کردن روی لبه‌ی لیوان می‌ایستد. در مثالی از طبیعت، برخی از جانوران می‌توانند روی آب بایستند، راه بروند و یا بدوند، 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 اتیل الکل، یکی از انواع الکل‌های مشروبات الکلی، ۰/۶ کالری بر گرم بر درجه سلسیوس است، یعنی تنها ۰/۶ کالری لازم است تادمای یک گرم اتیل الکل یک درجه سانتی‌گراد افزایش یابد. چون آب گرمای ویژه‌ی بیشتری نسبت به دیگر مواد دارددر 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 ۰/۱ 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،درنظرگرفته 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 بیشترگرمای 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

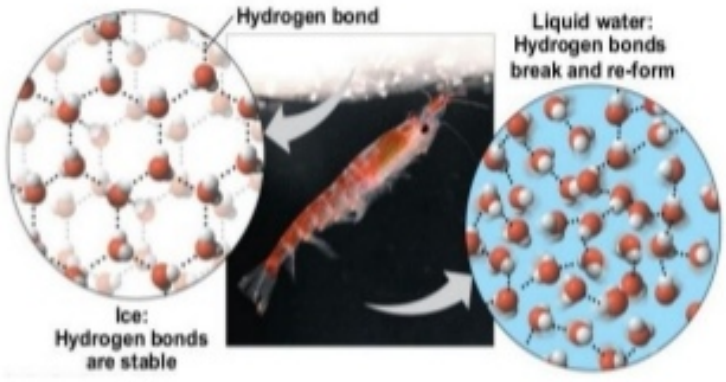
مولکول‌های همه‌ی مایعات به دلیل این‌که یکدیگر را جذب می‌کنند، نزدیک به هم باقی می‌مانند. مولکول‌هایی که با سرعت کافی حرکت می‌کنند و می‌توانند بر این جاذبه غالب شوند، از حالت مایع بیرون آمده و به صورت یک گاز وارد هوا می‌شوند. تغییر حالت ماده از مایع به گاز، **تبخیر** نامیده می‌شود. به‌یاد بیاورید که سرعت 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 ۵۸۰کالری 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 دریاهای 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 دونده‌ی 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 گرمازدگی

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 درجه‌ی 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 درجه‌ی 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 درجه‌ی 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 به‌هم 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.



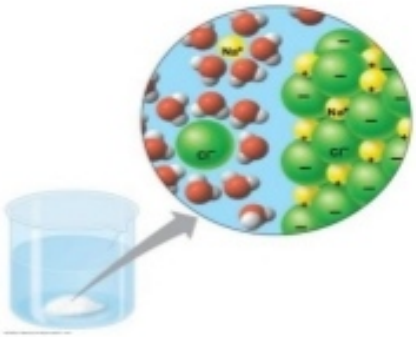
شکل ۵-۲- یخ ساختمانی بلوری و سدی شناور. در یخ هر مولکول با چهار مولکول مجاور خود در یک بلور سه بعدی پیوندهای هیدروژنی برقرار کرده است. به دلیل فضادار بودن بلور یخ مولکول‌های کمتری نسبت به حجم مساوی از آب در حالت مایع دارد. به بیان دیگر یخ چگالی کمتری نسبت به آب مایع دارد. یخ‌های شناور مانند سدی از آب‌های 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.

۱۱- اگر آب پیوندهای هیدروژنی تشکیل نمی‌داد چه اتفاقی برای محیط زندگی میگو می‌افتاد؟

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 به‌وجود 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 دریافتند 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 برگرفته 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 حل‌شونده 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 این‌که 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.

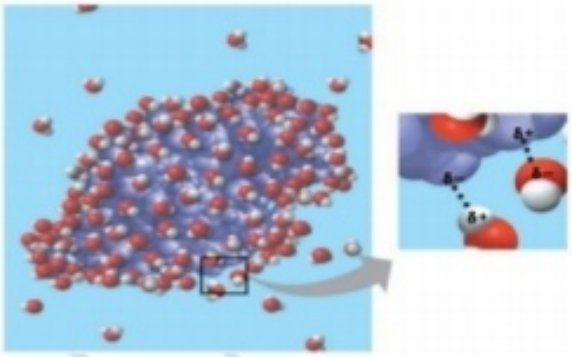


شکل ۶-۲- یک بلور نمک طعام در آب حل می‌شود. پوششی از مولکول‌های آب که لایه هیدراته نامیده می‌شود اطراف هر یون حل شده را در بر گرفته است.

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 آب-دوست 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 مولکول های 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 پیوندهای 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 حل شونده 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 به‌کار 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 $۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳}$ عدد از هر چیز است که **عدد آووگادرو** نیز نامیده می‌شود. این‌که هنگام تعیین جرم مولکولی یک مولکول مانند ساکارز می‌توانیم از همان عدد (۳۴۲) با واحد گرم استفاده کنیم تا جرم $۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳}$ مولکول ساکارز یا یک مول ساکارز را نشان دهیم کاملاً معنی‌دار است. (جرم $۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳}$ 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 $۶/۰۲ \times ۱۰^{۲۳}$ 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 حل شده 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.

۲- در عموم مردم اصطلاحی وجود دارد که می‌گویند گرما نیست، رطوبت هست منظور چیست؟

۳- چگونه یخ زدن آب می‌تواند منجر به ترکیدن سنگ‌ها شود؟

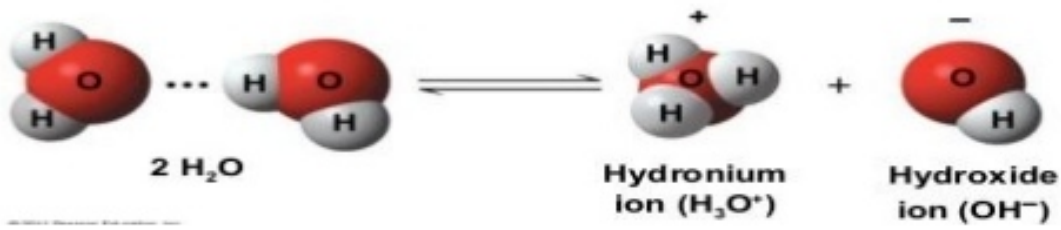
۴- آب پیما، که می‌تواند بر سطح آب را برود، پاهایی دارد که توسط ماده‌ای آب‌گریز پوشیده شده‌اند. فایده‌ی آن چه می‌تواند باشد؟ اگر آن ماده آب‌دوست بود چه اتفاقی می‌افتاد؟

تکامل احتمالی حیات بر روی سایر سیارات با کمک آب

شاید انسان‌ها همیشه که به آسمان خیره شده‌اند، متعجب از این‌که آیا موجودات زنده‌ی دیگری در ماورای زمین زندگی می‌کنند و اگر حیات بر روی سایر سیارات به‌وجود آمده است، به چه شکلی یا اشکالی تکامل یافته است؟ زیست‌شناسانی که در جای دیگری از جهان به دنبال حیات می‌گردند (astrobiologists نامیده می‌شوند). تحقیقات‌شان 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 این‌که آب می‌تواند در جایی بر سطح مریخ وجود داشته باشد. سرانجام در سال ۲۰۰۸، رباط فضانورد 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 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 به تعادل دینامیکی می‌رسد که سرعت تجزیه‌ی آب و سرعت تشکیل مجدد آب با هم برابر شوند. در واقع درآب خالص، در هر ۵۵۴ میلیون مولکول آب، تنها یک مولکول تجزیه می‌شود. غلظت هر یک از یون‌ها در آب خالص (۲۵ ^{o}C)، 10^{-7} مول است. این بدان معنی است که تنها یک ده میلیونیوم 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 حل-شدنی معین، که اسید و قلیا (باز) نامیده می‌شوند، این تعادل را به‌هم 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:

$$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

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:

$$NH_3 + H^+ \rightleftharpoons NH_4^+$$

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:

$$NaOH \rightarrow Na^{+} + OH^{-}$$

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 به‌کار 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:

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons HCO_3^{-} + H^{+}$$

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 ۲۵° C، حاصل ضرب غلظت H^{+} و OH^{-} ثابت و برابر $۱۰^{-۱۴}$ است که می‌تواند به صورت زیر نوشته شود:

$$[H^{+}][OH^{-}] = ۱۰^{-۱۴}$$

در چنین معادله‌ای، کروشه‌ها نشان‌دهنده‌ی غلظت مولی ماده‌ای هستند که درون آن‌ها نوشته شده است. در یک محلول خنثی در دمای اتاق، در چنین معادله‌ای، کروشه‌ها نشان‌دهنده‌ی غلظت مولی ماده‌ای هستند که درون آن‌ها نوشته شده است. در یک محلول خنثی در دمای اتاق $[H^{+}] = ۱۰^{-۷}$ و $[OH^{-}] = ۱۰^{-۷}$ است، بنابراین در این حالت غلظت فراورده‌ها $۱۰^{-۱۴}$ است. اگر به اندازه‌ی کافی اسید به محلول اضافه شود، $[H^{+}]$ به $۱۰^{-۵}$ افزایش می‌یابد، آن‌گاه مقدار $[OH^{-}]$ به $۱۰^{-۹}$ کاهش خواهد یافت (توجه کنید که $۱۰^{-۱۴} = ۱۰^{-۹} \times ۱۰^{-۵}$). 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 $۱۰^{-۴}M$ افزایش یابد، موجب کاهش غلظت H^{+} به $۱۰^{-۱۰}M$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.

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

برای یک محلول آبی خنثی، $[H^+]۱۰^{-۷}$ مولار است. در نتیجه:

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

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 pH=10، غلظت H^+ برابر $10^{-10}M$ و غلظت OH^-، $10^{-4}M$ است. pH یک محلول آبی خنثی در ۷/۲۵°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 pH=3، دو برابر محلولی با 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 معمولا 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 بروزچنین 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:

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons HCO_3^- + H^+$$

تعادل شیمیایی بین اسید کربنیک و بی‌کربنات به صورت یک تنظیم‌کننده‌ی 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- بی-کربنات 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.

۵- تعداد یون‌های هیدروژن در محلولی با اسیدیته ۴ برابر تعداد یون‌های هیدروژن در محلولی با حجم برار و اسیدیته ۹ است. HCl اسیدی قوی است که در آب تجزیه می‌شود، PH محلول ۰/۰۱ مولار HCl چقدر است؟ اسید استیک (CH_3COOH) مانند اسید کربنیک می‌تواند یک بافر باشد. واکنش تجزیه‌ی آن را بنویسید و اسید، باز، گیرنده‌ی H^+ و دهنده‌ی آن را مشخص کنید؟

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. دی‌اکسیدکربن 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 آبزی، از جمله مرجان‌های تپه‌ساز و حیوانات صدف‌ساز، ساخته می‌شود. تپه‌های مرجانی اکوسیستم‌های حساسی هستند که پناهگاه انواع بسیاری از موجودات آبزی می‌باشند. احتراق سوخت‌های فسیلی منبع عمده‌ی اکسیدهای سولفور و اکسیدهای نیتروژن نیز می‌باشد. این ترکیبات در هوا با آب ترکیب شده و اسید-های 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.

مرکز اسپاد نجف آباد