از کلمه‌ی یونانی phobos به معنی ترسیدن). برای نمونه از موادی که در آشپزخانه یافت می‌شوند می‌توان یاد کرد. روغن گیاهی با موادی مانند سرکه، که ترکیبشان بر پایه‌ی آب استوار است، قابل مخلوط

کردن نیست. رفتار آب‌گریزانه‌ی مولکول‌های روغن نتیجه حضور پیوندهای نسبتاً غیرقطبی است. در این مورد پیوند-های میان کربن و هیدروژن که الکترون‌ها تقریباً به میزان یکسان به اشتراک گذاشته می‌شوند، عامل اصلی است. مولکول‌های آب‌گریز خانواده‌ی چربی‌ها، از بخش‌های اصلی غشاهای سلولی هستند (تصور کنید اگر غشای سلولی حل می‌شد چه رخ می‌داد).

غلظت ماده‌ی حل‌شونده در محلول‌های آبی

شیمی زیستی، شیمی رطوبت است. بسیاری از واکنش‌های شیمیایی که در جانداران صورت می‌گیرد وابسته به حل شدن یک ماده‌ی حل‌شونده در آب است. برای شناخت واکنش‌های شیمیایی نیاز به دانستن چگونگی درگیر شدن اتم‌ها و مولکول‌ها هستیم. بنابراین آگاهی از چگونگی اندازه‌گیری غلظت ماده‌ی حل‌شونده در یک محلول آبی (تعداد مولکول‌های ماده‌ی حل‌شونده در حجم معینی از محلول) اهمیت دارد. هنگام انجام آزمایش‌ها از جرم برای اندازه‌گیری تعداد مولکول‌ها استفاده می‌شود. جرم هر اتم در یک مولکول را می‌دانیم، بنابراین می‌توانیم **جرم مولکولی** آن را اندازه‌گیری کنیم که به سادگی عبارت است از مجموع جرم همه‌ی اتم‌هایی که در مولکول به کار رفته‌اند. برای مثال، جرم مولکولی شکر (ساکارز) با فرمول مولکولی $C_{12}H_{22}O_{11}$ را اندازه می‌گیریم. بر اساس اعداد گرد شده‌ی دالتون، جرم هر اتم کربن، ۱۲، جرم هر اتم هیدروژن ۱ و جرم هر اتم اکسیژن، ۱۶ است. بنابراین جرم مولکولی ساکارز ۳۴۲ دالتون خواهد بود. البته وزن کردن تعداد اندکی از مولکول‌ها عملی نیست. به همین دلیل از واحدی به نام مول برای اندازه‌گیری مواد استفاده می‌کنیم. همان‌طور که یک دوجین به معنی ۱۲ عدد است، یک مول (mol) دقیقاً برابر

6.02×10^{23} عدد از هر چیز است که **عدد آووگادرو** نیز نامیده می‌شود. رابطه‌ی میان عدد آووگادرو و واحد دالتون تعریف شده است، بدین گونه که هر گرم برابر 6.02×10^{23} دالتون است. این‌که هنگام تعیین جرم مولکولی یک مولکول مانند ساکارز می‌توانیم از همان عدد (۳۴۲) با واحد گرم استفاده کنیم تا جرم 6.02×10^{23} مولکول ساکارز یا یک مول ساکارز را نشان دهیم کاملاً معنی‌دار است. (جرم 6.02×10^{23} مولکول از یک ماده گاهی اوقات **جرم مولی** نامیده می‌شود). برای به‌دست آوردن یک مول ساکارز در آزمایشگاه ۳۴۲ گرم آن را وزن می‌کنیم. مزیت عملی اندازه‌گیری مقدار مواد شیمیایی به صورت مول این است که تعداد مولکول‌های یک مول از یک ماده دقیقاً برابر تعداد مولکول‌های یک مول از هر ماده‌ی دیگری است. اگر جرم مولکولی ماده‌ی الف، ۳۴۲ دالتون و جرم مولکولی ماده‌ی ب، ۱۰ دالتون باشد، آنگاه تعداد مولکول‌های ۳۴۲ گرم از ماده‌ی الف برابر تعداد مولکول‌های موجود در ۱۰ گرم از ماده‌ی ب است. یک مول الکل اتیلیک (C_2H_6O) نیز 6.02×10^{23} مولکول دارد، اما جرم آن تنها ۴۶ گرم است، زیرا جرم یک مولکول اتیل الکل کمتر از جرم یک مولکول ساکارز است. اندازه‌گیری به صورت مول، کار دانشمندان را در آزمایشگاه برای ترکیب مواد به یک نسبت معین، آسان کرده است.

چگونه می‌توانیم یک لیتر محلول، دارای یک مول ساکارز حل‌شده در آب، بسازیم؟ باید ابتدا ۳۴۲ گرم ساکارز را وزن کرده و کم‌کم به آب بیفزاییم، آنگاه به‌خوبی هم زده تا شکر کاملاً در آن حل شود. سپس به اندازه‌ی کافی آب به محلول اضافه می‌کنیم تا حجم آن به یک لیتر برسد. در چنین حالتی محلول یک مولار ساکارز خواهیم داشت (1 M). **مولاریته** (تعداد مول‌های یک ماده‌ی حل‌شونده در یک لیتر محلول) واحدی برای اندازه‌گیری غلظت محلول‌های آبی است که بیش از دیگر واحدها توسط زیست‌شناسان مورد استفاده قرار می‌گیرد.

تکامل احتمالی حیات بر روی سایر سیارات با کمک آب

شاید انسان‌ها همیشه که به آسمان خیره شده‌اند، متعجب از این که آیا موجودات زنده‌ی دیگری در ماورای زمین زندگی می‌کنند و اگر حیات بر روی سایر سیارات به وجود آمده است، به چه شکلی یا اشکالی تکامل یافته است؟ زیست‌شناسانی که در جای دیگری از جهان به دنبال حیات می‌گردند (astrobiologists نامیده می‌شوند). تحقیقات-شان را بر روی سیاراتی متمرکز کرده‌اند که احتمالاً دارای آب هستند. تاکنون بیش از ۲۰۰ سیاره در خارج از منظومه‌ی شمسی کشف شده‌اند که شواهدی دال بر وجود بخار آب بر سطح یک یا دو تا از آن‌ها وجود دارد. در منظومه‌ی شمسی خودمان، مطالعات بیشتر بر روی مریخ متمرکز بوده است. مریخ مانند زمین در قطبین خود، دارای کلاهک یخی است. در دهه‌های پس از شروع کاوش‌های فضایی، دانشمندان علائم جالبی پیدا کرده‌اند دال بر این که آب می‌تواند در جایی بر سطح مریخ وجود داشته باشد. سرانجام در سال ۲۰۰۸، رباط فضاورد Phoenix بر سطح مریخ فرود آمد و شروع به نمونه‌گیری از سطح آن کرد. با کمک تصاویری که Phoenix فرستاد سال‌ها شک و تردید حل شد. یخ قطعاً درست در زیر سطح مریخ وجود دارد و بخار آب کافی برای یخبندان در اتمسفر مریخی نیز وجود دارد. این کشفیات هیجان‌انگیز به جستجو برای پیدا کردن نشانه‌های وجود حیات، در گذشته یا اکنون، بر روی مریخ یا سایر سیارات، روح دوباره‌ای بخشیده است. در صورتی که اشکالی از حیات از فسیل یافت شوند، مطالعات آن‌ها فرایند تکامل را از دیدگاه کاملاً جدیدی بررسی خواهد کرد.

شرایط اسیدی و بازی، جانداران را تحت تاثیر قرار می‌دهد

گاهی اتم هیدروژنی که در یک پیوند هیدروژنی بین دو مولکول آب به اشتراک گذاشته شده، از یک مولکول به مولکول دیگر انتقال می‌یابد. هنگامی که این اتفاق می‌افتد، اتم هیدروژن الکترون پیرامون خود را از دست می‌دهد و آنچه که عملاً جابه‌جا می‌شود یون هیدروژن است که تنها یک پروتون با یک بار مثبت دارد. مولکول آب که یک پروتون از دست داده حالا یک یون هیدروکسید (OH^-) است، که یک بار منفی دارد. پروتون به دیگر مولکول آب چسبیده و یک یون هیدرونیوم (H_3O^+) را می‌سازد. می‌توانیم این واکنش شیمیایی را به شکل زیر نمایش دهیم.



شکل ۸-۲- تجزیه مولکول آب

با اینکه این واکنش، آن چیزی است که واقعا اتفاق می‌افتد، واکنش فوق را می‌توان به صورت تجزیه‌ی یک مولکول آب به یک یون هیدروژن و یک یون هیدروکسید، تصور کرد. فلش دوتایی نشان می‌دهد که این واکنش برگشت‌پذیر است و هنگامی که تعادل دینامیکی می‌رسد که سرعت تجزیه‌ی آب و سرعت تشکیل مجدد آب با هم برابر شوند. در واقع در آب خالص، در هر ۵۵۴ میلیون مولکول آب، تنها یک مولکول تجزیه می‌شود. غلظت هر یک از یون‌ها در آب خالص (25°C)، 10^{-7} مول است. این بدان معنی است که تنها یک ده میلیونوم مول یون هیدروژن در هر لیتر آب

خالص و به تعداد برابر آن یون هیدروکسید وجود دارد. اگرچه تجزیه‌ی آب بازگشت‌پذیر و از نظر آماری نادر است، ولی در شیمی حیات از اهمیت زیادی برخوردار است. یون هیدروژن و یون هیدروکسید به شدت آماده‌ی واکنش‌اند. تغییر در غلظت این یون‌ها می‌تواند اثرات جدی بر پروتئین‌ها و دیگر مولکول‌های پیچیده‌ی سلولی داشته باشد. همان‌گونه که دیدید، غلظت H^+ و OH^- در آب خالص با هم برابر است اما افزودن مواد حل‌شده‌ی معین، که اسید و قلیا (باز) نامیده می‌شوند، این تعادل را بهم می‌زند. زیست‌شناسان از مقیاسی به نام pH برای بیان اسیدی یا قلیایی بودن یک محلول بهره می‌برند.

اسیدها و قلیاها (باز)

چه عاملی باعث می‌شود تا یک محلول آبی غلظت نابرابری از H^+ و OH^- داشته باشد؟ هنگامی که موادی به نام اسید در آب حل می‌شوند H^+ را به محلول می‌افزایند. یک اسید بر پایه‌ی تعریفی که توسط بیشتر زیست‌شناسان استفاده می‌شود، ماده‌ای است که غلظت یون هیدروژن یک محلول را افزایش می‌دهد. برای مثال، هنگامی که اسید هیدروکلریک (HCl) به آب افزوده می‌شود، یون هیدروژن از یون کلرید جدا می‌شود:



این منبع اضافی H^+ (تجزیه‌ی آب منبع دیگر آن است) باعث می‌شود تا محلول، H^+ بیشتری نسبت به OH^- داشته باشد. چنین محلولی به عنوان یک محلول اسیدی شناخته می‌شود. ماده‌ای که غلظت یون هیدروژن یک محلول را کاهش می‌دهد، قلیا خوانده می‌شود. برخی از قلیاها مستقیماً با گرفتن یون هیدروژن، غلظت آن را کاهش می‌دهند. برای مثال، آمونیاک (NH_3) با جفت الکترون آزاد خود (به اشتراک نگذاشته‌ی خود) یک یون هیدروژن محلول را گرفته و به یون آمونیوم (NH_4^+) تبدیل می‌شود و به این ترتیب مانند یک قلیا عمل می‌کند:



سایر قلیاها غلظت H^+ را به‌طور مستقیم و با تجزیه شدن به یون هیدروکسید کاهش می‌دهند، به‌گونه‌ای که یون هیدروکسید با یون هیدروژن ترکیب شده و در محلول، آب تشکیل می‌شود. یکی از انواع بازهایی که به این روش عمل می‌کند هیدروکسید سدیم (NaOH) است که در آب به یون‌های خود تجزیه می‌شود:



در هر دو حالت، قلیا غلظت یون هیدروژن را کاهش می‌دهد. محلولی با غلظت بالاتر OH^- نسبت به H^+ ، به عنوان یک محلول قلیایی شناخته می‌شود. محلولی که در آن غلظت OH^- و H^+ برابر باشد، محلول خنثی نامیده می‌شود. توجه داشته باشید که فلش یک سویه در واکنش‌های HCl و NaOH به کار رفته است. این ترکیبات هنگامی که با آب مخلوط می‌شوند به‌طور کامل تجزیه می‌شوند. به همین دلیل به اسید هیدروکلریک، یک اسید قوی و به هیدروکسید سدیم، یک قلیای قوی گفته می‌شود. در مقابل، آمونیاک یک باز نسبتاً ضعیف است. فلش‌های دو سویه‌ی به کار رفته در واکنش آمونیاک، نشان‌دهنده‌ی این است که اتصال و آزاد شدن یون هیدروژن یک واکنش برگشت‌پذیر است، اگرچه در حالت تعادل نسبت NH_4^+ به NH_3 نسبت پایداری خواهد بود. همچنین اسیدهای ضعیفی هم هستند که به صورت برگشت‌پذیر یون‌های هیدروژن را آزاد می‌کنند:



در این حالت، واکنش تمایل به سوی چپ دارد. هنگامی که اسیدکربنیک به آب افزوده می‌شود، تنها یک درصد مولکول‌های اسید در زمان معین تجزیه می‌شوند. همین اندازه برای تغییر تعادل بین OH^- و H^+ و از حالت خنثی کافی است.

مقیاس pH

در بسیاری از محلول‌های آبی در دمای 25°C ، حاصل ضرب غلظت H^+ و OH^- ثابت و برابر 10^{-14} است که می‌تواند به صورت زیر نوشته شود:

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

در چنین معادله‌ای، گروه‌ها نشان‌دهنده‌ی غلظت مولی ماده‌ای هستند که درون آن‌ها نوشته شده است. در یک محلول خنثی در دمای اتاق، در چنین معادله‌ای، گروه‌ها نشان‌دهنده‌ی غلظت مولی ماده‌ای هستند که درون آن‌ها نوشته شده است. در یک محلول خنثی در دمای اتاق $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ و $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$ است، بنابراین در این حالت غلظت فرآورده‌ها 10^{-14} است. اگر به اندازه‌ی کافی اسید به محلول اضافه شود، $[\text{H}^+]$ به 10^{-5} افزایش می‌یابد، آن‌گاه مقدار $[\text{OH}^-]$ به 10^{-9} کاهش خواهد یافت (توجه کنید که $10^{-9} = 10^{-5} \times 10^{-14}$). این رابطه‌ی ثابت بیان‌کننده‌ی رفتار اسیدی یا بازی یک محلول آبی است. یک اسید نه تنها یون هیدروژن را به محلول می‌افزاید بلکه یون هیدروکسید را هم به دلیل تمایل H^+ برای ترکیب با OH^- و تشکیل آب، کاهش می‌دهد. برعکس، قلیاها اثرات کاملاً متضادی دارند، غلظت OH^- را افزایش داده و همچنین غلظت H^+ را با تشکیل آب، کاهش می‌دهند. اگر به اندازه‌ی کافی قلیا افزوده شود تا غلظت OH^- به 10^{-6}M افزایش یابد، موجب کاهش غلظت H^+ به 10^{-8}M خواهد شد. هرگاه غلظت یکی از یون‌های H^+ و OH^- را در یک محلول آبی بدانیم، می‌توانیم غلظت یون دیگر را محاسبه کنیم. چون غلظت H^+ و OH^- یک محلول می‌تواند با فاکتوری از ۱۰۰ تریلیون یا بیشتر تغییر کند، دانشمندان راهی بسیار ساده‌تر را نسبت به معیار مول در لیتر برای بیان این گوناگونی بنا کرده‌اند. مقیاس pH، غلظت H^+ و OH^- است که با لگاریتم فشرده شده است. pH یک محلول به صورت زیر بیان می‌شود؛ منهای لگاریتم (بر مبنای ۱۰) غلظت یون هیدروژن.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

برای یک محلول آبی خنثی، $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ مولار است. در نتیجه:

$$\text{pH} = -\log 10^{-7} = -(-7) = 7$$

توجه داشته باشید که pH با افزایش غلظت H^+ کاهش می‌یابد و همچنین اگرچه مقیاس pH بر پایه‌ی غلظت H^+ پایه‌ریزی شده است، از آن برای بیان غلظت OH^- نیز استفاده می‌شود. در محلولی با $\text{pH} = 10$ ، غلظت H^+ برابر 10^{-10}M و غلظت OH^- ، 10^{-4}M است. pH یک محلول آبی خنثی در 25°C است (نقطه‌ی میانی مقیاس). مقدار pH کمتر از ۷ بیان‌گر اسیدی بودن محلول است. هرچه این عدد کوچک‌تر باشد، محلول اسیدی‌تر خواهد بود. pH برای محلول‌های بازی، بالای ۷ است. pH برای بیشتر مایعات زیستی در فاصله‌ی ۸-۶ است. البته استثناهایی هم وجود دارد، مانند شیرهی گوارشی و اسیدی معده‌ی انسان که pH آن نزدیک به ۲ است. به یاد داشته باشید که هر واحد pH، اختلاف ده برابری را در غلظت H^+ و OH^- بیان می‌کند. این روش ریاضی، مقیاس pH را فشرده‌تر

می‌کند. توان اسیدی محلولی با $\text{pH}=3$ ، دو برابر محلولی با $\text{pH}=6$ نیست، بلکه هزار بار اسیدی‌تر است. هنگامی که pH یک محلول به آرامی تغییر می‌کند، به دنبال آن غلظت واقعی H^+ و OH^- در محلول دچار تغییر می‌شود.

بافرها

pH درونی بیشتر سلول‌های زنده نزدیک به ۷ است. حتی کوچک‌ترین تغییر در pH می‌تواند زیان‌آور باشد، زیرا واکنش‌های شیمیایی سلول به غلظت یون‌های هیدروژن و هیدروکسید بسیار حساس‌اند. وجود بافرها در مایعات زیستی باعث پایداری pH آن‌ها با وجود افزودن قلیاها یا اسیدها می‌شود. بافرها موادی هستند که تغییر در غلظت H^+ و OH^- یک محلول را به حداقل می‌رسانند. برای مثال، بافرها معمولاً pH خون انسان را نزدیک ۷/۴ که کمی قلیایی است نگه می‌دارند. چنانچه pH خون فرد از ۷ کمتر شود و یا به بالای ۷/۸ برسد، بیش از چند دقیقه زنده نخواهد ماند. در شرایط طبیعی، گنجایش بافری خون از بروز چنین نوساناتی در pH جلوگیری می‌کند. بافرها هنگامی که H^+ در محلول افزایش می‌یابد، با جذب یون هیدروژن و هنگامی که H^+ کاهش می‌یابد با افزودن یون هیدروژن به محلول، کار خود را انجام می‌دهند. بیشتر محلول‌های بافری از یک اسید ضعیف و قلیای مربوط به آن ساخته شده‌اند که به صورت برگشت‌پذیر با یون هیدروژن ترکیب می‌شوند. چندین بافر به پایداری pH خون و دیگر مایعات زیستی بدن کمک می‌کنند. یکی از این بافرها، اسید کربنیک (H_2CO_3) است که به فرآورده‌هایی چون یون بی‌کربنات (HCO_3^-) و یون هیدروژن (H^+) تجزیه می‌شود:



تبادل شیمیایی بین اسید کربنیک و بی‌کربنات به صورت یک تنظیم‌کننده pH عمل می‌کند. هنگامی که دیگر واکنش‌ها باعث می‌شوند که یون‌های هیدروژن به محیط افزوده و یا از آن گرفته شوند واکنش به سوی چپ یا راست تمایل پیدا می‌کند. اگر غلظت H^+ در خون شروع به کاهش کند (در این حالت pH افزایش می‌یابد)، واکنش به سوی راست پیش می‌رود و اسید کربنیک بیشتری تجزیه می‌شود تا یون‌های هیدروژن تولید شوند. اما وقتی غلظت H^+ در خون شروع به افزایش می‌کند (وقتی pH کاهش می‌یابد) واکنش به سوی چپ می‌رود و HCO_3^- (قلیا) یون هیدروژن اضافی را از محلول جذب می‌کند تا H_2CO_3 تشکیل شود. بنابراین دستگاه بافری اسید کربنیک-بی‌کربنات از یک اسید و یک قلیا که در حال تعادل با یکدیگر هستند تشکیل شده است. بیشتر بافرهای دیگر نیز از یک جفت اسید و باز تشکیل شده‌اند.

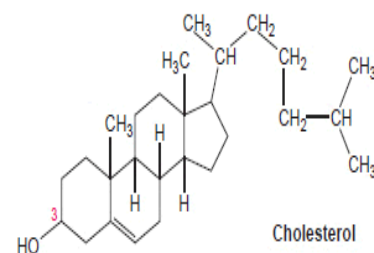
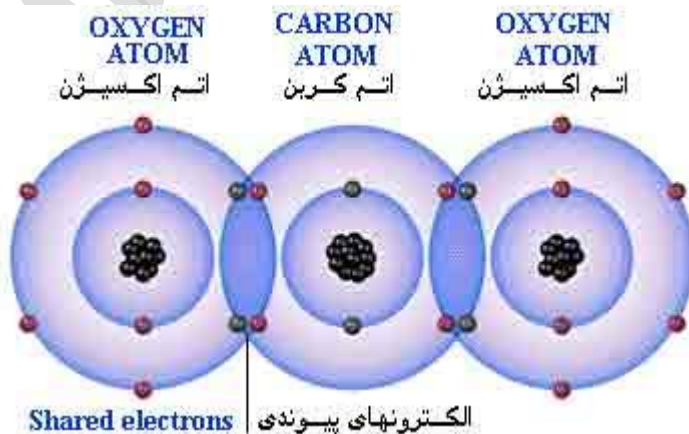
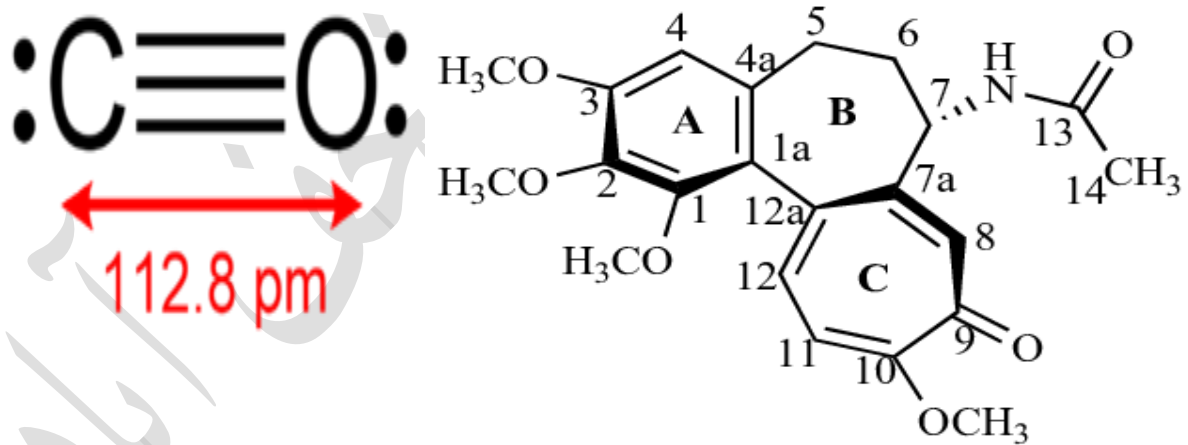
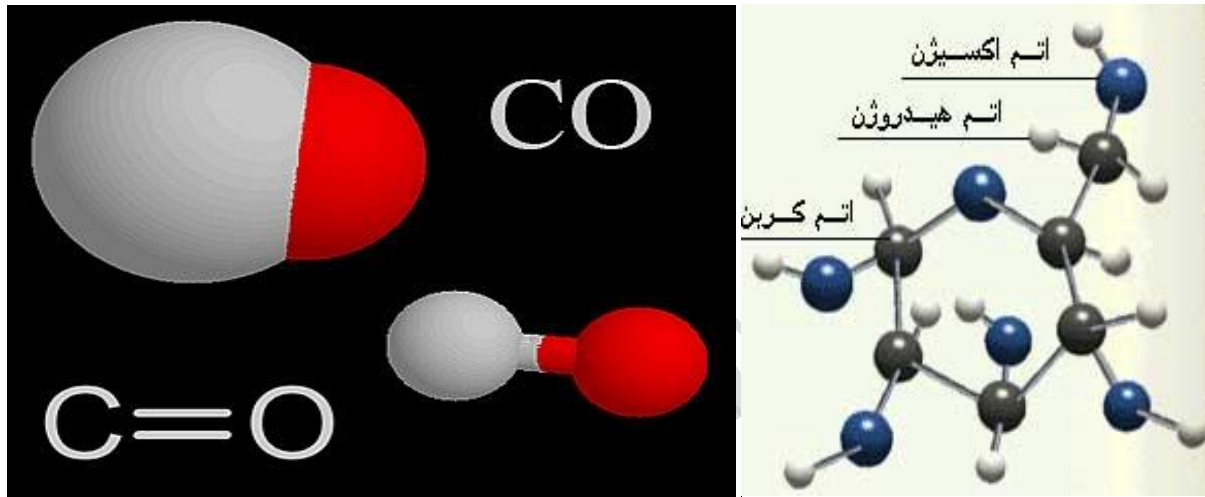
اسیدی شدن: تهدیدی برای کیفیت آب

احتراق سوخت‌های فسیلی یکی از فعالیت‌های متعدد انسانی است که کیفیت آب را تهدید می‌کند، زیرا ترکیبات گازی را به درون فضا رها می‌کند. زمانی که بعضی از این ترکیبات با آب واکنش می‌دهند، آب اسیدی‌تر شده و تعادل شرایط حیات بر روی زمین تغییر می‌کند. دی‌اکسید کربن محصول اصلی احتراق سوخت‌های فسیلی است. حدود ۲۵٪ از CO_2 تولید شده توسط انسان جذب اقیانوس‌ها می‌شود. با وجود حجم بسیار زیاد آب اقیانوس‌ها، دانشمندان نگران هستند که این جذب بالای CO_2 به اکوسیستم‌های دریایی آسیب برساند. داده‌های اخیر نشان داده‌اند که چنین اتفاقات نگران‌کننده‌ای به وقوع پیوسته‌اند. هنگامی که CO_2 در آب دریا حل می‌شود، با آب واکنش داده و اسید کربنیک را به وجود می‌آورد که pH اقیانوس را کاهش می‌دهد. این فرایند **اسیدی شدن اقیانوس‌ها** نامیده می‌شود. دانشمندان با توجه به مقدار CO_2 موجود در حباب‌های محبوس در یخ در طول هزاران سال، تخمین می‌زنند که pH

اقیانوس‌ها در حال حاضر نسبت به ۴۲۰ سال گذشته ۰/۱ واحد، کاهش یافته است. مطالعات اخیر پیش‌بینی می‌کند که pH اقیانوس‌ها تا پایان این قرن ۰/۵-۰/۳ واحد، کمتر خواهد شد. به دلیل اسیدی شدن آب دریا، یون‌های اضافی هیدروژن با یون‌های کربنات (CO_3^{2-}) ترکیب شده و یون‌های بی‌کربنات (HCO_3^-) را به وجود می‌آورند، در نتیجه غلظت کربنات کاهش می‌یابد. دانشمندان پیش‌بینی می‌کنند که اسیدی شدن اقیانوس‌ها باعث خواهد شد غلظت بی‌کربنات تا سال ۲۱۰۰ حدود ۴۰٪ کاهش پیدا کند. این رویداد اهمیت بسیاری دارد، زیرا کربنات برای آهکی شدن یا تولید کربنات کلسیم (CaCO_3) لازم است. کربنات کلسیم توسط بسیاری از موجودات آبی، از جمله مرجان‌های تپه‌ساز و حیوانات صدف‌ساز، ساخته می‌شود. تپه‌های مرجانی اکوسیستم‌های حساسی هستند که پناهگاه بسیاری از موجودات آبی می‌باشند. احتراق سوخت‌های فسیلی منبع عمده‌ی اکسیدهای سولفور و اکسیدهای نیتروژن نیز می‌باشد. این ترکیبات در هوا با آب ترکیب شده و اسیدهای قوی را می‌سازند که با برف و باران به زمین فرود می‌آیند. بارش اسیدی به باران، برف، یا مه با pH کمتر (اسیدی‌تر) از ۵/۲ گفته می‌شود. (pH باران تمیز، حدود ۵/۶ است که به دلیل تشکیل اسید کربنیک از CO_2 و آب کمی اسیدی است). باران اسیدی می‌تواند به حیات موجودات در دریاچه‌ها و نهرها آسیب رسانده و با تغییر شیمی خاک تاثیر شدیدی بر گیاهان ساکن خشکی بگذارد. برای حل این مشکل، کنگره‌ی ایالات متحده‌ی آمریکا قانون هوای پاک را در سال ۱۹۹۰ اصلاح کرد و پیشرفت‌های اجباری در فناوری‌های صنعتی باعث شد سلامت اغلب دریاچه‌ها و جنگل‌های آمریکای شمالی افزایش زیادی پیدا کند. اگر دلیلی برای خوش‌بین بودن در مورد کیفیت آینده‌ی منابع آب سیاره‌مان وجود داشته باشد، آن دلیل این است که دانش ما از تعادل ظریف شیمیایی موجود در اقیانوس‌ها، دریاچه‌ها و رودها افزایش یافته است. ادامه‌ی پیشرفت تنها حاصل فعالیت‌های افراد آگاهی چون خود شما است که نگران کیفیت محیط زندگی خود هستند. لازمه‌ی رسیدن به این هدف، درک نقش اساسی آب در مناسب کردن محیط، برای ادامه‌ی حیات بر روی کره‌ی زمین است.

فصل ۳

کربن و گوناگونی مولکولی در حیات



با اینکه آب مایه‌ی حیات بر روی زمین است، اما جانداران، از جمله همه‌ی گیاهان و یا حتی سوسک از موادی ساخته شده‌اند که بیشتر دارای عنصر کربن هستند. کربن در نتیجه‌ی فعالیت گیاهان وارد زیست کره می‌شود. به این شکل که آن‌ها با دریافت انرژی خورشید، CO_2 اتمسفر را به مولکول‌های زیستی تبدیل می‌کنند. این مولکول‌ها سپس توسط جانورانی که از گیاهان تغذیه می‌کنند وارد بدن آن‌ها می‌شوند. در میان همه‌ی عناصر شیمیایی، کربن به خاطر توانایی در ساخت مولکول‌های بزرگ، پیچیده و گوناگون بی‌همتاست و این گوناگونی مولکول‌ها، می‌تواند در جاندارانی که روی کره زمین زندگی می‌کنند، تنوع ایجاد کند. پروتئین‌ها، DNA، کربوهیدرات‌ها و همه‌ی مولکول‌هایی که ماده‌ی زنده را از غیر زنده جدا می‌کنند، از اتم‌های کربنی ساخته شده‌اند که با یکدیگر یا با دیگر عناصر پیوند دارند. هیدروژن، اکسیژن، نیتروژن، گوگرد و فسفر نیز از دیگر عناصر رایج در این ترکیبات می‌باشند، اما تنها کربن است که به عنوان عامل گوناگونی مولکول‌های زیستی به‌شمار می‌آید. پروتئین‌ها و دیگر مولکول‌های بسیار بزرگ، موضوع اصلی این فصل می‌باشد. در این بخش بیشتر به بررسی مولکول‌های کوچک‌تر می‌پردازیم و از آن‌ها برای بیان برخی مفاهیم مربوط به ترکیبات کربن‌دار بهره می‌گیریم، تا به این ترتیب اهمیت کربن را در حیات مشخص نماییم. همچنین درباره‌ی ویژگی‌های مواد زنده‌ی موجود در جانداران گفتگو می‌کنیم.

شیمی آلی در اصل مطالعه‌ی ترکیبات کربن‌دار است.

به دلایل تاریخی، ترکیباتی که کربن دارند را مواد آلی می‌نامند و به شاخه‌ای از شیمی که به بررسی این گونه ترکیبات می‌پردازد، شیمی آلی گفته می‌شود. ترکیبات آلی طیف گسترده‌ای از مولکول‌های کوچکی مانند متان (CH_4) تا مولکول‌های بسیار بزرگی مانند پروتئین‌ها (که از هزاران اتم ساخته شده‌اند و وزن مولکولی آن‌ها بیش از ۱۰۰۰۰۰ دالتون است) را در برمی‌گیرند. بیشتر ترکیبات آلی افزون بر کربن، هیدروژن نیز دارند. درصد کلی عناصر اصلی حیات (C، H، O، N، S و P) در بین جانداران کاملاً یکسان است. با اینکه ترتیب واحدهای اتمی سازنده‌ی مولکول‌ها محدود است و دارای نسبت تقریباً یکسانی نیز هستند ولی به خاطر ویژگی تطبیق‌پذیری عنصر کربن (توانایی ترکیب عنصر کربن با دیگر عناصر) می‌توانند گوناگونی خارق‌العاده‌ای از مولکول‌های آلی را پدید آورند. گونه‌های مختلف جانداران و حتی افراد مختلف یک گونه، مولکول‌های آلی متفاوتی دارند و با مولکول‌های آلی‌شان از یکدیگر تشخیص داده می‌شوند. انسان‌ها از آغاز پیدایش از دیگر جانداران به عنوان منبع مواد ارزشمند (به عنوان غذا، دارو و الیاف) استفاده می‌کردند. دانش شیمی آلی حاصل تلاش‌هایی بود که برای افزایش بازده ساخت و خالص‌سازی این مواد انجام می‌شد.

اتم‌های کربن می‌تواند توسط پیوند با چهار اتم دیگر، مولکول‌های گوناگونی بسازد.

نکته کلیدی درباره‌ی ویژگی شیمیایی یک اتم مربوط به وضعیت الکترون‌های آن است. وضعیت الکترونی یک اتم، تعداد و نوع پیوندهایی که این اتم می‌تواند داشته باشد را مشخص می‌کند.

تشکیل پیوند با کربن

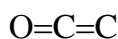
کربن در کل دارای ۶ الکترون می‌باشد که ۲ تای آن‌ها در لایه‌ی الکترونی اول و ۴ تای دیگر در لایه‌ی الکترونی دوم قرار دارند. این عنصر به علت داشتن ۴ الکترون در لایه‌ی دوم که می‌تواند ۸ الکترون را در خود جای دهد با گرفتن و یا از دست دادن ۴ الکترون به حالت پایدار می‌رسد. ولی اتم‌های کربن معمولاً لایه‌ی ظرفیت خود را با اشتراک گذاشتن الکترون‌ها با دیگر اتم‌ها کامل کرده و پیوند کووالانسی تشکیل می‌دهند. بنابراین هر اتم کربن به مانند یک

چهارراه رفتار می کند و مولکول حاصل می تواند در هر چهار جهت پیشروی کند. این چهار ظرفیتی بودن کربن یکی از عواملی است که موجب می شود ساخت مولکول های بزرگ و پیچیده ممکن باشد. هنگامی که یک اتم کربن پیوندهای کووالانسی ساده ایجاد می کند، آرایش چهار اربیتال هیبرید آن باعث می شود، پیوندها به سوی گوشه های یک هرم فرضی خم شوند. زاویه ی پیوندی در متان، 109.5° است. این زاویه تقریباً در همه ی مولکول هایی که در آن ها اتم کربن چهار پیوند ساده دارد، یکسان می باشد. برای مثال اتان (C_2H_6) ساختاری مانند دو هرم دارد که از راس شان هم پوشانی دارند. این ویژگی در مولکول هایی که شمار بیشتری کربن دارند نیز صادق است و در آن ها هر گروه کربن و چهار اتم پیوندی آن، شکلی مانند هرم پیدا می کنند. اما هنگامی که اتم های کربن با پیوند دو گانه به یکدیگر متصل می شوند، همه ی پیوندهای موجود در پیرامون آن کربن ها در یک صفحه قرار می گیرند. برای مثال، اتان یک مولکول مسطح است و همه ی اتم های آن در یک سطح قرار دارند. ما فرمول های ساختاری را به صورت مسطح نشان می دهیم. اما دقت کنید که مولکول ها دارای حجم و سه بعدی هستند و اغلب این شکل مولکول است که ویژگی آن را مشخص می کند. وضعیت الکترونی کربن به آن این توانایی را می دهد تا بتواند با بسیاری از اتم ها پیوند کووالانسی برقرار کند. لایه های الکترونی چهار عنصر اصلی ترکیبات آلی را نشان می دهد. این گونه الگوها به ما امکان می دهند لایه ی ظرفیت کربن و دیگر عناصر اصلی ترکیبات آلی، یعنی اکسیژن، هیدروژن و نیتروژن را بررسی کنیم. در شیمی آلی، ظرفیت عناصر به عنوان پایه های قوانین پیوند کووالانسی در نظر گرفته می شود. ظرفیت عناصر، رمز ساختاری است که شکل ساختاری مولکول های آلی را کنترل می کند.

Name and Comment	Molecular Formula	Structural Formula	Ball-and-Stick Model	Space-Filling Model
(a) Methane	CH_4	$\begin{array}{c} H \\ \\ H - C - H \\ \\ H \end{array}$		
(b) Ethane	C_2H_6	$\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H - C & - C - H \\ & \\ H & H \end{array}$		
(c) Ethene (ethylene)	C_2H_4	$\begin{array}{c} H & & H \\ & \backslash & / \\ & C = C \\ & / & \backslash \\ H & & H \end{array}$		

شکل ۱-۳ ساختار سه مولکول آلی ساده

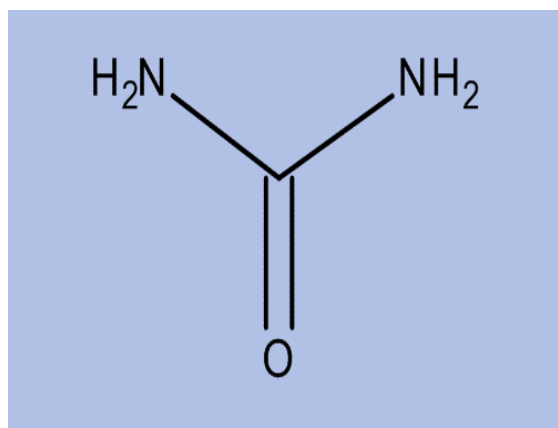
دو مثال دیگر نشان می دهند که نحوه ی پیوند کووالانسی اتم کربن با دیگر اتم ها چگونه است. در مولکول کربن دی اکسید (CO_2)، یک اتم کربن با دو پیوند کووالانسی دو گانه به دو اتم اکسیژن متصل شده است. در شکل زیر فرمول ساختاری CO_2 را می بینید:



در فرمول ساختاری، هر خط نشانه‌ی یک جفت الکترون اشتراکی است. توجه داشته باشید که اتم کربن در مولکول CO_2 دارای ۲ پیوند دوگانه است که خود برابر چهار پیوند ساده است. این چیدمان، لایه‌های ظرفیت همه‌ی اتم‌های این مولکول را تکمیل می‌کند. چون مولکول کربن دی‌اکسید بسیار ساده و کوچک و در ضمن بدون هیدروژن است. معمولاً آن را غیر آلی به‌شمار می‌آورند، با وجودی که دارای کربن است. خواه CO_2 را آلی و خواه غیرآلی بنامیم. هیچ شکی در مورد نقش مهم CO_2 در چرخه‌ی حیات وجود ندارد. همانگونه که پیش‌تر نیز اشاره شد CO_2 منبع کربن برای همه‌ی ترکیبات آلی جانداران است. مولکول نسبتاً ساده‌ی دیگر اوره است، $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$. این ترکیب آلی در ادرار یافت می‌شود. فرمول ساختاری اوره را در شکل می‌بینید که هر اتم دارای چند پیوند کووالانسی مورد نیاز خود است. در این مولکول، اتم کربن، هم دارای پیوند کووالانسی ساده و هم دارای پیوند کووالانسی دوگانه است.

مولکول اوره و کربن دی‌اکسید، تنها دارای یک اتم کربن هستند، اما همان‌طور که می‌دانید، اتم کربن می‌تواند از یک یا تعداد بیشتری از الکترون‌های لایه‌ی ظرفیت خود استفاده کند و با دیگر اتم‌های کربن پیوند کووالانسی برقرار نماید. چنین ویژگی، این امکان را می‌دهد که اتم‌ها بتوانند زنجیره‌ای بلند و بی‌شمار بسازد.

گوناگونی مولکولی، ناشی از اسکلت‌های کربنی مختلف است



شکل ۲-۳- مولکول اوره

زنجیره‌های کربنی، اسکلت مولکول‌های آلی را می‌سازند. اسکلت‌های کربنی ممکن است از لحاظ بلندی گوناگون باشند و یا به صورت خطی، شاخه‌دار و حتی حلقه‌های نزدیک به هم باشند. برخی از اسکلت‌های کربنی دارای پیوندهای دوگانه اند که از لحاظ تعداد و محل قرارگیری پیوند با یکدیگر تفاوت دارند. این گوناگونی در اسکلت کربنی، خود یکی از عوامل مهم ایجاد پیچیدگی و گوناگونی در مولکول‌های زیستی است که از ویژگی‌های ماده‌ی زنده می‌باشد. علاوه بر این، اتم‌های دیگر عناصر می‌توانند در جای مناسب با زنجیره‌ی کربنی پیوند برقرار کنند.

Hydrogen
(valence = 1)



H·

© 2011 Pearson Education, Inc.

Oxygen
(valence = 2)



·Ö·

Nitrogen
(valence = 3)



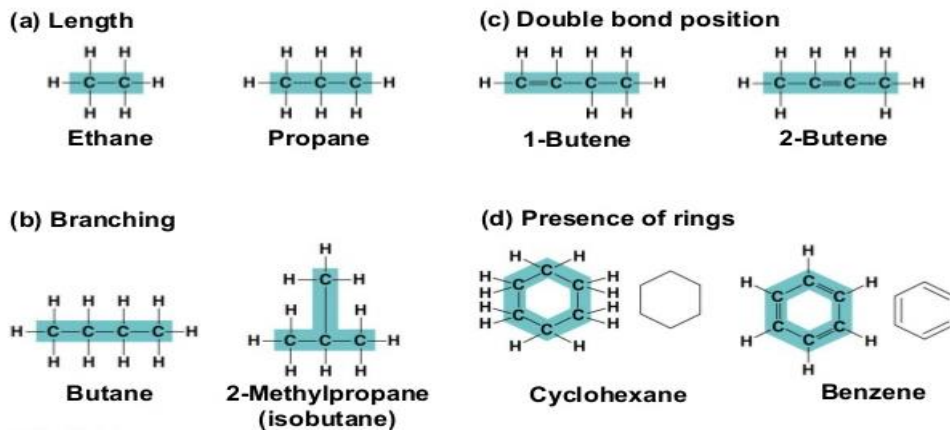
·N·

Carbon
(valence = 4)



·C·

شکل ۳-۳- ظرفیت عناصر اصلی در مولکول‌های آلی. ظرفیت تعداد پیوندهای کووالانسی است که یک اتم می‌تواند تشکیل دهد و معمولاً برابر تعداد الکترون‌هایی است که اتم نیاز دارد تا بیرونی‌ترین لایه الکترونی خود (لایه ظرفیت خود) را کامل کند.

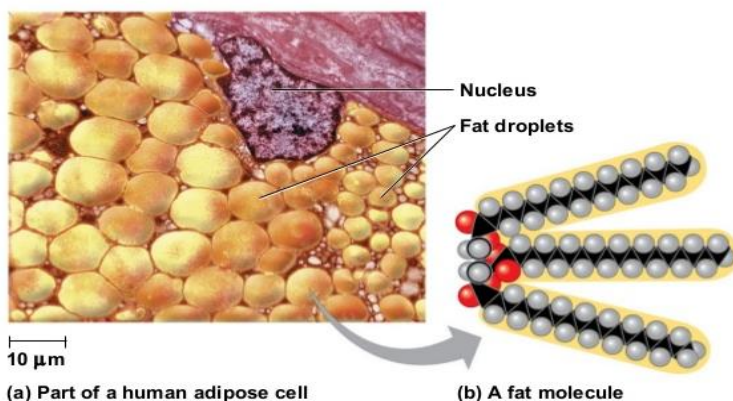


شکل ۴-۳- گوناگونی در اسکلت‌های کربنی

هیدروکربن‌ها

همه‌ی مولکول‌هایی که در شکل قبل می‌بینید، هیدروکربن هستند. یعنی ترکیبات آلی که تنها از هیدروژن و کربنی که الکترون برای پیوند کووالانسی وجود دارد به زنجیره‌ی کربنی متصل شده‌اند. هیدروکربن‌ها اصلی‌ترین جزء نفت خام هستند. به نفت خام سوخت فسیلی می‌گویند زیرا از باقی‌مانده‌های نسبتاً تجزیه شده‌ی جاندارانی که میلیون‌ها سال پیش زندگی می‌کردند، ساخته شده است. با آن‌که هیدروکربن‌ها چندان در جانداران یافت نمی‌شوند، بسیاری از مولکول‌های آلی سلول‌ها، بخش‌هایی دارند که تنها از کربن و هیدروژن ساخته شده‌اند. برای نمونه، مولکول‌های چربی دم‌های بلند هیدروکربنی دارند که به بخشی غیر هیدروکربنی متصل می‌شوند (شکل ۵-۳). چربی و نفت خام، هر دو در آب نامحلول هستند و از ترکیبات آب‌گریز به شمار می‌آیند زیرا بیشتر پیوندهای آن‌ها از نوع پیوند غیر قطبی

کربن-هیدروژن می‌باشد. از دیگر ویژگی‌های هیدروکربن‌ها این است که می‌توانند انرژی فراوانی تولید کنند. گازوئیل که به عنوان سوخت در ماشین‌های دیزل مصرف می‌شود از هیدروکربن ساخته شده است و دم‌های هیدروکربنی مولکول‌های چربی نیز سوخت ذخیره‌ای جانوران به شمار می‌روند.



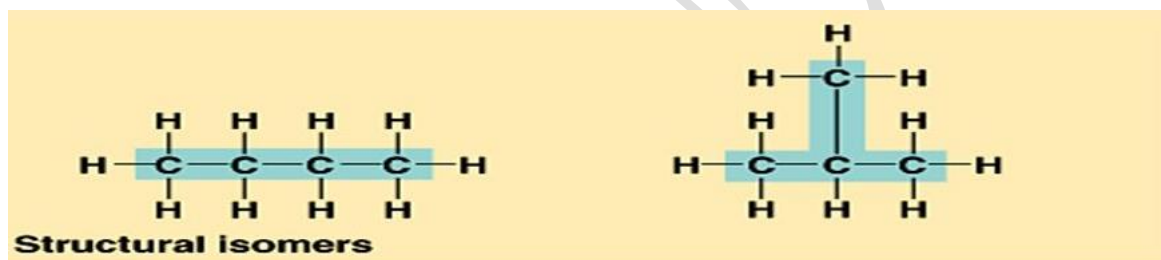
شکل ۵-۳- نقش هیدروکربن‌ها در چربی‌ها. سلول‌های چربی پستانداران مولکول‌های چربی را به عنوان منبع سوخت در خود انباشته می‌کنند. همان‌گونه که در این ریزنگار می‌بینید، سلول از قطره‌های چربی بزرگی پر شده است که این قطره‌ها خود از تعداد فراوانی مولکول‌های چربی ساخته شده‌اند. b مولکول‌های چربی از یک بخش هیدروکربنی کوچک ساخته شده است که به سه دم (زنجیره هیدروکربنی پیوند شده است). دم‌ها می‌توانند تجزیه شوند و انرژی تولید کنند. همچنین این بخش‌ها مسئول خاصیت آب‌گریزی چربی‌ها هستند. (سیاه کربن، خاکستری هیدروژن و قرمز اکسیژن می‌باشد).

ارتباط دهید دمه‌ها چگونه سبب آب‌گریزی چربی‌ها می‌شود؟



ایزومرها

گوناگونی ساختمان مولکول‌های آلی را می‌توان در ایزومرها دید. ایزومرها ترکیباتی هستند که دارای تعداد و انواع یکسانی از اتم‌های مشابه می‌باشند اما به دلیل ساختار متفاوت ویژگی‌های گوناگونی دارند. برای مثال، دو مولکول پنتانی که در شکل (۳-۶) می‌بینید را باهم مقایسه کنید. هر دو دارای فرمول مولکولی C_5H_{12} می‌باشند اما تفاوت کلیدی، در نحوه‌ی آرایش کووالانسی اسکلت کربنی آن‌هاست. اسکلت کربنی در یکی به صورت خطی و در دیگری به صورت منشعب است.



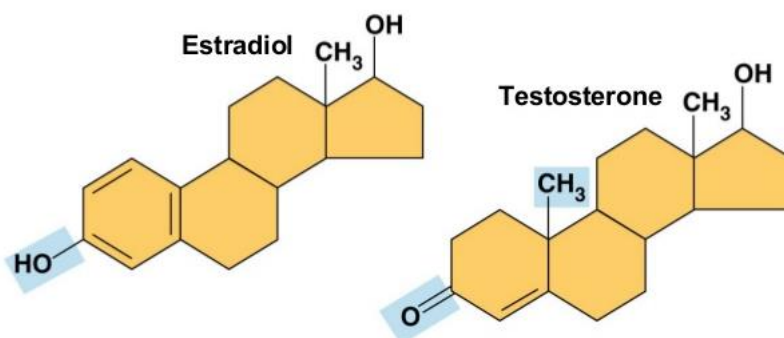
شکل ۳-۶- ایزومرهای ساختمانی. همان‌طور که در این مثال دو ایزومر C_5H_{12} (پنتان چپ) و ۲-متیل بوتان (راست) نشان داده شده است، ایزومرهای ساختمانی در نحوه برقراری پیوند کووالانسی بین اتم‌هایشان تفاوت دارند.

گروه‌های شیمیایی معدودی در عملکرد مولکول‌های زیستی نقش کلیدی دارند.

ویژگی‌های متفاوت مولکول‌های آلی علاوه بر طرز قرارگیری اسکلت کربنی آن، به گروه‌های شیمیایی متصل به اسکلت نیز بستگی دارد. می‌توان هیدروکربن‌ها (ساده‌ترین مولکول‌های آلی) را به عنوان چارچوب اصلی برای مولکول‌های آلی پیچیده‌تر در نظر گرفت. برخی گروه‌های عاملی می‌توانند جایگزین یک یا تعداد بیشتری از هیدروژن‌های متصل به اسکلت کربنی مولکول هیدروکربنی شوند. همان‌طور که خواهیم دید برخی از گروه‌های شامل اتم‌های اسکلت کربنی می‌شوند. این گروه‌ها ممکن است در واکنش‌های شیمیایی شرکت کنند یا ممکن است از طریق تاثیر بر شکل مولکولی، به‌طور غیر مستقیم عمل کنند. ویژگی‌های مختص هر مولکول بستگی به تعداد و طرز قرارگیری گروه‌های شیمیایی آن مولکول دارد.

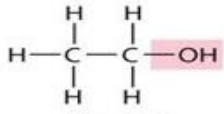
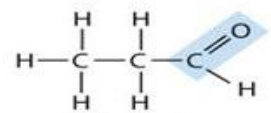
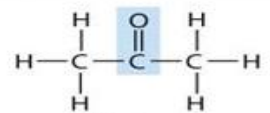
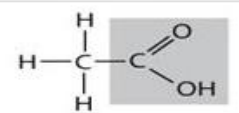
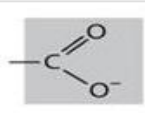
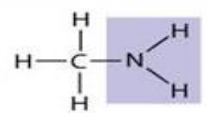
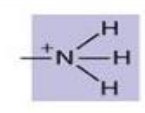
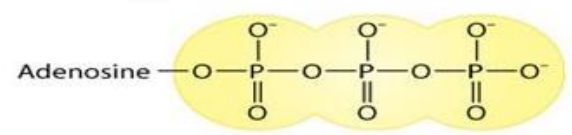
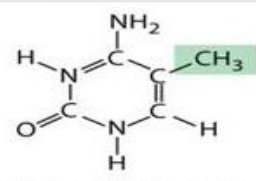
گروه‌های شیمیایی که مهم‌ترین نقش را در فرایندهای حیات دارند.

تفاوت بین استرادیول (نوعی استروژن) و تستسترون را در نظر بگیرید. این ترکیبات به ترتیب هورمون‌های جنسی زنانه و مردانه در انسان و سایر مهره‌داران هستند. هر دو هورمون استروئیدی هستند و اسکلت کربنی یکسانی دارند که از ۴ حلقه‌ی به هم پیوسته تشکیل شده است. این هورمون‌های جنسی تنها در گروه‌های شیمیایی متصل به حلقه‌ها با هم متفاوتند. تفاوت‌های ساختاری در شکل زیر مشخص هستند.



شکل ۷-۳- ساختار شیمیایی هورمون استروژن و تستسترون

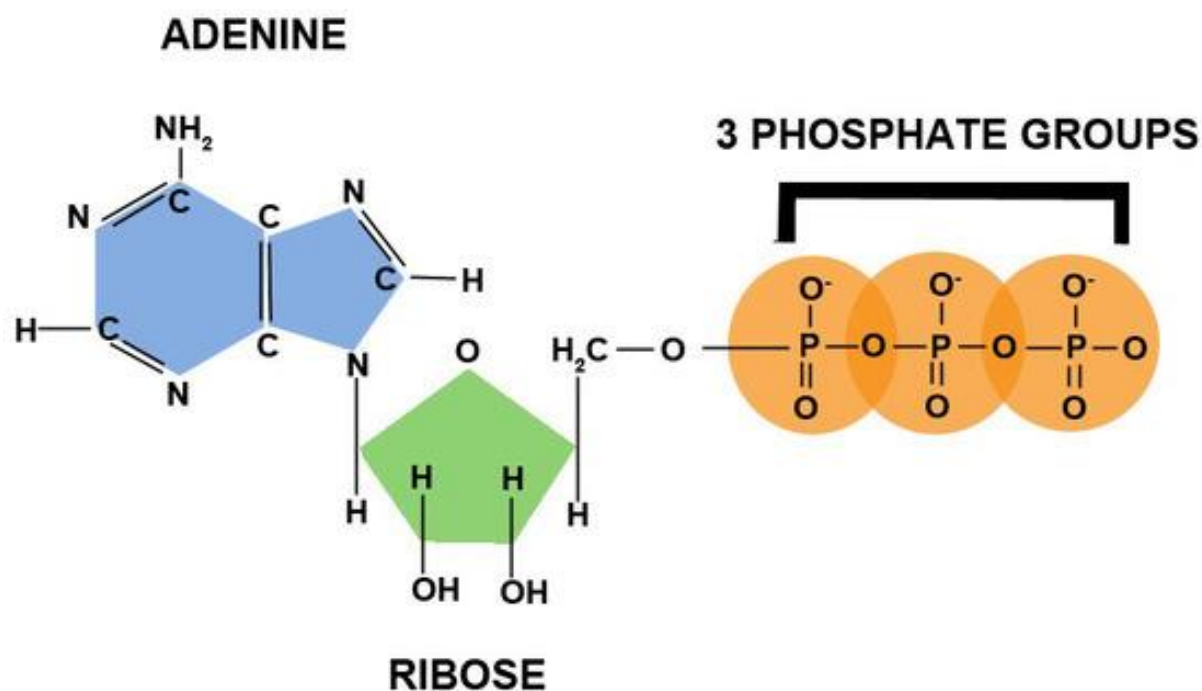
تفاوت عمل این دو مولکول در بسیاری از بافت‌های سراسر بدن به ایجاد ویژگی‌های آناتومیکی و فیزیولوژیکی متفاوت در مهره‌داران نر و ماده کمک می‌کند. بنابراین حتی تفاوت صفات جنسی ما نیز مربوط به تفاوت در ساختار مولکولی است. در مورد هورمون‌های جنسی، گروه‌های شیمیایی متفاوت با تاثیر بر روی شکل مولکول نقش خود را ایفا می‌کنند. در سایر موارد گروه‌های شیمیایی از طریق مشارکت مستقیم در واکنش‌های شیمیایی بر روی عملکرد مولکول تاثیر می‌گذارند. این گروه‌های شیمیایی مهم **گروه‌های عامل** نامیده می‌شوند. گروه‌های عامل در مولکول‌های آلی گوناگون به روش خاصی در واکنش‌های شیمیایی شرکت می‌کنند. ۷ گروه شیمیایی که در فرایندهای زیستی از بقیه مهم‌ترند، گروه‌های هیدروکسیل، کربونیل، کربونیل، کربوکسیل، آمینو، سولفیدریل، فسفات و متیل هستند. ۶ گروه اول می‌توانند به عنوان گروه‌های عامل عمل کنند، این گروه‌ها هیدروفیل نیز بوده و از این رو حلالیت ترکیبات آلی را در آب افزایش می‌دهند. این متیل واکنش‌گر نیست و اغلب به عنوان یک **برچسب قابل شناسایی** در مولکول‌های زیستی عمل می‌کند. برای آشنایی با این گروه‌های شیمیایی مهم جدول زیر را مطالعه کنید.

Chemical Group	Examples
Hydroxyl group —OH	 Alcohol
Carbonyl group >C=O	 Aldehyde  Ketone
Carboxyl group —COOH	 Carboxylic acid  Ionized
Amino group —NH_2	 Amine  Ionized
Phosphate group —OPO_3^{2-}	 Organic phosphate
Methyl group —CH_3	 Methylated compound

شکل ۸-۳- گروه‌های عاملی

ATP: منبع مهم انرژی برای فرایندهای سلولی

ستون فسفات در شکل زیر یک مثال ساده برای فسفات‌های آلی را نشان می‌دهد. آدنوزین تری فسفات یا ATP مثالی از گروه فسفات است که پیچیده‌تر می‌باشد و چون اصلی‌ترین مولکول حامل‌کننده انرژی در سلول است ارزش بررسی دارد. ATP از یک مولکول آلی به نام آدنوزین که به یک رشته‌ی سه تایی از فسفات پیوند شده، تشکیل شده است.

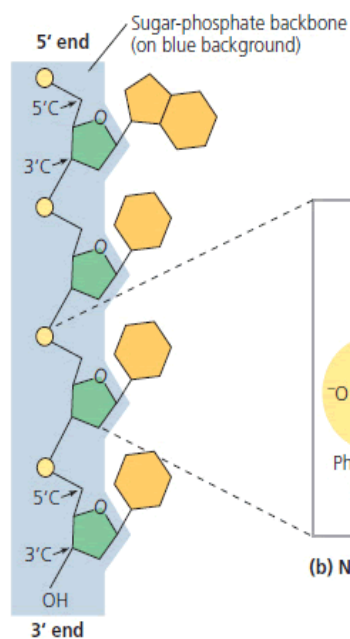
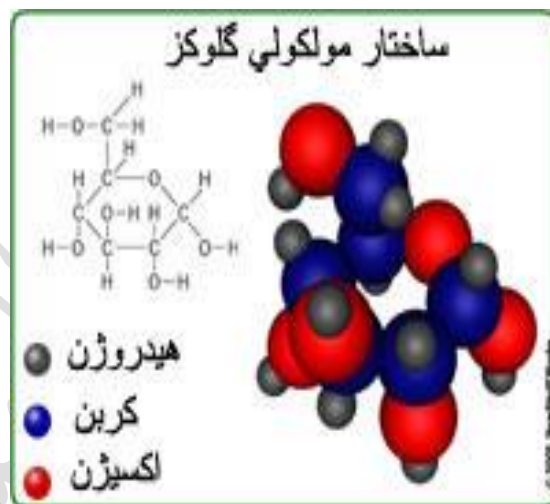
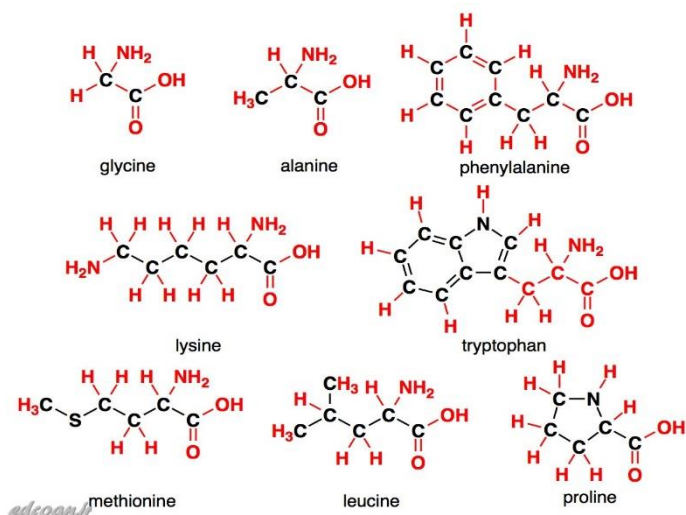


شکل ۸-۳- مولکول ATP

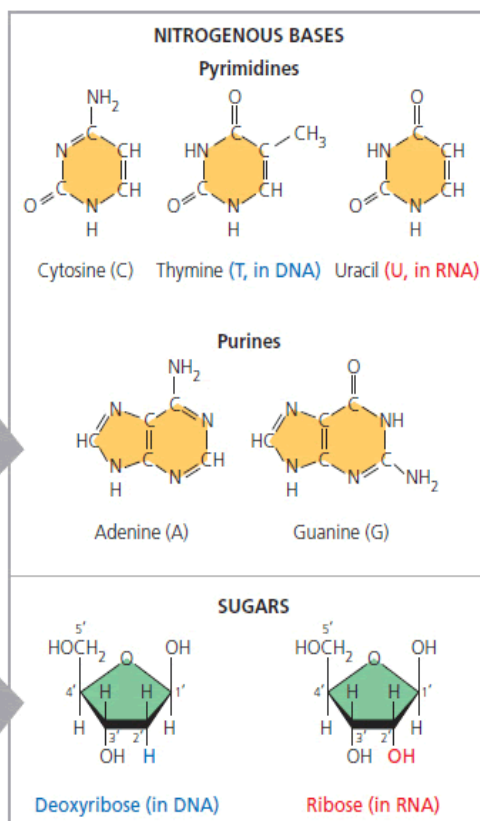
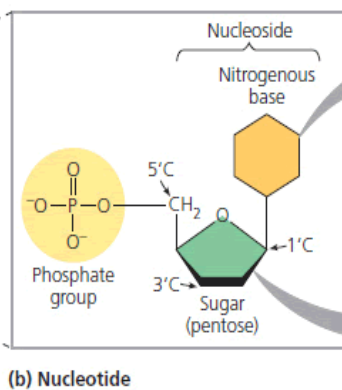
هنگامی که هر ۳ فسفات در یک ردیف حاضر هستند ممکن است یکی از این گروه‌های فسفات جدا شده و تبدیل به فسفات معدنی شود (HOPO_3^{2-}). هنگامی که ATP یک فسفات خود را از دست می‌دهد تبدیل به آدنوزین دی فسفات یا ADP می‌شود. این واکنش موجب تولید انرژی در سلول می‌شود.

فصل ۴

ساختار و عملکرد درشت مولکول‌ها



(a) Polynucleotide, or nucleic acid



(c) Nucleoside components

مولکول‌های حیات

با توجه به پیچیدگی‌های حیات بر روی زمین، انتظار می‌رود تا جانداران تنوع مولکولی بسیار زیادی داشته باشند. اما با این وجود تمامی مولکول‌های مهم بدن جانداران، از فیل گرفته تا باکتری‌ها، در چهار دسته قرار می‌گیرند؛ کربوهیدرات‌ها، لیپیدها، پروتئین‌ها و اسیدهای نوکلئیک. در مقیاس مولکولی، مولکول‌های موجود در سه دسته از این ترکیبات - کربوهیدرات‌ها، پروتئین‌ها و اسیدهای نوکلئیک - بسیار بزرگ بوده و **درشت مولکول** خوانده می‌شود. برای مثال، یک پروتئین ممکن است از هزاران اتم تشکیل شده باشد و حتی وزن مولکولی بیشتر از ۱۰۰۰۰۰ دالتون داشته باشد. با توجه به اندازه پیچیدگی درشت مولکول‌ها، بیوشیمیست‌ها به بررسی جزئیات ساختاری آن‌ها می‌پردازند. شکل ساختاری یک مولکول زیستی بزرگ به توجیه عملکرد آن بسیار کمک می‌کند. همانند ترکیبات ساده‌ای مثل آب، مولکول‌های بزرگ زیستی نیز دارای ویژگی‌های خاص خود هستند که معلول طرز قرارگیری اتم‌های آن‌هاست.

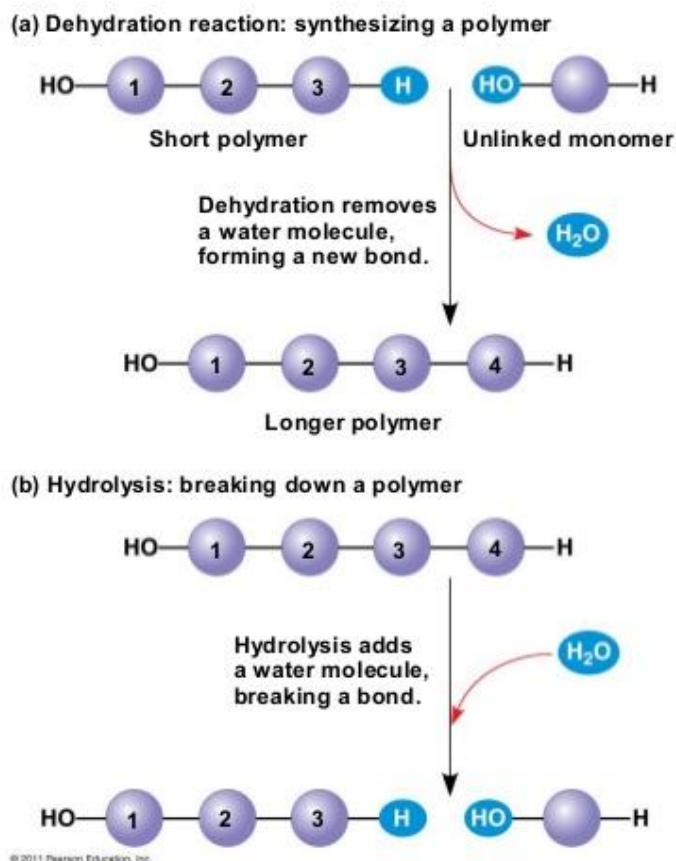
درشت مولکول‌ها پلی‌مرهایی هستند که از واحدهای مونومری ساخته شده‌اند.

مولکول‌های بزرگ سه رده از ترکیبات آلی حیات (کربوهیدرات‌ها، پروتئین‌ها و اسیدهای نوکلئیک) مولکول‌های زنجیرمانندی هستند که به آن‌ها پلی‌مر گفته می‌شود. (از واژه‌ی یونانی polys، به معنای بسیاری و meris به معنای بخش گرفته شده است). یک **پلی‌مر**، مولکولی بلند با واحدهای مشابه یا یکسان است که با پیوندهای کووالانسی به هم چسبیده‌اند؛ درست همانند قطاری که از زنجیره‌ای از واگن‌ها تشکیل شده است. واحدهای تکرار شونده، به عنوان بلوک‌های سازنده‌ی یک پلی‌مر، مولکول‌های کوچکی هستند که به آن‌ها مونومر گفته می‌شود. برخی از مولکول‌هایی که به عنوان **مونومر** به کار می‌روند، خودشان نیز دارای فعالیت هستند.

ساختن و شکستن پلی‌مرها

درشت مولکول‌های پلی‌مری از لحاظ ماهیت مونومرهای‌شان متفاوت هستند، اما مکانیسم‌های شیمیایی که سلول‌ها به کمک آن‌ها این پلی‌مرها را ساخته یا می‌شکنند، در همه‌ی رده‌های درشت مولکول‌ها یکسان می‌باشند. مونومرها با واکنشی که در آن دو مولکول با پیوند کووالانسی به هم پیوند می‌شوند، متصل شده و یک مولکول آب نیز آزاد می‌گردد. این نوع واکنش را **واکنش تراکمی** گویند که نوعی **واکنش آب‌دهی** به‌شمار می‌آید، چون یک مولکول آب آزاد می‌شود. هنگامی که یک پیوند بین دو مونومر ایجاد می‌گردد، هر کدام از مولکول‌ها بخشی از مولکول آب آزاد شده را تشکیل می‌دهند: یکی از مولکول‌ها، گروه هیدروکسیل و مولکول دیگر، اتم هیدروژن را فراهم می‌کند. در شکل‌گیری یک پلی‌مر، این واکنش تکرار شده و هر بار یک مونومر، به پلی‌مر اضافه می‌شود.

Figure 5.2



شکل ۱-۴- ساختن و شکستن پلی‌مرها

پلی‌مرها به کمک فرایند هیدرولیز به واحدهای مونومری اولیه تبدیل می‌شوند. فرایندی که عکس واکنش آبدهی است. هیدرولیز به معنی شکستن به کمک آب (از کلمه‌ی یونانی **hydro** یعنی آب و **lysis** به معنی شکستن) می‌باشد. پیوندهای بین مونومرها با افزودن مولکول‌های آب شکسته می‌شود، به‌گونه‌ای که یک هیدروژن از مولکول آب به یک مونومر و گروه هیدروکسیل به مونومر مجاور متصل می‌گردد. نمونه‌ای از عملکرد هیدرولیز در بدن ما فرایند گوارش است. مواد آلی غذاهای ما به شکل پلی‌مر بوده و آنقدر بزرگ هستند که نمی‌توانند وارد سلول‌های ما شوند. درون لوله‌ی گوارشی، آنزیم‌های گوناگون به پلی‌مرها حمله‌ور شده و سرعت هیدرولیز را افزایش می‌دهند. مونومرهای آزاد شده وارد گردش خون شده تا در سلول‌های بدن توزیع شوند. این سلول‌ها از واکنش‌های آبدهی برای ترکیب کردن مونومرها و ساختن پلی‌مرهای جدید استفاده می‌کنند. این پلی‌مرها متفاوت از آن‌هایی هستند که در لوله‌ی گوارشی تجزیه می‌شوند. پلی‌مرهای جدید کارهای مورد نیاز سلول را انجام می‌دهند.

گوناگونی پلی‌مرها

هر سلول دارای هزاران نوع درشت مولکول است که از سلولی به سلول دیگر و حتی در سلول‌های یک جاندار نیز فرق می‌کنند. تفاوت‌های وراثتی بین خواهرها و برادرها به دلیل اختلاف و گوناگونی درشت مولکول‌های آن‌ها به ویژه در سطح DNA و پروتئین‌ها می‌باشد. تفاوت‌های مولکولی بین افراد غیر خویشاوند، بسیار گسترده بوده و این تفاوت‌ها بین گونه‌ها نیز بزرگ‌تر و بیش‌تر است. گوناگونی درشت مولکول‌ها در جهان زنده بسیار زیاد و فراتر از حد تصور است.

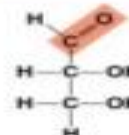
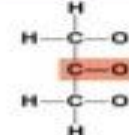

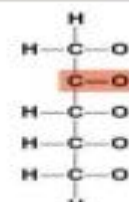
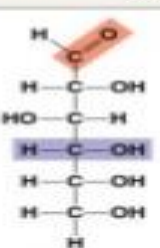

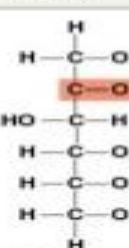
پایه‌ی چنین گوناگونی‌هایی در پلی‌مرهای زیستی چیست؟ این مولکول‌ها از ۴۰ تا ۵۰ مونومر مشترک ساخته شده‌اند و مونومرهای دیگر در بین آن‌ها کمتر دیده می‌شود. ایجاد تنوع بسیار در سطح پلی‌مرها به کمک انواع محدودی از مونومرها، مانند ساختن صدها هزار کلمه از ۳۲ حرف الفبا می‌باشد. کلید این مساله، گوناگونی آرایشی در توالی خطی واحدهای مونومری می‌باشد. اما این شبیه‌سازی برای توضیح گوناگونی بسیار بالای درشت مولکول‌ها کافی به نظر نمی‌رسد. چون پلی‌مرهای زیستی، بلندتر از درازترین کلمه‌ی ساخته شده با حروف الفباست. برای نمونه پروتئین‌ها از ۲۰ نوع اسیدآمینو ساخته شده‌اند که زنجیروار در کنار هم آرایش یافته‌اند به گونه‌ای که صدها آمینو اسید برای ساختن یک پروتئین در کنار یکدیگر قرار می‌گیرند. منطق مولکولی حیات ساده ولی ظریف است. مولکول‌های کوچک در همه‌ی جانداران مشترک هستند ولی به صورت درشت مولکول‌های منحصر به فرد آرایش یافته‌اند. حال آماده‌ایم تا ساختارها و اعمال ویژه‌ی چهار گروه اصلی از ترکیبات آلی سلول‌ها را بررسی نماییم. در هر کدام از این دسته‌های مولکولی، مولکول‌های بزرگ دارای ویژگی‌های جدید و نوپایی هستند که در واحدهای ساختاری آن‌ها یافت نمی‌شود.

کربوهیدرات‌ها به عنوان مواد ساختمانی و سوختی به کار می‌روند.

کربوهیدرات‌ها شامل قندها و پلی‌مرهای قندی هستند. ساده‌ترین کربوهیدرات‌ها، مونوساکاریدها و یا به بیانی دیگر قندهای ساده می‌باشند. دی‌ساکاریدها یا دو قندی‌ها از دو واحد مونوساکاریدی ساخته شده‌اند که با واکنش تراکمی به هم می‌پیوندند. کربوهیدرات‌های درشت مولکول را پلی‌ساکارید می‌نامند که از تعداد زیادی واحدهای قندی ساخته شده‌اند.

قندها

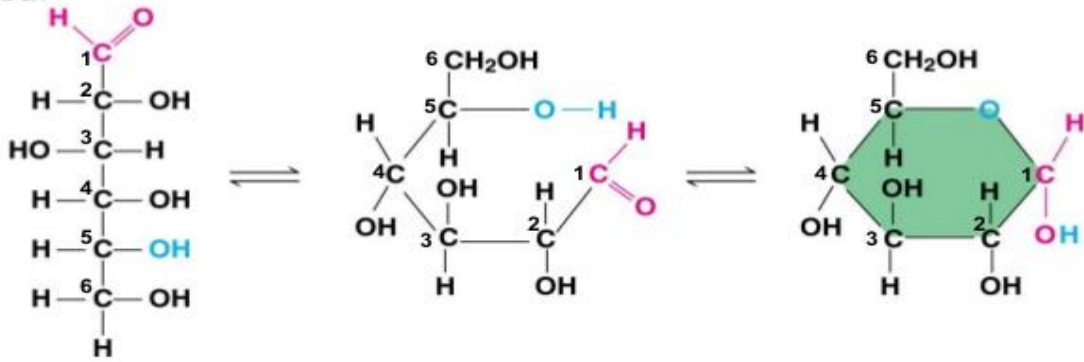
مونوساکاریدها (از کلمه یونانی monos به معنی تک و sacchar به معنی قند گرفته شده است). عموماً دارای فرمول‌های مولکولی هستند که مضرری از واحدهای CH_2O می‌باشد (شکل ۲-۴). گلوکز ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) به عنوان معمول‌ترین مونوساکارید در شیمی حیات از اهمیت زیادی برخوردار است. در ساختمان گلوکز ویژگی‌های یک قند دیده می‌شود. این مولکول دارای گروه کربونیل ($\text{C}=\text{O}$) و چندین گروه هیدروکسیل ($-\text{OH}$) است. براساس محل گروه کربونیل قند، آلدوز (قند آلدئیدی) و یا کتوز (قند کتونی) می‌باشد. برای مثال، گلوکز یک آلدوز و فروکتوز که ایزومر ساختمانی آن است یک کتوز به شمار می‌رود (بیشتر نام‌های قندها پسوند اوز دارند). ویژگی مهم دیگر در گروه‌بندی قندها اندازه اسکلت کربنی است که از ۳ تا ۷ کربن و حتی بیشتر هم متغیر است. گلوکز، فروکتوز و دیگر قندهای ۶ کربنی را هگزوز می‌نامند. تریوزها (قندهای سه کربنی) و پنتوزها (قندهای پنج کربنی) نیز از قندهای رایج هستند. عامل دیگر گوناگونی قندهای ساده، آرایش فضایی اجزای قند حول کربن‌های نامتقارن است. (کربن نامتقارن به کربنی گفته می‌شود که با چهار گروه متفاوت پیوند یافته باشد). برای مثال گلوکز و گالاکتوز تنها در استخلاف اطراف یک کربن نامتقارن با هم اختلاف دارند. چگونه یک اختلاف کوچک در دو قند تا این اندازه مهم است که شکل و رفتارهای گوناگون نشان می‌دهند. اگرچه رایج است که گلوکز را با اسکلت کربنی خطی رسم نماییم اما این نوع رسم برای قندها خیلی درست نیست. در محلول‌های آبی مولکول‌های گلوکز درست همانند سایر قندها به شکل حلقوی هستند (شکل ۲-۴).

Aldoses (Aldehyde Sugars)		Ketoses (Ketone Sugars)	
Trioses: 3-carbon sugars (C₃H₆O₃)			
 Glyceraldehyde	 Dihydroxyacetone		
Pentoses: 5-carbon sugars (C₅H₁₀O₅)			
 Ribose	 Ribulose		
Hexoses: 6-carbon sugars (C₆H₁₂O₆)			
 Glucose	 Galactose	 Fructose	

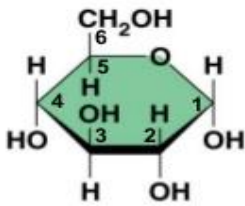
شکل ۲-۴- ساختار و رده‌بندی برخی مونوساکاریدها. قندها در جایگاه گروه‌های کربونیل (نارنجی) خود طول اسکلت کربنی و آرایش خاص اطراف کربن‌های نامتقارن‌شان با هم تفاوت دارند (برای مثال بخش‌های ارغوانی گلوکز و گالاکتوز را مقایسه کنید).

مونوساکاریدها و به‌ویژه گلوکز غذای اصلی سلول‌ها به شمار می‌روند. در فرایند تنفس سلولی، سلول‌ها انرژی مورد نیاز خود را از مولکول‌های گلوکز به دست می‌آورند. مولکول‌های قندی نه تنها به عنوان سوخت عمده سلولی به کار می‌روند بلکه اسکلت کربنی آن‌ها به عنوان ماده خام برای ساخت دیگر انواع مولکول‌های آلی کوچک همچون آمینواسیدها و اسیدهای چرب به کار می‌روند. مولکول‌های قندی که استفاده نشوند عموماً به عنوان مونومر در سنتز دی‌ساکاریدها و پلی‌ساکاریدها استفاده می‌شوند. یک دو قندی یا دی‌ساکارید شامل دو مونوساکارید است که با پیوند گلیکوزیدی (پیوند کووالانسی بین دو مونوساکارید) و به کمک واکنش آب‌دهی به هم پیوند شده‌اند. برای مثال مالتوز، دو قندی است که از به هم پیوستن دو مولکول گلوکز ساخته می‌شود (شکل ۴-۴a). مالتوز به عنوان قند مالت در تهیه آب‌جو استفاده می‌شود. رایج‌ترین دو قندی، ساکارز است که قند چغندر به شمار می‌رود. مونومرهای سازنده آن گلوکز و فروکتوز هستند (۴-۴b). بیشتر گیاهان، کربوهیدرات‌ها را از برگ‌هایشان به ریشه و سایر اندام‌های غیر فتوسنتزی به شکل ساکارز انتقال می‌دهند. لاکتوز یا قند شیر، دو قندی دیگری است که در آن یک گلوکز به مولکول گالاکتوز پیوند یافته است.

Figure 5.4



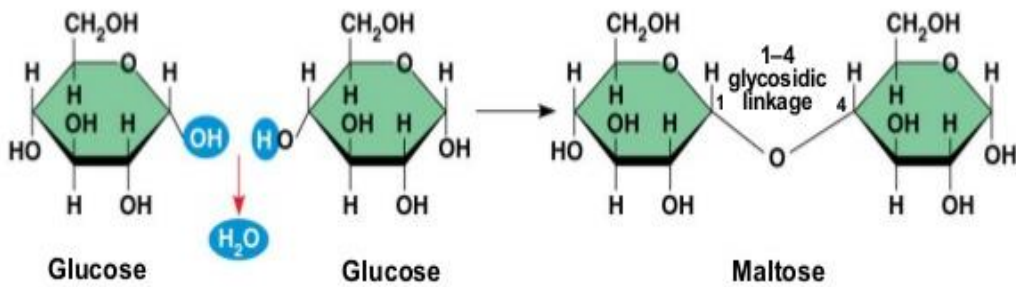
(a) Linear and ring forms



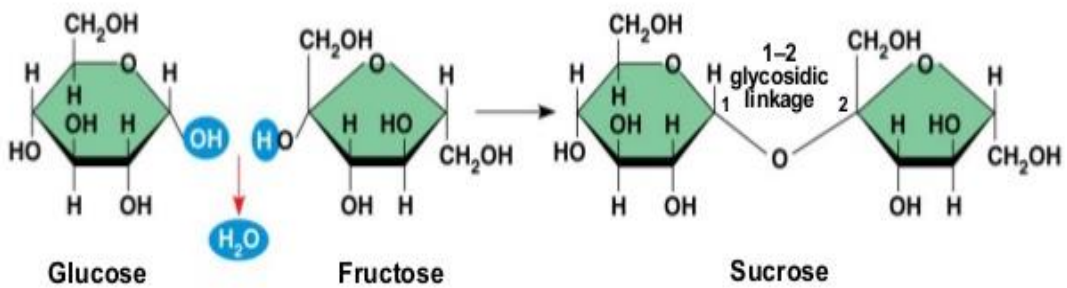
(b) Abbreviated ring structure

© 2011 Pearson Education, Inc.

شکل ۳-۴ اشکال خطی و حلقوی گلوکز



(a) Dehydration reaction in the synthesis of maltose



(b) Dehydration reaction in the synthesis of sucrose

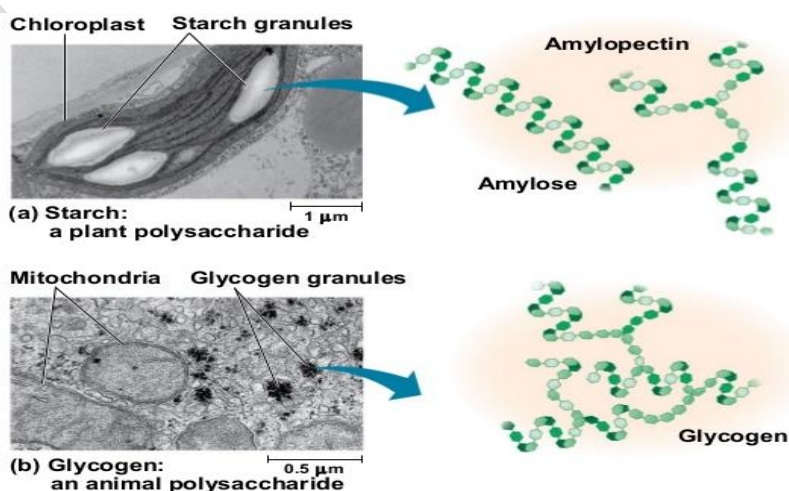
شکل ۴-۴- نمونه‌هایی از سنتز دی‌ساکاریدها

پلی ساکاریدها

پلی ساکاریدها درشت مولکول‌هایی به شکل پلی‌مری از چند صد تا هزار واحد قندی متصل شده با پیوند گلیکوزیدی هستند. برخی از پلی‌ساکاریدها به عنوان مواد ذخیره‌ای به کار می‌روند و با هیدرولیز شدن، قند مورد نیاز سلول‌ها را فراهم می‌کنند. پلی‌ساکاریدهای دیگر به عنوان مواد سازنده ساختارهای نگهدارنده سلول و یا کل بدن جاندار استفاده می‌شوند. ساختار و عملکرد یک پلی‌ساکارید با مونومرهای قندی تشکیل دهنده و نیز جایگاه پیوندهای گلیکوزیدی آن تعیین می‌شود.

پلی ساکاریدهای ذخیره‌ای

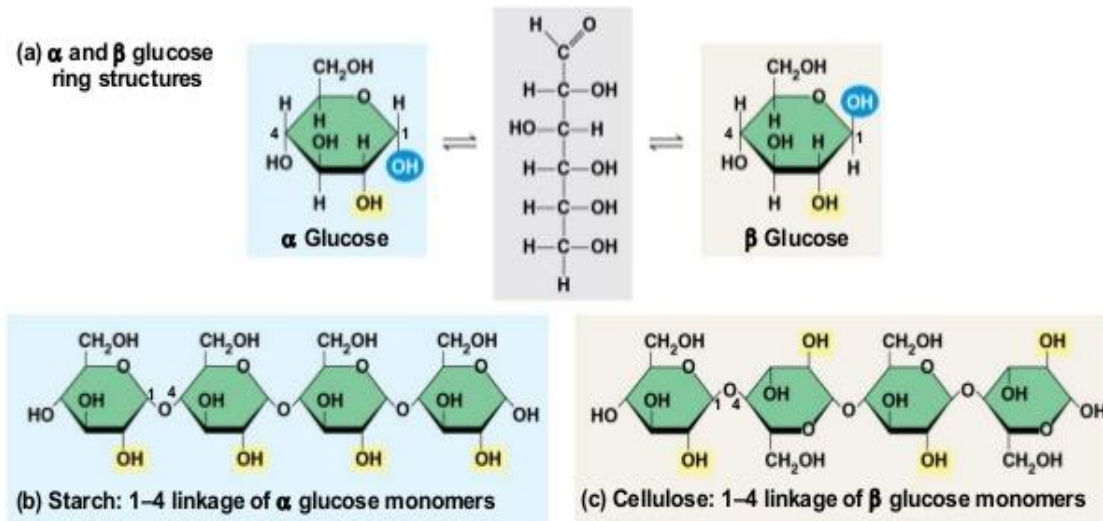
نشاسته به عنوان پلی‌ساکارید ذخیره‌ای گیاهان، پلی‌مری است که به‌طور کامل از مونوساکاریدهای گلوکز ساخته شده است. بیشتر این مونومرها با اتصالات $1 \rightarrow 4$ (کربن ۱ به کربن ۴) به هم پیوند شده‌اند. درست همانند واحدهای گلوکز در مالتوز (شکل ۴-۴a). زاویه این پیوندها منجر به مارپیچی شدن پلی‌مر فوق می‌گردد. ساده‌ترین شکل نشاسته آمیلوز است که بدون شاخه است. آمیلوپکتین شکل پیچیده نشاسته است که در ساختار آن پیوندهای کربن $1 \rightarrow 6$ در محل انشعاب دیده می‌شوند. گیاهان نشاسته را به صورت دانه‌هایی در ساختارهای سلولی به نام پلاستیدها (از جمله کلروپلاست‌ها) ذخیره می‌کنند (شکل ۴-۵a). ساختن نشاسته گیاه را قادر می‌سازد تا گلوکز مازاد را ذخیره نماید. از آنجا که گلوکز سوخت اصلی سلولی است پس نشاسته نمایانگر انرژی اندوخته شده است. قندها از این منبع کربوهیدراتی به کمک فرایند هیدرولیز جدا می‌شوند، فرایندی که باعث شکستن پیوندهای بین مونومرهای گلوکز می‌گردد. بیشتر جانوران و نیز انسان، دارای آنزیم‌هایی هستند که می‌توانند نشاسته گیاهی را هیدرولیز نموده و واحدهای گلوکز را به عنوان ماده غذایی در دسترس سلول قرار دهند. غده‌ی سیب‌زمینی و دانه‌ها (میوه گندم، جو، برنج و سایر غلات) منابع عمده نشاسته در رژیم غذایی انسان به شمار می‌روند. جانوران پلی‌ساکاریدها را به شکل گلیکوژن ذخیره می‌کنند که مونومری از واحدهای گلوکز و مشابه آمیلوپکتین است ولی انشعابات آن بیشتر می‌باشد (شکل ۴-۵b). انسان‌ها و دیگر مهره‌داران گلیکوژن را در کبد و سلول‌های ماهیچه‌ای ذخیره می‌کنند. هیدرولیز گلیکوژن در این سلول‌ها مقدار گلوکز را هنگام نیاز به قند افزایش می‌دهد. این سوخت ذخیره‌ای نمی‌تواند به مدت طولانی به شکل ذخیره‌ای باقی بماند. به عنوان مثال در انسان همه گلیکوژن اندوخته شده در یک روز، اگر در طول روز با خوردن غذا جایگزین نشود به پایان می‌رسد.



شکل ۴-۵- پلی‌ساکاریدهای ذخیره‌ای گیاهان و جانوران

پلی ساکاریدهای ساختمانی

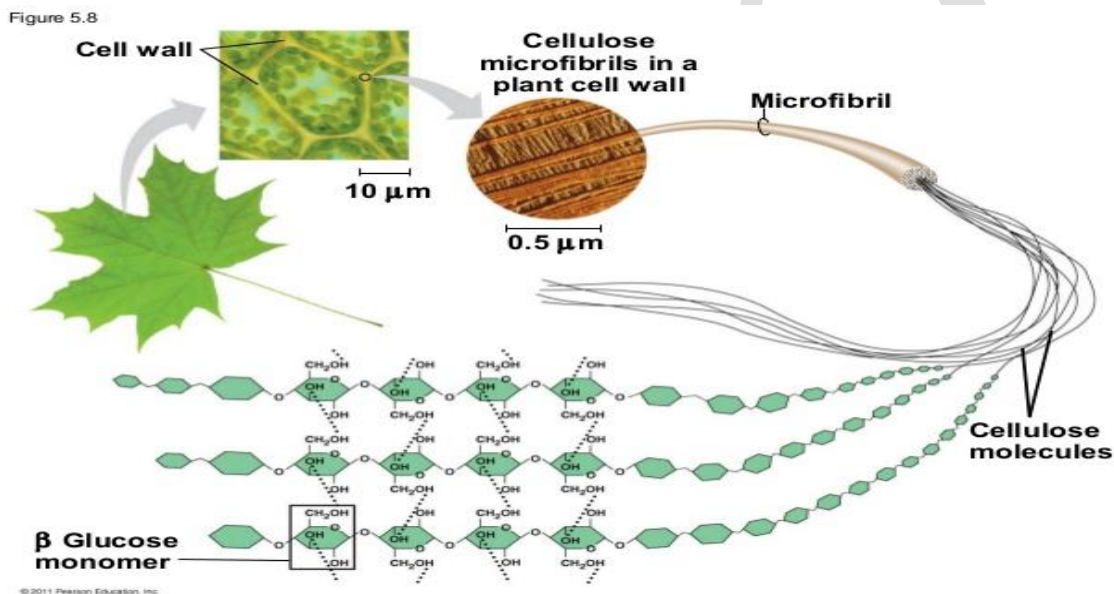
جانداران ترکیبات استحکامی را از پلی ساکاریدهای ساختمانی می سازند. برای مثال پلی ساکارید سلولز، بخش اصلی دیواره های سفت و محکم پیرامون سلول های گیاهی را می سازد. در یک مقیاس کلی گیاهان حدود 10^{11} (۱۰۰ میلیارد) تن سلولز در سال می سازند، که فراوان ترین ترکیب آلی روی زمین به شمار می رود. همانند نشاسته سلولز نیز پلی مری از واحدهای گلوکز است اما پیوند گلیکوزیدی آن بین دو مونومر قندی با نشاسته فرق دارد. این اختلاف بر این اساس است که دو حلقه غیر یکسان گلوکز در آن وجود دارد (شکل ۴-۶a). هنگامی که گلوکز تشکیل حلقه می دهد گروه کربوکسیل به کربن شماره ۱ در مکان بالایی یا پایینی صفحه حلقه می تواند پیوند شود. این دو حلقه گلوکز را به ترتیب β (بتا) و α (آلفا) می نامند. در نشاسته همه مونومرهای گلوکز در شکل فضایی α هستند (شکل ۴-۶b). آرایشی که در شکل های قبل دیدیم بر خلاف نشاسته مونومرهای گلوکز در سلول دارای شکل فضایی β هستند که باعث می شود هر مونومر گلوکز نسبت به گلوکز کناری خود به صورت وارونه قرار گیرد (شکل ۴-۶c).



شکل ۴-۶- ساختار نشاسته و سلولز

تفاوت پیوند گلیکوزیدی در نشاسته و سلولز به این دو مولکول شکل های سه بعدی متمایزی می دهد، در حالی که یک مولکول نشاسته کاملاً فرم مارپیچی دارد. مولکول سلولز کاملاً مستقیم است (بدون شاخه می باشند) و گروه های کربوکسیل آن آمادگی پذیرش پیوند هیدروژنی را دارند. این پیوندها به کمک گروه های هیدروکسیل مولکول های دیگر سلولز که به صورت موازی با رشته اول قرار گرفته اند، انجام می شود. در دیواره سلول های گیاهی، مولکول ای سلولز موازی هم قرار گرفته و واحدهایی به نام ریزرشته ها (میکروفیبریل) را ایجاد نموده اند (شکل ۴-۷). این ریزرشته های طناب مانند، ترکیبات ساختاری محکمی برای گیاهان و نیز انسان ها به شمار می آیند. انسان ها از چوب که مملو از سلولز است به عنوان الوار استفاده می کنند. آنزیم هایی که نشاسته را با هیدرولیز کردن پیوندهای α گوارش می دهند، نمی توانند پیوندهای β در سلولز را گوارش دهند که این به دلیل ساختارهای کاملاً متفاوت این دو مولکول است. در واقع جانداران کمی هستند که آنزیم گوارش دهنده سلولز را دارا هستند. انسان ها این آنزیم ها را ندارند و سلولز درون رژیم غذایی آن ها از لوله گوارشی عبور کرده و به شکل مدفوع خارج می گردد. اما در این مسیر سلولز، دیواره لوله

گوارشی را ساییده و آن را تحریک می‌کند که مخاط ترشح نماید و این مخاط ترش‌چی به عبور آسان غذا از لوله گوارشی کمک می‌نماید. بنابراین اگرچه سلولز ماده غذایی انسان‌ها نیست اما کار مهمی در ایجاد یک رژیم سالم برای انسان دارد. بیشتر میوه‌های تازه، سبزی‌ها و دانه‌ها غنی از سلولز هستند. در بسته‌های غذایی منظور از فیبرهای نامحلول، سلولز است. برخی از میکروارگانیسم‌ها می‌توانند سلولز را گوارش دهند و آن را به واحدهای مونومری گلوکز تبدیل نمایند. گاو دارای باکتری‌های گوارش دهنده‌ی سلولز در سیرابی یعنی بخش ابتدایی معده خود هستند. باکتری‌ها، سلولز یونجه و علف‌ها را هیدرولیز کرده و گلوکز حاصل را به دیگر مواد غذایی تبدیل می‌کنند که توسط گاو استفاده می‌شود. به همین ترتیب یک موربانه قادر به گوارش سلولز نیست اما در روده خود میکروب‌هایی دارد که توانایی گوارش چوب را دارند. برخی از قارچ‌ها نیز می‌توانند سلولز را گوارش دهند و در نتیجه به بازیافت عناصر شیمیایی در اکوسیستم زمین کمک کنند.



شکل ۷-۴- آرایش سلولز در دیواره‌های سلول گیاهی



پلی‌ساکارید مهم دیگر، کیتین است. کیتین کربوهیدرات مورد استفاده بندپایان (حشرات، عنکبوت‌ها، سخت‌پوستان و جانوران وابسته) است که از آن در ساخت اسکلت خارجی‌شان استفاده می‌کنند (شکل ۸-۴). اسکلت خارجی بخش سفت و سختی است که بخش‌ای نرم جانور را در بر می‌گیرد. کیتین خالص حالت چرمی دارد اما هنگامی که با نمک کربنات کلسیم پوشیده شود، سفت و سخت می‌گردد. همچنین کیتین در بسیاری از قارچ‌ها یافت می‌شود. قارچ‌ها این پلی‌ساکارید را بیش از سلولز به عنوان ماده سازنده دیواره سلولی‌شان به کار می‌برند. کیتین شباهت بسیاری به سلولز دارد به جز اینکه، مونومرهای گلوکزی کیتین دارای بخش نیتروژن‌دار است.

شکل ۸-۴- کیتین، پلی‌ساکارید ساختمانی

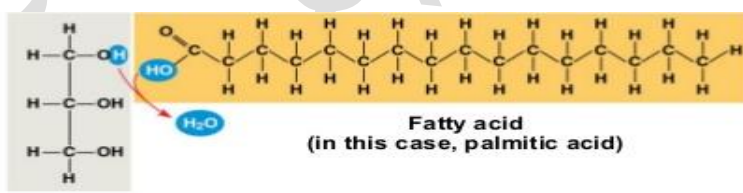
لیپیدها، گروه گوناگونی از مولکول‌های آب‌گریز هستند

لیپیدها دسته‌ای از مولکول‌های زیستی هستند که به شکل پلی‌مر نیستند. ترکیباتی با نام لیپیدها در کنار یکدیگر گروه‌بندی می‌شوند که دارای یک ویژگی مهم مشترک می‌باشند. آن‌ها آب دوست نیستند و یا تمایل کمی به آب دارند. رفتار آب‌گریزی لیپیدها بر پایه‌ی ساختار مولکولی آن‌هاست. اگرچه لیپیدها دارای پیوندهای قطبی در رابطه با اکسیژن هستند ولی بیشتر از هیدروکربن‌ها ساخته شده‌اند. این مولکول‌ها کوچک‌تر از درشت مولکول‌های (پلی‌مرهای) واقعی بوده و از لحاظ شکل و عملکرد بسیار گوناگون هستند. موم‌ها و رنگدانه‌های ویژه نیز جزء لیپیدها می‌باشند ولی ما بیشتر بر روی انواع مهم‌تر لیپیدهای زیستی متمرکز می‌شویم، چربی‌ها، فسفولیپیدها و استروئیدها....

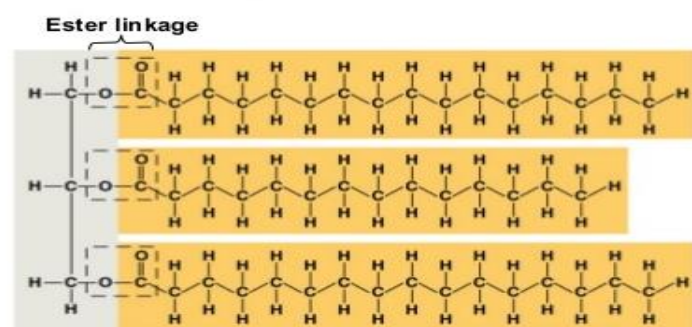
چربی‌ها

اگر چه چربی‌ها پلی‌مر نیستند ولی مولکول‌های بزرگی هستند که از ترکیب مولکول‌های کوچک‌تر در واکنش‌های آب‌دهی ساخته می‌شوند. یک **چربی** از دو نوع مولکول کوچک‌تر به نام‌های گلیسرول و اسیدهای چرب ساخته شده است (شکل a ۹-۴). **گلیسرول** الکلی با سه اتم کربن است که هر کدام از این سه اتم کربن دارای گروه هیدروکسیل هستند. یک **اسید چرب** دارای اسکلت کربنی بلندی با ۱۶ تا ۱۸ اتم کربن است. در پایان هر اسید چرب یک گروه کربوکسیل وجود دارد. گروه کربوکسیل بخش عملکردی اسید چرب و عامل نام‌گذاری این اسیدها می‌باشد. یک بخش هیدروکربنی بلند به گروه کربوکسیل متصل شده است. پیوندهای C-H غیر قطبی، در زنجیره‌های هیدروکربنی اسیدهای چرب، دلیلی بر آب‌گریز بودن چربی‌ها می‌باشد. چربی‌ها از آب جدا می‌شوند، این به خاطر تشکیل پیوندهای هیدروژنی بین مولکول‌های آب است که منجر به خارج کردن چربی از آب می‌گردد. مثال معمول از این فرایند، جدا شدن روغن گیاهی (چربی مایع) از محلول آبی سرکه در ظرف سالاد می‌باشد. در ساخته شدن یک چربی سه اسید چرب با پیوند استری به یک مولکول گلیسرول متصل می‌شوند. پیوند استری پیوند بین گروه هیدروکسیل و گروه کربوکسیل است. چربی حاصل را یک **تری‌اسیل گلیسرول** می‌نامند که از سه اسید چرب پیوند شده به یک مولکول گلیسرول ساخته شده است. (نام دیگر به کار رفته برای چربی، تری‌گلیسیرید است، نامی که در فهرست مواد تشکیل

دهنده‌های فرآورده‌های غذایی بسته‌بندی شده به کار می‌رود). اسیدهای چرب در یک چربی می‌توانند یکسان باشند مانند آنچه که در شکل b ۹-۴ دیده می‌شود و یا اینکه می‌توانند از دو یا سه اسید چرب گوناگون تشکیل شده باشند.



Glycerol
(a) One of three dehydration reactions in the synthesis of a fat

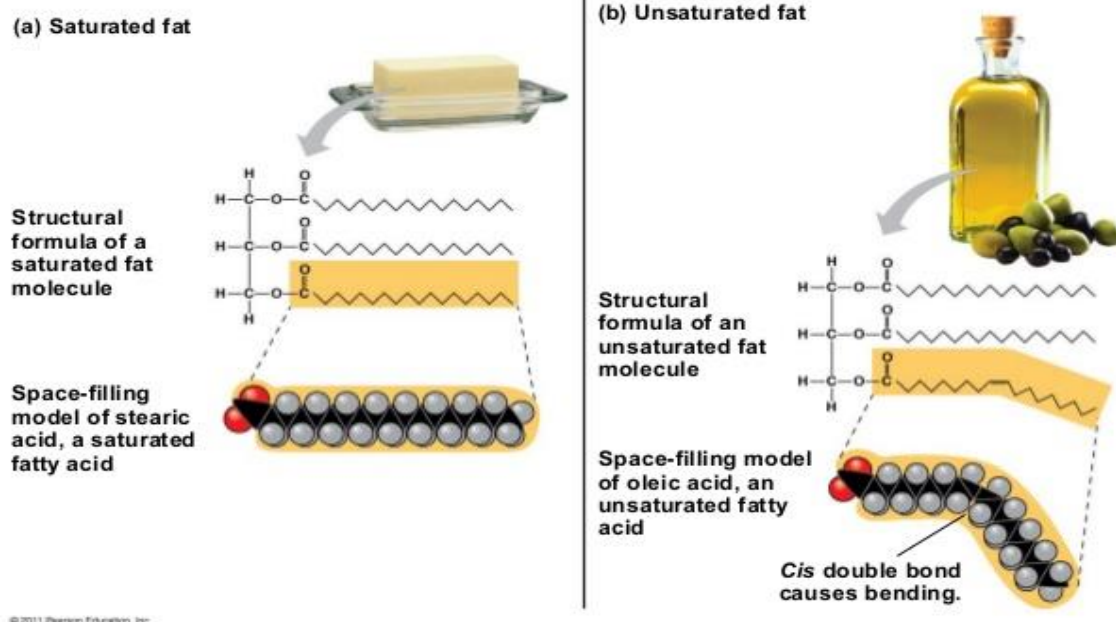


(b) Fat molecule (triacylglycerol)

شکل ۹-۴- روش ساخت و ساختمان یک چربی یا آسی گلیسرول. واحدهای سازنده‌ی مولکولی یک چربی شامل یک مولکول گلیسرول و سه مولکول اسید چرب است.

اسیدهای چرب از لحاظ اندازه، تعداد و محل پیوندهای دوگانه متفاوتند. واژه چربی اشباع و چربی غیر اشباع به طور رایج در علم تغذیه به کار می‌رود (شکل ۱۰-۴). این واژه‌ها به ساختار زنجیره‌های هیدروکربنی اسیدهای چرب اشاره دارد. اگر هیچ پیوند دوگانه‌ای بین اتم‌های کربن سازنده اسید چرب نباشد آنگاه حداکثر اتم‌های هیدروژن قادر به پیوند با اسکلت کربنی هستند. چنین ساختاری با هیدروژن اشباع می‌گردد به گونه‌ای که اسید چرب حاصل را یک اسید چرب اشباع می‌نامند (شکل ۱۰a-۴). یک اسید چرب غیر اشباع دارای یک یا چند پیوند دو گانه است که با حذف اتم‌های هیدروژن از اسکلت کربنی ایجاد می‌شوند. اسید چرب غیر اشباع در زنجیره هیدروکربنی خود خمیدگی خواهد داشت (شکل ۱۰b-۵). چربی ساخته شده از اسیدهای چرب اشباع را چربی اشباع شده می‌گویند. بیشتر چربی‌های جانوری از نوع اشباع شده هستند. زنجیره‌های هیدروکربنی اسیدهای چرب در این مولکول‌ها یا همان دنباله‌های مولکول‌های چرب، بدون پیوندهای دوگانه هستند و این مولکول‌ها می‌توانند در کنار یکدیگر به صورت پهلوی به پهلوی قرار گیرند. چربی‌های جانوری اشباع شده همچون کره و پیه در دمای اتاق جامد هستند. بر عکس آن‌ها، چربی‌های گیاهان و ماهی‌ها، عموماً غیر اشباع هستند یعنی از یک یا چند نوع اسید چرب غیر اشباع ساخته شده‌اند. این چربی‌ها معمولاً در دمای اتاق روان هستند و به آن‌ها روغن گفته می‌شود. مانند روغن زیتون و روغن ماهی. خمیدگی‌هایی که در محل پیوندهای دوگانه سیس ایجاد می‌گردد از کنار هم قرار گرفتن این اسیدهای چرب غیر اشباع جلوگیری کرده، بنابراین نمی‌توانند به اندازه کافی به هم نزدیک شوند و نتیجه آن، جامد نشدن در دمای اتاق است. عبارت «روغن گیاهی هیدروژنه» در برچسب‌های مواد غذایی به این معنی است که چربی‌های ساخته شده غیر اشباع با افزودن هیدروژن به شکل اشباع در آمده‌اند. کره بادام زمینی، مارگارین و بسیاری از فرآورده‌های دیگر برای خارج شدن لیپیدها از شکل مایع (روغنی)، هیدروژنه می‌گردند.

Figure 5.11

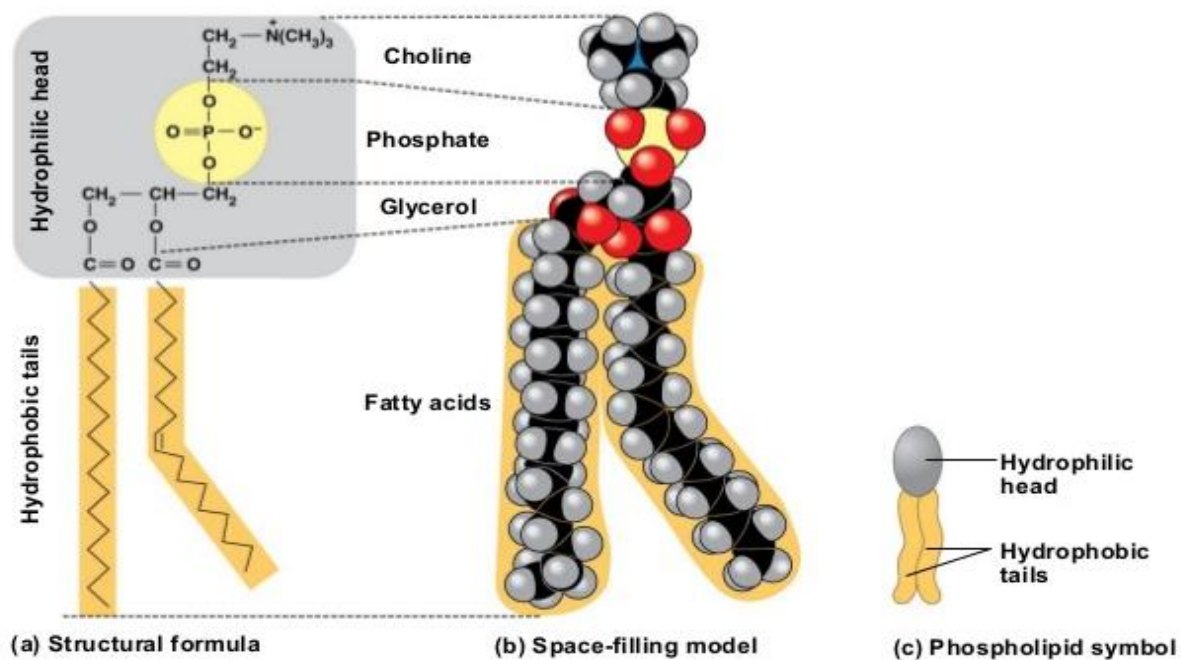


شکل ۱۰-۴- چربی‌ها و اسیدهای چرب اشباع و غیر اشباع

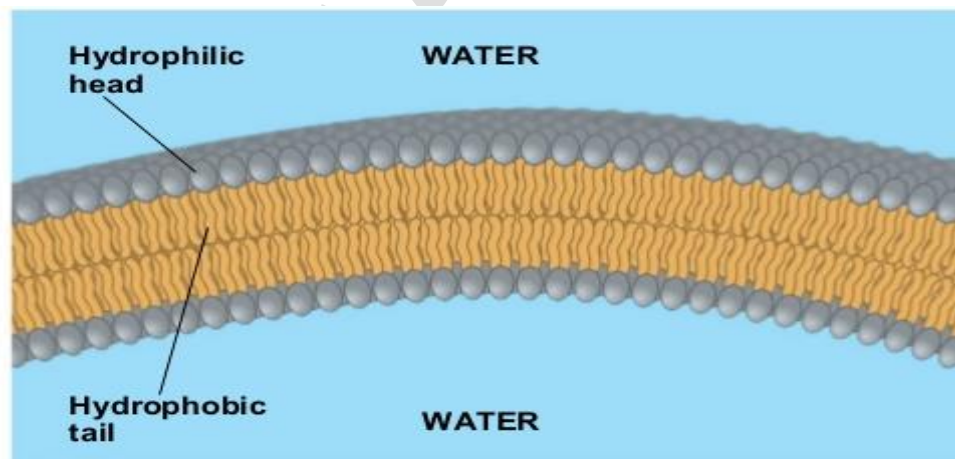
رژیم غذایی غنی از چربی‌های اشباع شده، یکی از عوامل مؤثر در ابتلا به بیماری‌های قلبی و رگ‌ها به نام آترواسکلروزیس (سخت شدن رگ‌ها) است. در چنین شرایطی، پلاک‌هایی بر روی دیواره‌های رگ‌های خونی ایجاد می‌گردد که سبب تودگی و برآمدگی به سوی درون این رگ‌ها شده و گردش خون رگ‌ها را کند کرده و خاصیت ارتجاعی رگ‌ها را کاهش می‌دهد. بررسی‌های تازه نشان داده که فرایند هیدروژنه کردن روغن‌های گیاهی ضمن ایجاد چربی‌های اشباع، چربی‌هایی با پیوندهای دوگانه ترانس را هم به وجود می‌آورد. مولکول‌های چربی ترانس بیش از چربی‌های اشباع در سخت شدن رگ‌ها مؤثرند. چربی‌ها در فرهنگ امروزی با یک ذهنیت منفی همراه هستند و شاید برای شما عجیب باشد که چربی‌ها چه کاربرد سودمندی دارند. عمل اصلی چربی‌ها، ذخیره انرژی است. زنجیره‌های هیدروکربنی چربی‌ها مانند مولکول‌های بنزین هستند و غنی از انرژی می‌باشند. یک گرم چربی بیش از دو برابر یک گرم پلی‌ساکارید، مانند نشاسته، انرژی در خود دارد. از آن‌جا که گیاهان نسبتاً غیر متحرک هستند، بنابراین با اندوخته فراوانی از انرژی به شکل نشاسته عمل می‌نمایند. (روغن‌های گیاهی معمولاً از دانه‌ها گرفته می‌شوند، جایی که اندوخته بسیار فشرده بوده و سرمایه گیاه به شمار می‌آید). اما جانوران، باید این انرژی را با خود جابه‌جا کنند، به گونه‌ای که داشتن یک اندوخته فشرده همچون چربی، نوعی مزیت به شمار می‌رود. انسان‌ها و دیگر پستانداران، ذخایر غذایی بلند مدت خود را در سلول‌های چربی انباشته می‌کنند. سلول‌های چربی هنگام اندوختن چربی، متورم و هنگام تخلیه شدن این اندوخته چروکیده می‌گردند. بافت چربی علاوه بر ذخیره کردن انرژی از اندام‌هایی همچون کلیه محافظت می‌کند و یک لایه چربی در زیر پوست، بدن را عایق‌بندی می‌نماید. این لایه زیرپوستی به‌خصوص در نهنگ‌ها، سگ‌های دریایی و دیگر پستانداران دریایی ضخیم است و آن‌ها را در برابر آب سرد اقیانوس‌ها محافظت می‌کند.

فسفولیپیدها

یک فسفولیپید (شکل ۱۱-۴) مانند چربی است، با این تفاوت که در آن به جای سه اسید چرب، دو اسید چرب به یک مولکول گلیسرول پیوند شده‌اند. گروه هیدروکسیل سوم گلیسرول به فسفات پیوند شده است که این گروه فسفات باعث ایجاد بار منفی در سطح فسفولیپید می‌گردد. مولکول‌های کوچک دیگر که بیشتر قطبی یا باردار هستند با پیوند به گروه فسفات، انواع فسفولیپیدها را می‌سازند. فسفولیپیدها رفتار دوگانه‌ای را از خود نشان می‌دهند. دم‌های هیدروکربنی آن‌ها آب‌گریز هستند و از آب جدا می‌شوند. اما گروه فسفات و مولکول متصل به آن یک سر آبدوست را تشکیل می‌دهند که به آب تمایل دارند. هنگامی که فسفولیپیدها به آب افزوده شوند، به صورت دو لایه‌ای در آمده به گونه‌ای که بخش‌های آب‌گریزشان دور از آب قرار می‌گیرند (شکل ۱۲-۴). در سطح یک سلول، فسفولیپیدها ساختار دولایه‌ای، مانند شکل را می‌سازند. سرهای آب‌دوست مولکول‌ها در بخش بیرونی دولایه و در تماس با محلول‌های آبی درون و بیرون سلول قرار می‌گیرند. دنباله‌های آب‌گریز به سوی بخش درونی دو لایه کشیده شده و دور از مولکول‌های آب قرار می‌گیرند. دولایه فسفولیپیدی، نوعی سد بین سلول و پیرامون آن ایجاد می‌کند. در واقع، فسفولیپیدها ترکیبات اصلی سازنده غشاهای سلولی هستند. این رفتار نمونه دیگری از تناسب ساختار با عملکرد در سطح مولکولی را نشان می‌دهد.



شکل ۴-۱۱- ساختمان یک فسفولیپید. یک فسفولیپید دارای یک سر آب دوست (قطبی) و دو دم آب گریز (غیر قطبی) است. تنوع فسفولیپیدها بر پایه اختلاف در دو اسید چرب و نیز گروه‌های اتصال یافته به گروه فسفر در بخش سر فسفولیپید می‌باشد. این فسفولیپید خاص را فسفاتیدیل کولین می‌نامند که دارای یک گروه کولین است. خمیدگی در بخش دم به واسطه پیوند دو گانه سیس است.

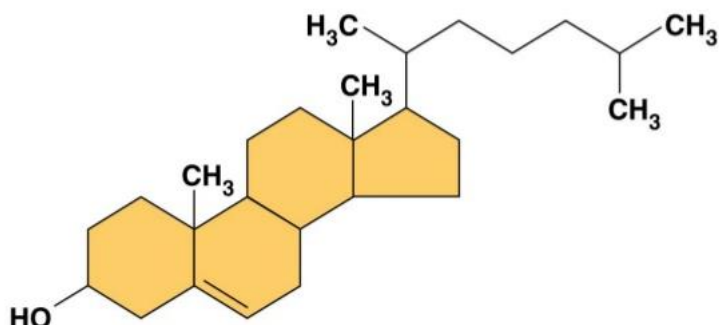


شکل ۴-۱۲- ساختمان دو لایه‌ای حاصل از گرد آمدن فسفولیپیدها در محیط آبی

استروئیدها

استروئیدها، لیپیدهایی هستند که اسکلت کربنی‌شان از چهار حلقه متصل به هم ساخته شده است (شکل ۱۳-۴). استروئیدهای گوناگون در گروه‌های عملکردی فعال متصل شده به این مجموعه حلقه‌ای متفاوتند. یکی از استروئیدها، به نام کلسترول، ترکیب اصلی و معمول غشای سلول‌های جانوری است و پیش‌سازی برای ساخت دیگر استروئیدها به شمار می‌آید. بسیاری از هورمون‌ها مانند هورمون‌های جنسی مهره‌داران، استروئیدهای حاصل از

کلسترول هستند (شکل ۱۳-۴ را ببینید). بنابراین، کلسترول یک مولکول حیاتی در جانوران است هر چند که سطح بالای کلسترول در خون می‌تواند سبب آترواسکلروزیس و سختی سرخرگ‌ها گردد. هم چربی‌های اشباع و هم چربی‌های غیراشباع ترانس با اثر بر مقدار کلسترول خون، می‌توانند بر سلامت انسان تأثیر منفی داشته باشند.



شکل ۱۳-۴- کلسترول، نوعی استروئید

۱- ساختمان یک چربی (تری‌گلیسرید) را با یک فسفولیپید مقایسه کنید؟


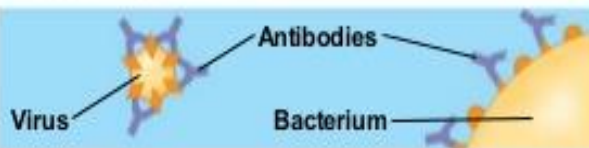

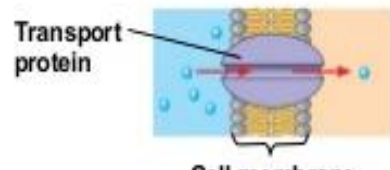


۲- چرا هورمون‌های جنسی انسان در دسته لیپیدها طبقه‌بندی می‌شوند؟

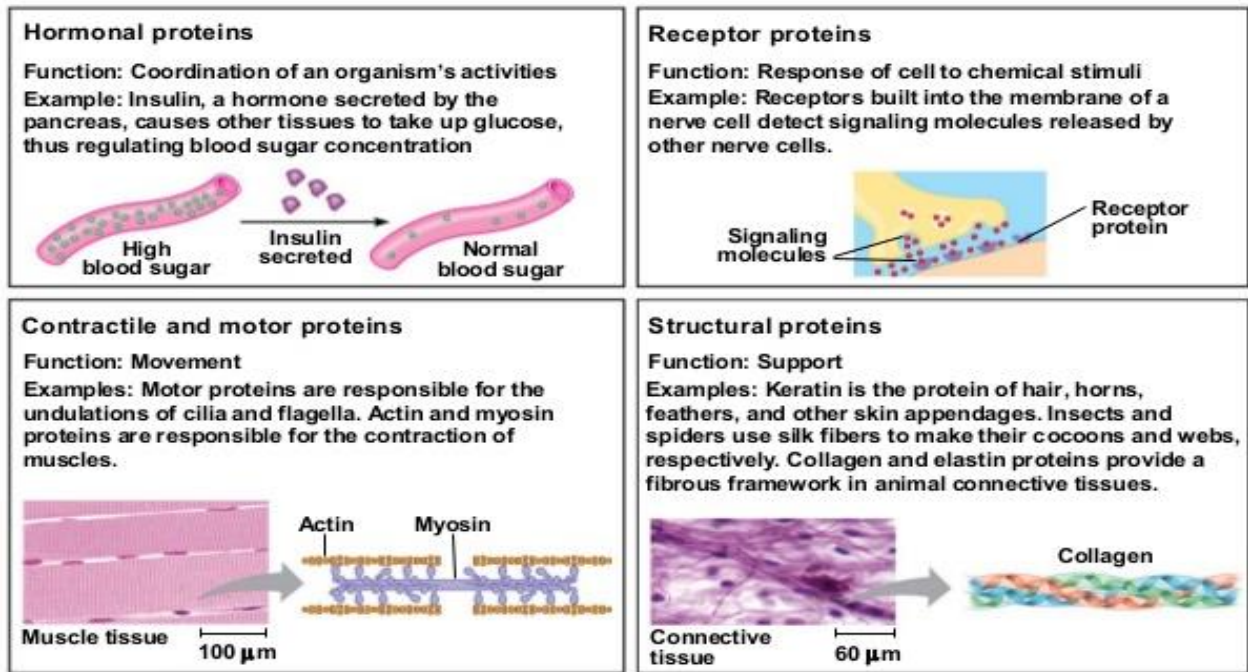
۳- چه میشد اگر فرض کنید همانند شرایطی که در دانه گیاه است، غشایی اطراف قطره‌ای از روغن را احاطه کند. اشکال قابل تشکیل احتمالی را توصیف کنید.

پروتئین‌ها دارای ساختارهای متعددی هستند که منجر به عملکردهای متنوع آن‌ها می‌شود.

اهمیت پروتئین‌ها از نام‌شان پیداست که از کلمه یونانی Proteios به معنی «جایگاه اول» آمده است. پروتئین‌ها بیش از ۵۰٪ وزن خشک بیشتر سلول‌ها را می‌سازند و در هر فرایندی که جانداران انجام می‌دهند کاربرد و نقش مؤثر دارند. برخی پروتئین‌ها، به واکنش‌های شیمیایی سرعت می‌دهند، درحالی که برخی دیگر در استحکام ساختاری، ذخیره، جابه‌جایی، ارتباطات سلولی، حرکت و دفاع در برابر مواد خارجی نقش دارند. شکل ۱۴-۴ مثال‌هایی از پروتئین‌هایی با این عملکردها را نشان می‌دهد که شما در فصل‌های بعدی در مورد آن‌ها بیشتر خواهید آموخت. مهم‌ترین گروه پروتئین‌ها، آنزیم‌ها هستند. پروتئین‌های آنزیمی با سرعت دادن به واکنش‌ها به عنوان کاتالیزگر، متابولیسم را تنظیم می‌کنند. کاتالیز کننده‌ها، عوامل شیمیایی هستند که به‌طور انتخابی، واکنش‌های شیمیایی سلولی را سرعت می‌دهند بدون اینکه در واکنش مصرف شوند. چون یک آنزیم کار خود را بارها و بارها تکرار می‌کند. بنابراین از عوامل پر کار سلولی به شمار می‌آیند که فرایندهای حیات را انجام می‌دهند. یک انسان ده‌ها هزار پروتئین گوناگون دارد که هر کدام ساختار و عملکرد ویژه ای دارند. در واقع پروتئین‌ها مولکول‌هایی هستند که از لحاظ ساختاری بسیار ظریف و پیچیده‌اند. هماهنگ با کارهای گوناگون، پروتئین‌ها از لحاظ ساختاری نیز بسیار گوناگون‌اند به گونه‌ای که هر پروتئین ساختار سه بعدی و شکل فضایی مخصوص به خود را دارد.

<p>Enzymatic proteins Function: Selective acceleration of chemical reactions Example: Digestive enzymes catalyze the hydrolysis of bonds in food molecules.</p> 	<p>Defensive proteins Function: Protection against disease Example: Antibodies inactivate and help destroy viruses and bacteria.</p> 
<p>Storage proteins Function: Storage of amino acids Examples: Casein, the protein of milk, is the major source of amino acids for baby mammals. Plants have storage proteins in their seeds. Ovalbumin is the protein of egg white, used as an amino acid source for the developing embryo.</p> 	<p>Transport proteins Function: Transport of substances Examples: Hemoglobin, the iron-containing protein of vertebrate blood, transports oxygen from the lungs to other parts of the body. Other proteins transport molecules across cell membranes.</p> 

شکل ۱۴-۴- مثال‌هایی از پروتئین‌ها و عملکرد آن‌ها



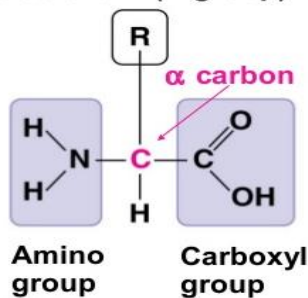
۱۵-۴- مروری بر اعمال پروتئین‌ها

پلی پپتیدها

با وجود گوناگونی پروتئین‌ها، آن‌ها پلیمرهایی متشکل از ۲۰ نوع آمینواسید می‌باشند. پلیمرهای آمینواسید را پلی پپتید می‌نامند. یک پروتئین از یک یا چند پلی پپتید تاخورد و پیچ خورده با شکل‌های فضایی ویژه ایجاد می‌شود.

مونومرهای آمینواسیدی

Side chain (R group)

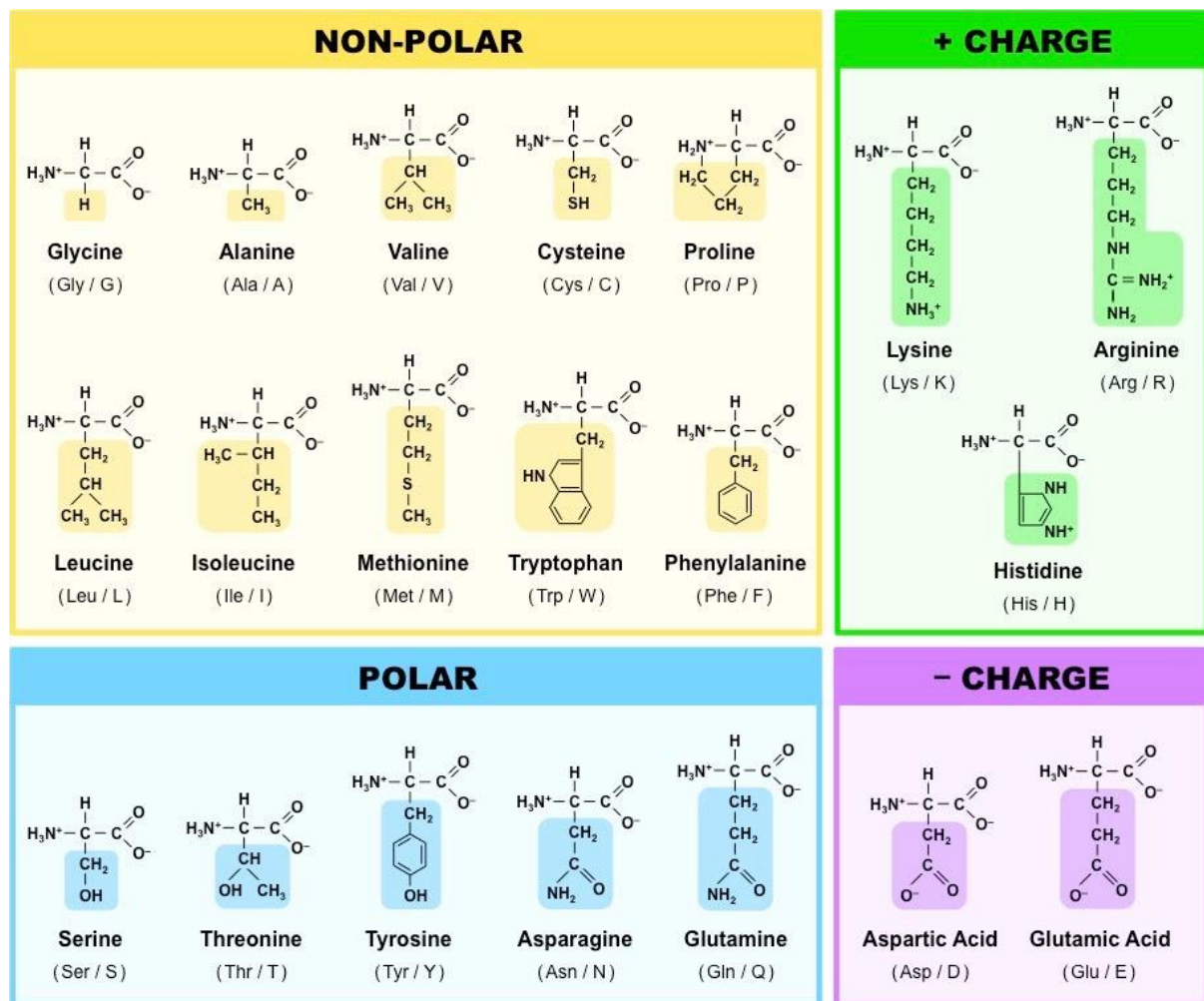


شکل ۱۶-۴- ساختار اسید آمینه

آمینواسیدها مولکول‌هایی آلی هستند که دارای گروه‌های کربوکسیل و آمین می‌باشند. ساختار آمینواسید در شکل روبه رو به نمایش درآمده است. در وسط آمینواسید، کربن نامتقارنی به نام کربن α وجود دارد. به کربن α ، چهار گروه مختلف، از جمله یک گروه آمین، یک گروه کربوکسیل، یک اتم هیدروژن و یک گروه متغیر که با علامت R نشان داده شده پیوند می‌شود. گروه R را زنجیره جانبی نیز می‌نامند که بر حسب نوع آمینواسید متفاوت است.

شکل ۱۷-۴، ۲۰ نوع آمینواسید را نشان می‌دهد که سلول از آن برای ساختن هزاران پروتئین استفاده می‌کند. در اینجا گروه‌های کربوکسیل و آمین به شکل یونیزه نشان داده شده‌اند، شکلی که در pH سلولی وجود دارد. گروه R می‌تواند به سادگی یک اتم هیدروژن در آمینواسید گلیسین باشد (تنها آمینواسیدی که کربن نامتقارن ندارد و در دو جایگاه در کنار کربن و اتم‌های هیدروژن پیوند دارند) یا می‌تواند یک اسکلت کربنی باشد که گروه‌های گوناگون عملکردی با آن پیوند دارند مانند گلوتامین ویژگی‌های فیزیکی و شیمیایی زنجیره جانبی، خصوصیات منحصر به فرد یک آمینواسید را تعیین می‌کند. در شکل ۱۷-۴ آمینواسیدها بر پایه ویژگی‌های زنجیره جانبی گروه‌بندی شده‌اند.

یک گروه شامل آمینواسیدهای دارای زنجیره جانبی غیر قطبی می‌باشند که آب‌گریز هستند. گروه دیگر شامل آمینواسیدهای دارای زنجیره‌های جانبی قطبی می‌باشند که آب دوست می‌باشند. آمینواسیدهای اسیدی در زنجیره جانبی‌شان به دلیل حضور یک گروه کربوکسیل دارای بار منفی هستند، چون در pH سلولی به شکل یونیزه می‌باشند. آمینواسیدهای بازی در زنجیره جانبی آمین دارند و دارای بار مثبت هستند (توجه داشته باشید که آمینواسیدها دارای گروه کربوکسیل و گروه آمین هستند و طبقه‌بندی اسیدی و بازی در این متن فقط به گروه‌های موجود در زنجیره‌های جانبی اشاره دارد). آمینواسیدهای با زنجیره جانبی باردار اسیدی و بازی همگی آبدوست هستند.

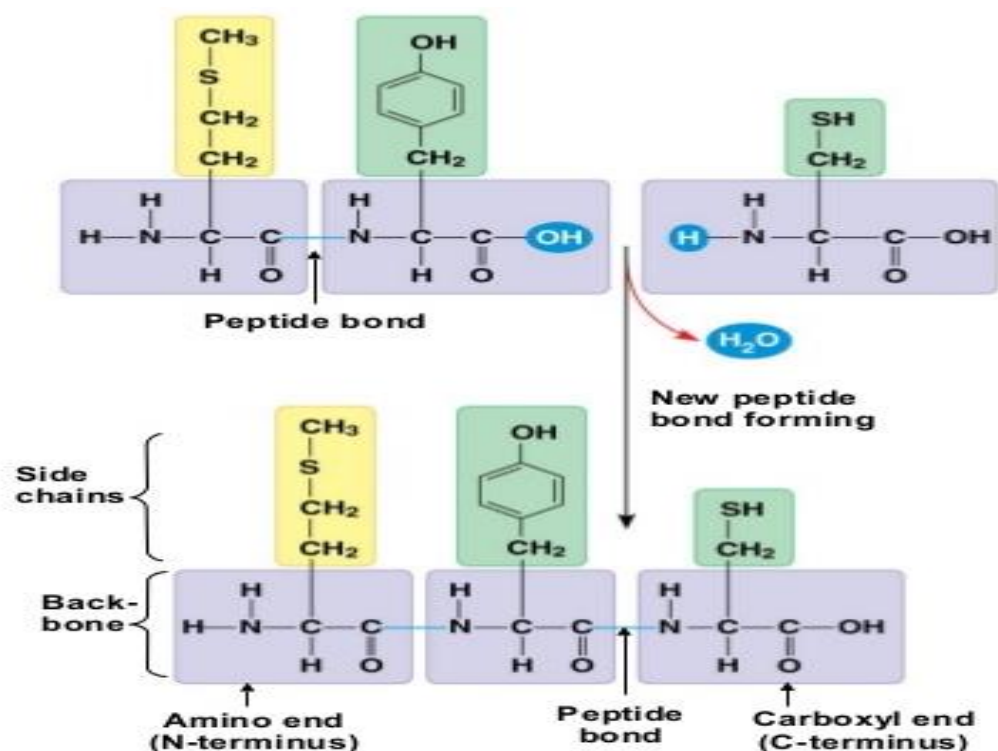


شکل ۱۷-۴- بیست نوع آمینواسید پروتئین‌ها

پلیمرهای آمینواسیدی

حال که آمینواسیدها را بررسی کردیم، ببینیم چگونه این آمینواسیدها به هم می‌پیوندند (شکل ۱۸-۴). هنگامی که دو آمینواسید در کنار هم قرار می‌گیرند، گروه کربوکسیل یکی در کنار گروه آمین دیگری قرار گرفته و توسط واکنش آبدهی به هم متصل می‌شوند که در این واکنش یک مولکول آب آزاد می‌شود. پیوند کووالانسی حاصل را پیوند پپتیدی می‌نامند. این واکنش تا آنجا تکرار می‌شود که پلیمری از آمینواسیدها با پیوند پپتیدی تشکیل شده و پلی‌پپتید

بسازد. در یک انتهای زنجیره پلی‌پپتیدی، یک گروه آمین آزاد و در انتهای دیگر آن، یک گروه کربوکسیل آزاد قرار دارد. بنابراین، زنجیره دارای یک انتهای آمین (انتهای N) و یک انتهای کربوکسیل (انتهای C) می‌باشد. به توالی تکرار شونده اتم‌ها به رنگ ارغوانی در شکل ۱۸-۴ اسکلت پلی‌پپتیدی می‌گویند. زنجیره‌های جانبی گوناگونی بر روی هر کدام از این آمینواسیدها وجود دارد. یک پلی‌پپتید می‌تواند دارای تعداد کمی مونومر باشد و یا بیش از هزاران مونومر داشته باشد. هر پلی‌پپتید دارای توالی خطی ویژه‌ای از آمینواسیدها است. گوناگونی فراوان پلی‌پپتیدها در طبیعت اهمیت مفهوم ارائه شده پیشین را بهتر مشخص می‌کند که سلول‌ها می‌توانند پلیمرهای گوناگونی با پیوند انواع اندکی از مونومرها بسازند.



شکل ۱۸-۴- ساخت یک زنجیره‌ی پلی‌پپتیدی

اسیدهای نوکلئیک اطلاعات وراثتی را ذخیره کرده و انتقال می‌دهند.

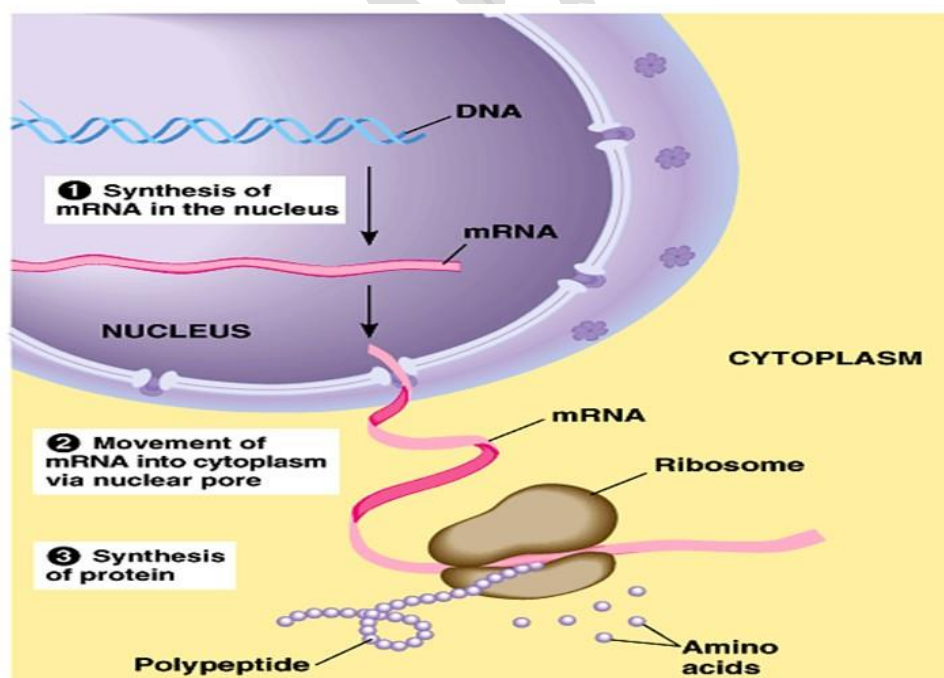
اگر ساختار اول پلی‌پپتیدها تعیین کننده ساختمان فضایی یک پروتئین است، پس چه عامل ویژه‌ای ساختار اول پروتئین را تعیین می‌کند؟ توالی آمینواسیدی یک پلی‌پپتید توسط واحد ژنتیکی به نام ژن برنامه‌ریزی شده است. ژنها بخشی از DNA پلیمری از اسیدهای نوکلئیک می‌باشند.

نقش اسیدهای نوکلئیک

دو نوع اسید نوکلئیک وجود دارد: دئوکسی ریبونوکلئیک اسید (DNA) و ریبونوکلئیک اسید (RNA). این‌ها مولکول‌هایی هستند که جانداران را قادر به تولید مثل و انتقال ویژگی‌های پیچیده‌شان از یک نسل به نسل بعد می‌کنند. در میان این مولکول‌ها، DNA، تنها مولکولی است که می‌تواند همانند سازی کرده، سنتز RNA را هدایت کند و از طریق RNA نیز سنتز پروتئین‌ها را کنترل نماید (شکل ۱۹-۴).

DNA ماده ژنتیکی است که جانداران از والدین خود به ارث می‌برند. هر کروموزوم دربرگیرنده‌ی یک مولکول DNA بلند است که از چند صد تا هزاران ژن تشکیل شده است. هنگامی که یک سلول با تقسیم شدن، سلول جدیدی را ایجاد می‌کند، مولکول‌های DNA آن کپی شده و از یک نسل به نسل بعدی انتقال می‌یابد. آنچه که در ساختمان DNA به صورت رمز در آمده است اطلاعاتی از برنامه‌ها و کارهای سلولی است. اما DNA مستقیماً در عملکرد سلولی درگیر نمی‌شود. این حالت تفاوت چندانی با نرم افزار کامپیوتری ندارد که به تنهایی می‌تواند یک صورت حساب بانکی را چاپ کند یا بارگد روی یک جعبه غلات را بخواند. همان طور که برای چاپ کردن یک جمله به چاپگر (پرینتر) نیاز داریم و یا برای خواندن یک بارکد به یک اسکنر نیاز است برای برنامه‌های ژنتیکی نیز به پروتئین‌ها نیاز داریم. سخت‌افزار مولکولی سلول - ابزارهای بیشتر اعمال زیستی - پروتئین‌ها می‌باشند. برای نمونه، ناقل اکسیژن در سلول‌های قرمز خون، پروتئین هموگلوبین است نه DNA ای که ساختار آن را تعیین می‌کند.

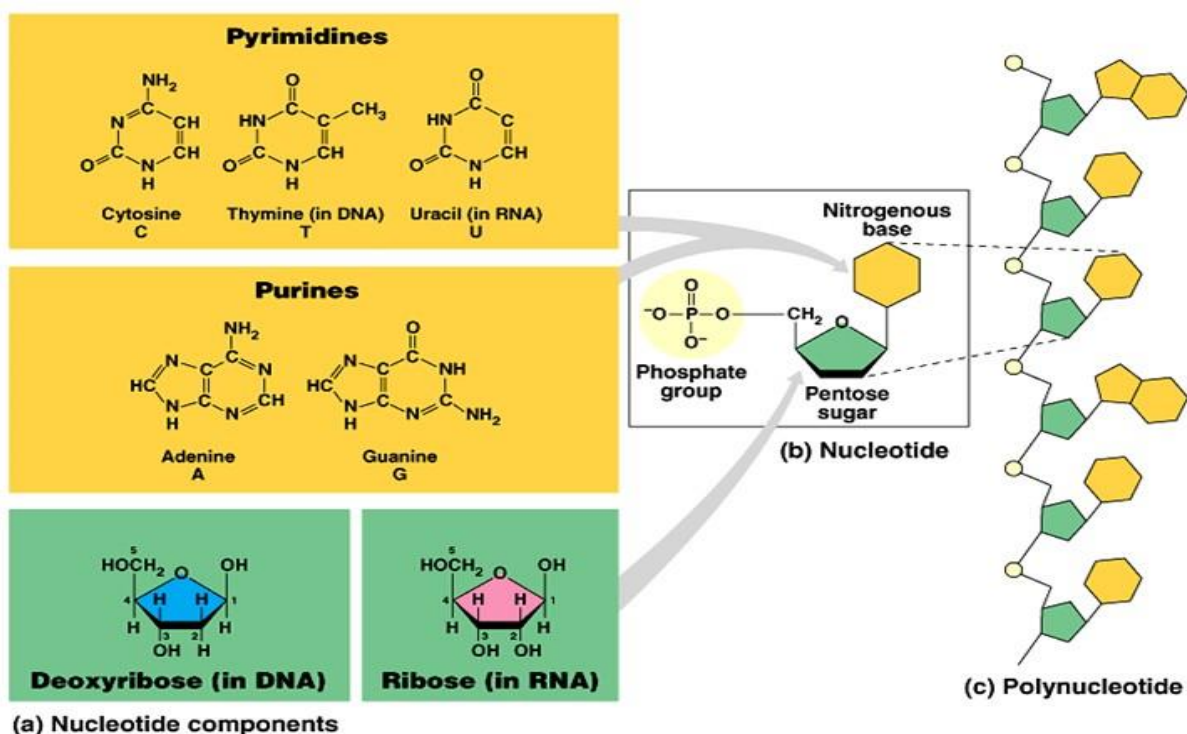
چگونه مولکول اسید نوکلئیکی دیگر یعنی RNA، وارد گردش اطلاعات ژنتیکی در مسیر DNA تا پروتئین‌ها می‌شود؟ هر ژن در مولکول DNA، ساخت یک نوع RNA را به نام RNA ی پیک (mRNA) تعیین می‌کند. سپس مولکول mRNA با ماشین سازنده پروتئینی میان‌کنش می‌دهد تا ساخت پلی پپتید را به گردش در آورد. جایگاه‌های واقعی ساخت پروتئین، ساختارهای سلولی به نام ریبوزوم‌ها می‌باشند. در یک سلول یوکاریوتی، ریبوزوم‌ها در سیتوپلاسم‌اند ولی DNA در هسته قرار دارد. RNA پیک اطلاعات ژنتیکی را برای ساخت پروتئین از هسته به سیتوپلاسم می‌برد. سلول‌های پروکاریوتی بدون هسته‌اند ولی آن‌ها نیز از RNA برای انتقال پیام از DNA به ریبوزوم‌ها و دیگر بخش‌های سلولی برای ترجمه اطلاعات به توالی آمینواسیدی بهره می‌برند.



شکل ۱۹-۴- مراحل همانند سازی DNA

اجزای اسیدهای نوکلئیک

اسیدهای نوکلئیک، درشت مولکول‌هایی هستند که به صورت پلیمرهایی به نام پلی‌نوکلئوتیدها وجود دارند (شکل ۴-۲۰). همان‌گونه که از نام‌شان پیداست، هر پلی‌نوکلئوتید دارای مونومرهایی به نام نوکلئوتیدها است. یک نوکلئوتید دارای سه بخش است: یک باز نیتروژنی، یک پنتوز (قند ۵ کربنه) و یک گروه فسفات (شکل ۴b-۲۰). همه این بخش‌ها بدون گروه فسفات را نوکلئوزید می‌نامند. برای ساختن یک نوکلئوتید، ابتدا اجزای دو بخش نوکلئوزید را در نظر می‌گیریم: باز نیتروژنی و قند. دو خانواده از بازهای نیتروژنی وجود دارد: پیریمیدین‌ها و پورین‌ها. یک پیریمیدین دارای یک حلقه شش کربنه و اتم‌های نیتروژن است. اتم‌های نیتروژن دوست دارند که ۲H را از محلول بگیرند که واژه باز نیتروژنی را توجیه می‌کند. اعضای خانواده پیریمیدین شامل سیتوزین (C)، تیمین (T) و یوراسیل (U) هستند. پورین‌ها بزرگ‌تر بوده، یک حلقه شش کربنه و یک حلقه پنج کربنه دارند. پورین‌ها شامل آدنین (A) و گوانین (G) هستند. پورین‌ها و پیریمیدین‌های خاص در گروه‌های شیمیایی متصل به آن‌ها با یکدیگر تفاوت دارند. آدنین، گوانین، و سیتوزین در هر دو نوع اسید نوکلئیک وجود دارند، تیمین تنها در DNA و یوراسیل تنها در RNA وجود دارد. پنتوز متصل به باز نیتروژنی، در مولکول RNA، ریبوز و در مولکول DNA، دئوکسی ریبوز می‌باشد (شکل ۴-۲۰). تنها تفاوت بین این دو قند این است که دئوکسی ریبوز یک اتم اکسیژن بر روی کربن دوم حلقه کمتر دارد و بنابراین نام این قند نیز دئوکسی است. از آنجا که اتم‌های باز نیتروژنی و قند هر دو شماره‌گذاری می‌شوند، مشخصه اتم‌های قند پس از عدد، علامت پریم (') می‌باشد. بنابراین کربن دوم حلقه قندی، کربن ۲' می‌باشد و کربنی که از حلقه بیرون زده شده کربن ۵' می‌باشد. تا اینجا کار ما یک نوکلئوزید ساختیم. برای کامل کردن یک نوکلئوتید، یک گروه فسفات به کربن ۵' قند می‌چسبند (شکل ۴b-۲۰ را ببینید). مولکول ایجادشده یک نوکلئوزید مونوفسفات یا همان نوکلئوتید می‌باشد.

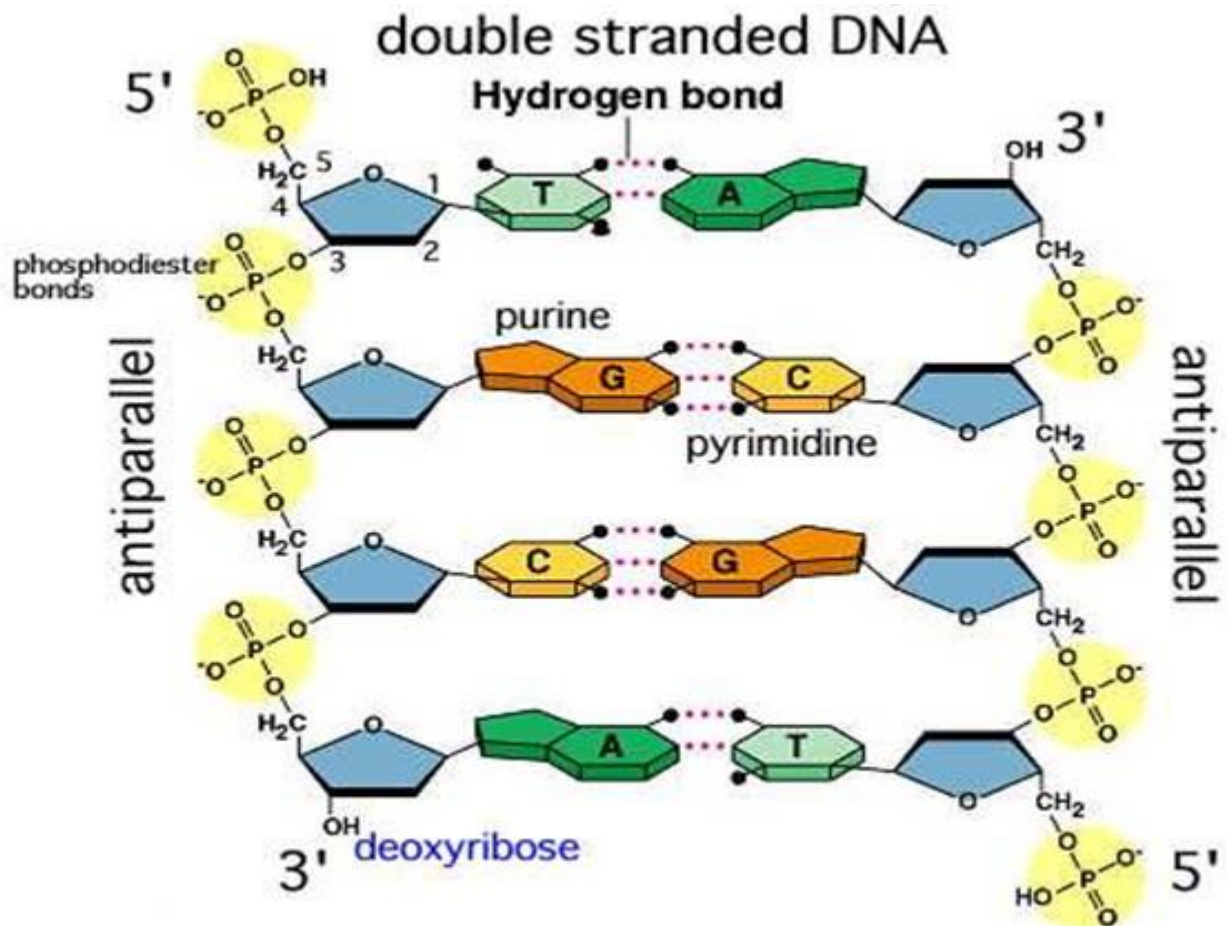


شکل ۴-۲۰- اجزای اسیدهای نوکلئیک

اکنون می‌توان دید که چگونه دو نوکلئوتید به یکدیگر پیوند می‌شوند تا یک پلی‌نوکلئوتید را بسازند. نوکلئوتیدهای مجاور هم با پیوندهای کووالانسی به نام فسفودی استر متصل می‌شوند که بین گروه OH کربن ۳ یک نوکلئوتید و فسفات و کربن ۵، نوکلئوتید بعدی ایجاد می‌شود. این پیوندها در اسکله، پلیمر با الگوی تکراری واحدهای قند-فسفات همراه است. دو انتهای آزاد پلیمر متفاوت از هم می‌باشند. یک انتها دارای فسفات متصل به کربن ۵ است و انتهای دیگر دارای هیدروکسیل کربن ۳ می‌باشد که به ترتیب به آن‌ها انتهای ۵ و انتهای ۳ گفته می‌شود. رشته DNA در طول اسکلت قند فسفات در جهت ۵' به ۳' ساخته می‌شود، درست همانند خیابان یکطرفه. در راستای این اسکلت قند فسفات بخش‌های اضافی بیرون از اسکلت وجود دارد که شامل بازهای نیتروژنی می‌باشند. توالی بازها در طول پلیمر DNA (یا mRNA) برای هر ژن منحصر به فرد است. چون ژن‌ها صدها تا هزاران نوکلئوتید دارند. تعداد توالی‌های ممکن باز عملاً بی‌شمار است. معنی و مفهوم یک ژن برای سلول، در توالی ویژه چهار باز DNA می‌باشد. برای مثال توالی AGTAACTT یک معنی را می‌دهد در حالی که توالی CGCTTAAAC معنی دیگری دارد (البته ژن‌های واقعی بلندتر هستند). ترتیب خطی بازها در یک ژن توالی آمینواسیدها را مشخص می‌سازد، ساختار اول پروتئین، که این ترتیب نیز به نوبه خود، عملکرد و ساختمان سه بعدی پروتئین را در سلول تعیین می‌کند.

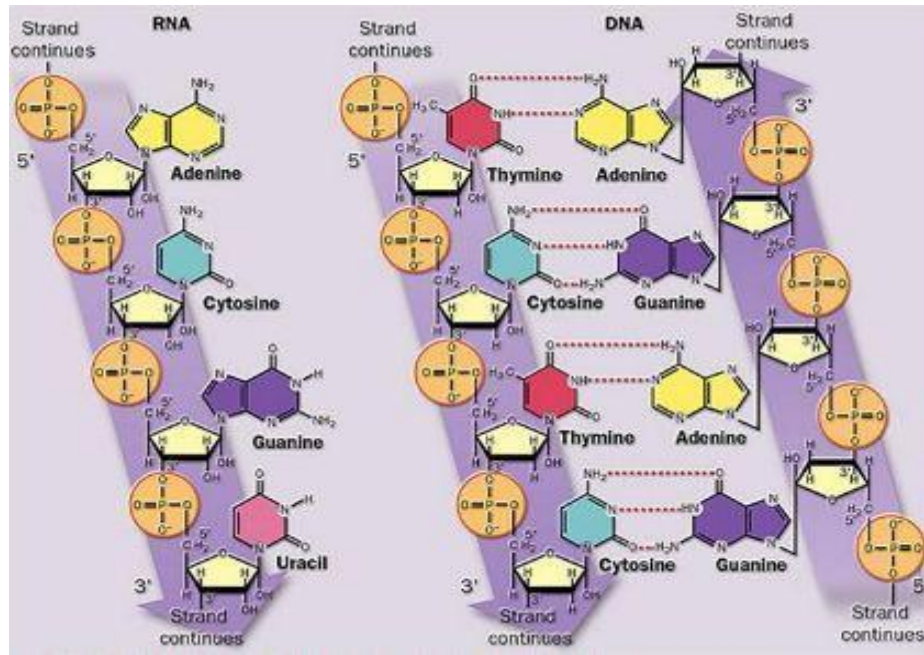
ساختار مولکول‌های DNA و RNA

مولکول‌های RNA سلول‌ها شامل یک زنجیره تک پلی‌نوکلئوتیدی مانند آنچه که در شکل ۲۱-۴ نشان داده شده است می‌باشد. ولی مولکول‌های DNA دو رشته پلی‌نوکلئوتیدی دارند که به دور یک محور فرضی به صورت مارپیچی می‌چرخند و تشکیل یک مارپیچ دو رشته‌ای را می‌دهند. در سال ۱۹۵۳ جیمز واتسون و فرانسیس کریک در دانشگاه کمبریج برای نخستین بار مارپیچ دورشته‌ای را به عنوان ساختار سه بعدی DNA پیشنهاد دادند. دو اسکلت قند - فسفات در جهت مخالف ۵ به ۳ از یکدیگر قرار می‌گیرند که به این آرایش ناهمسو گفته می‌شود، درست همانند یک بزرگراه دو طرفه. اسکلت‌های قند-فسفات در بخش بیرونی مارپیچ و بازهای نیتروژنی در بخش درونی مارپیچ قرار می‌گیرند. دو پلی‌نوکلئوتید یا رشته‌ها با پیوندهای هیدروژنی بین بازهای جفت شده و با میان‌کنش‌های واندروالس بین بازهایی که روی هم قرار گرفته‌اند، در کنار یکدیگر نگه داشته می‌شوند. بیشتر مولکول‌های DNA بسیار بلندند و هزاران یا حتی میلیون‌ها جفت باز دارند که دو زنجیره را به هم پیوند می‌دهند. یک مارپیچ دو رشته‌ای DNA بلند دارای ژن‌های زیادی است که هر کدام از این ژن‌ها تکه خاصی از مولکول DNA به شمار می‌رود. بازها در مارپیچ دو رشته‌ای به‌طور خاصی یکدیگر هستند. آدنین (A) همیشه با تیمین (T) جفت می‌شود و گوانین (G) با سیتوزین (C). اگر توالی بازها را در طول یک رشته بخوانیم، توالی بازهای رشته مقابل را خواهیم دانست. اگر بخشی از یک رشته دارای توالی ۳'-AGGTCCG-۵' باشد، قوانین جفت شدن بازها مشخص می‌کند که همان بخش بر روی رشته مقابل دارای توالی ۵'-TCCAGGC-۳' است. دو زنجیره مارپیچ دو رشته‌ای مکمل هم می‌باشند. این ویژگی DNA است که درستی همانند سازی صحیح را از ژن‌ها ممکن می‌سازد. در هنگام تقسیم سلولی هر کدام از دو رشته مولکول DNA به عنوان الگویی برای جای‌گیری درست نوکلئوتیدها در رشته مکمل تازه عمل می‌کنند. نتیجه این فرایند دو کپی کاملاً یکسان از مولکول DNAی دو رشته‌ای نخست می‌باشد که هر کدام به دو سلول دختر می‌رود. بنابراین ساختمان DNA برای انتقال اطلاعات ژنتیکی در هنگام تولید مثل سلولی اهمیت فراوان دارد. جفت بازهای مکمل می‌توانند بین بخش‌هایی از دو مولکول RNA و یا حتی بین دو امتداد و توالی نوکلئوتیدی در یک مولکول RNA واحد به وجود بیایند.



شکل ۲۱-۴- ساختار مولکول‌های DNA و tRNA

در واقع اتصال جفت بازی در درون یک مولکول RNA به مولکول اجازه می‌دهد که در آن یک ساختار سه بعدی متناسب و لازم برای عملکردش به وجود بیاید. از این لحاظ، مثلاً، یک نوع RNA به نام RNA حامل (tRNA)، که در فرایند ساخت پلی پپتید آمینواسیدهای را به ریبوزوم می‌برد، وجود دارد که حاوی حدود ۸۰ نوکلئوتید در طول خود است. شکل کارآمد این مولکول نتیجه اتصال جفت بازهای مکمل بین نوکلئوتیدهاست که در طول مولکول به صورت ناهمسو نسبت به یکدیگر واقعند. توجه داشته باشید که در RNA، آدنین (A) با یوراسیل (U) جفت میشود و تیمین (T) هم در RNA وجود ندارد. تفاوت دیگر RNA با DNA در این است که DNA اغلب به صورت مارپیچ دو رشته‌ای وجود دارد. در حالی که مولکول‌های RNA تنوع شکلی زیادی دارند. این تنوع ناشی از مقدار و جایگاه استقرار جفت بازهای مکمل در درون مولکول RNA است که انواع مختلفی از RNA را به وجود می‌آورد.



شکل ۲۲-۴- ساختار مولکول RNA و DNA