

پودمان دوم

بررسی تعادل در محلول‌های آبی



اغلب واکنش‌های شیمیایی در محلول‌های آبی انجام می‌گیرد، بنابراین حل‌پذیری مواد مختلف پدیده بسیار مهمی است. برای مثال آبکافت یک فرایند تجزیه شیمیایی است که در آن از آب برای گسستن پیوندهای شیمیایی یک ماده استفاده می‌شود.



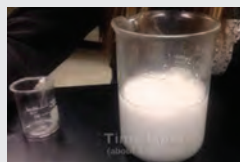
جوهر لیمو



جوش شیرین

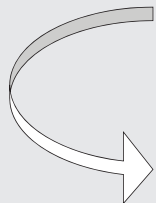


واکنش بین جوش شیرین و جوهر لیمو



اگر گرد جوش شیرین^۱ و جوهر لیمو^۲ که هر دو جامد هستند، با هم مخلوط شوند واکنشی انجام نمی‌شود، اما اگر آنها را در آب حل کنید و سپس بر هم اثر دهید، واکنش بین آنها صورت می‌گیرد و گاز کربن دی‌اکسید آزاد می‌شود. به نظر شما علت چیست؟

بحث گروهی ۱



اگر گیاهان در خاک حاوی کود و مواد لازم گیاه قرار گیرند، ولی آب به آنها داده نشود، این کار چه نتیجه‌ای در پی خواهد داشت؟ علت چیست؟

پرسش ۱



مواد موجود در آب دریاها، رودخانه‌ها، چاه‌ها، چشمه‌ها و نیز هوایی را که تنفس می‌کنید، همه به صورت محلول‌اند. بشر در جهانی زندگی می‌کند که آب مهم‌ترین حلال است. قرآن کریم در چندجا اشاره دارد که ریشه زندگی، هم در منشأ و پیدایش و هم در صحنه هستی و ادامه حیات، همه از آب است و می‌فرماید: «وَجَعَلْنَا مِنَ الْمَاءِ كُلِّ شَيْءٍ حَيًّا (انبیا - ۳۰)، هر چیز زنده‌ای را از آب پدید آوردیم.»



۱- سدیم بی‌کربنات یا سدیم هیدروژن کربنات، NaHCO_3

۲- سیتریک اسید $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$



شکل ۱- تهیهٔ یک محلول از اجزای آن (حلال و حل شونده)

همان‌طور که می‌دانید حل شدن ماده‌ای در مادهٔ دیگر، به‌عنوان محلول در نظر گرفته می‌شود مانند حل شدن شکر، نمک و یا سرکه در آب. محلول‌ها انواع مختلفی دارند. با حل شدن یک ماده (حل شونده^۱)، در مادهٔ دیگر (حلال^۲) در هر حالت فیزیکی، می‌توان یک محلول تشکیل داد (شکل ۱). به پدیدهٔ حل شدن حل شونده در حلال، انحلال یا حل پذیری^۳، گفته می‌شود.

پرسش ۲



در جدول زیر انواع محلول‌ها آمده‌است. برای هر یک مثال مناسبی بیان کنید.

نوع محلول	مثال
جامد در مایع	محلول شکر در آب، نمک در آب
جامد در جامد	
جامد در گاز	
مایع در مایع	
مایع در جامد	
مایع در گاز	
گاز در جامد	
گاز در مایع	
گاز در گاز	

نوع خاصی از مخلوط دو یا چند ماده، که یک فاز یا یک مخلوط یکنواخت را تشکیل دهند و در آن مادهٔ حل‌شده به صورت ذراتی بسیار ریز به‌طور یکنواخت در حلال پراکنده شده باشد، محلول^۴ نامیده می‌شود. برای مثال وقتی نمک یا شکر در آب حل شود، حتی به کمک میکروسکوپ هم نمی‌توان وجود ذرات نمک یا شکر را در آب تشخیص داد.

بحث‌گروهی ۲



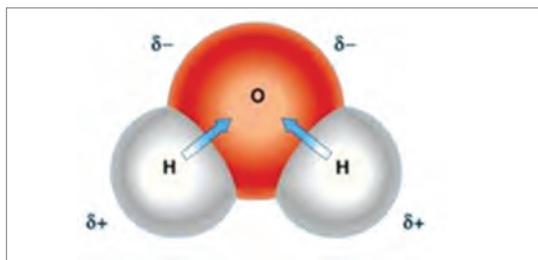
آیا حل شدن نمک طعام مانند حل شدن شکر در آب است؟

۱- Solute: ماده‌ای که معمولاً مقدار آن کمتر است.
 ۲- Solvent: ماده‌ای که معمولاً مقدار آن بیشتر است.

فرایند حل شدن



شکل ۲- نمونه‌ای از فرایند حل شدن



شکل ۳- مولکول قطبی آب

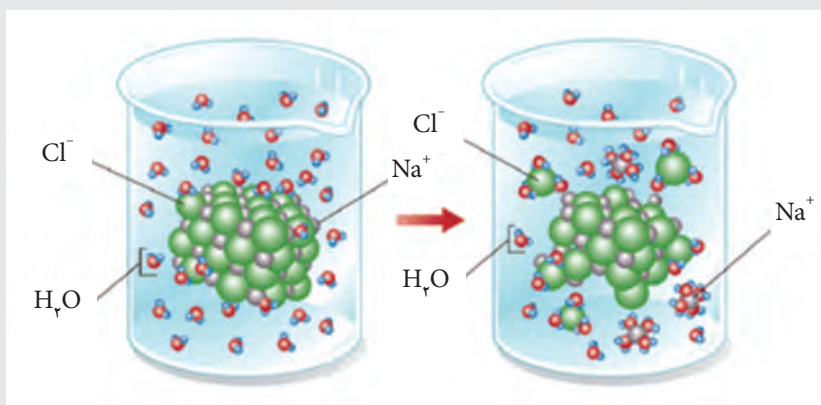
هزاران واکنشی که در محیط زیست و در موجودات زنده مختلف رخ می‌دهد، اغلب در آب صورت می‌پذیرد. (شکل ۲).

آب به چند دلیل در تهیه محلول‌ها نقش دارد: به فراوانی یافت می‌شود، همچنین به دلیل قطبی بودن (شکل ۳)، و توانایی تشکیل پیوند هیدروژنی بین مولکول‌های آن، بسیاری از ترکیب‌های آلی و معدنی را در خود حل می‌کند، این امر انجام شدن تعداد زیادی از واکنش‌های شیمیایی را در محلول‌های آبی ممکن می‌سازد.

حل شدن ماده‌ای در ماده دیگر را می‌توان براساس نوع پیوندهای موجود در آن مواد و چگونگی برهم کنش آنها توضیح داد. برای توجیه فرایند حل شدن، حل پذیری ترکیب‌های یونی، کووالانسی ناقطبی، کووالانسی قطبی و ترکیب‌های با پیوند هیدروژنی بررسی می‌شود:

■ حل شدن ترکیب‌های یونی

با توجه به شکل، چگونگی حل شدن نمک سدیم کلرید در آب را بیان کنید.



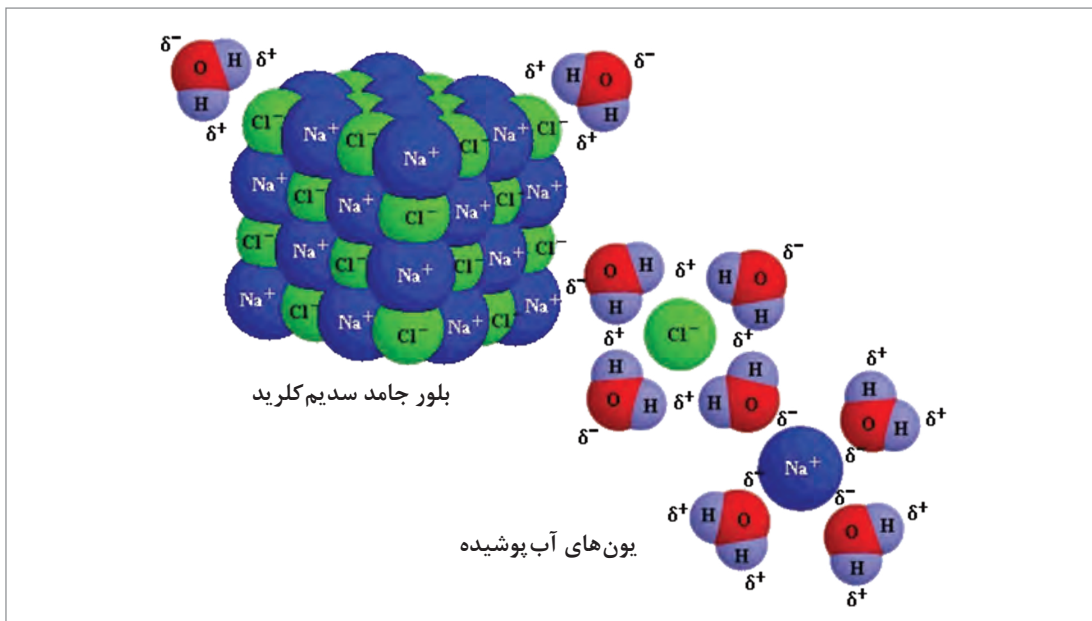
حل شدن نمک سدیم کلرید در آب



یکی از عوامل اصلی حل‌شدن ترکیب‌های یونی در آب، نیروهای یون - دو قطبی است. عامل پایداری ترکیب‌های یونی در شبکه‌های بلوری آن، نیروهای جاذبه الکتروستاتیکی است که یون‌های با بار مخالف بر یکدیگر وارد می‌کنند.

وقتی قطعه بلوری از ترکیب یونی مانند سدیم کلرید با مولکول‌های قطبی آب تماس پیدا کند، یون‌های موجود در سطح بلور تحت تأثیر مولکول‌های قطبی آب قرار می‌گیرند و برخی از مولکول‌های آب از سر منفی خود به یون‌های Na^+ و تعدادی دیگر از مولکول‌های آب از سر مثبت به یون‌های Cl^- نزدیک می‌شوند. مولکول‌های آب با یون‌های یاد شده تأثیر متقابل برقرار می‌کنند و بین آنها جاذبه شدیدی ایجاد می‌شود. این جاذبه از نظر انرژی در حدی است که بر جاذبه موجود میان یون‌های مثبت و منفی در شبکه یونی جامد غالب می‌شود. با این عمل شبکه بلوری سدیم کلرید در هم می‌ریزد و یون‌ها به صورت آب پوشیده در محلول پراکنده می‌شوند. شکل ۴ چگونگی حل‌شدن نمک سدیم کلرید را در آب نشان می‌دهد.

چنانکه در شکل ۴ ملاحظه می‌شود، هر یون حل‌شده در آب، توسط تعدادی از مولکول‌های آب احاطه می‌شوند. به این عمل «آپوشی^۱ یون‌ها» و به هر یک از یون‌ها که توسط چند مولکول آب احاطه شود، «یون آب پوشیده^۲» می‌گویند.



شکل ۴- حل‌شدن بلور سدیم کلرید در آب و ایجاد شدن یون‌های آب پوشیده

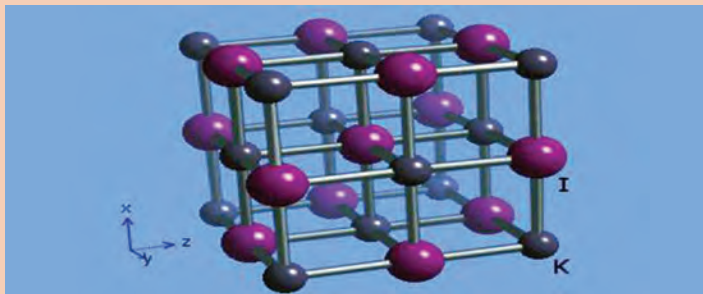
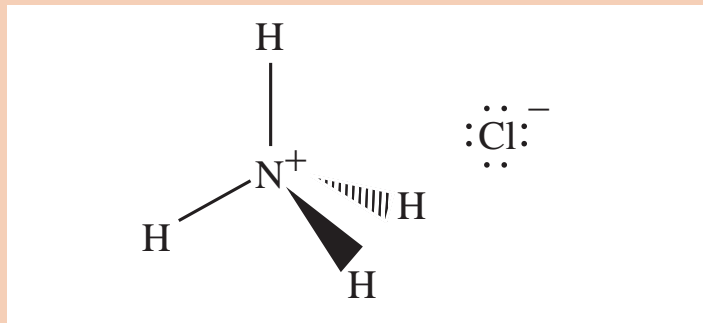
در هر یون آب پوشیده نیروهای الکتریکی قطبی - یونی بین آب و آن یون وجود دارد. این یون‌ها در محلول حرکت آزادانه و نامنظم دارند. این یون‌ها را در محلول آبی با نمادهای $\text{Na}^+_{(aq)}$ یا $\text{Na}^+_{(ای)}$ و $\text{Cl}^-_{(aq)}$ یا $\text{Cl}^-_{(ای)}$ نشان می‌دهند.

۱- Hydration

۲- Hydrated Ion



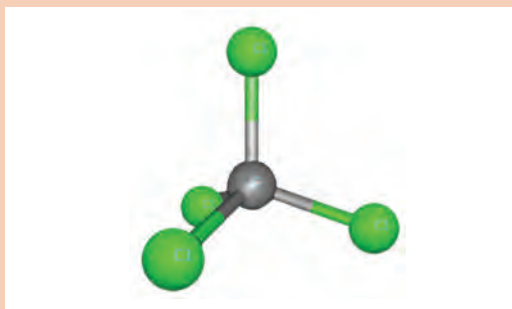
مولکول‌های پتاسیم‌یدید و آمونیوم کلرید در شکل نشان داده شده‌است. حل شدن آمونیوم کلرید (NH_4Cl) و پتاسیم‌یدید (KI) در آب را بررسی کنید.



مولکول‌های پتاسیم‌یدید و آمونیوم کلرید

■ حل شدن ترکیبات کووالانسی ناقطبی

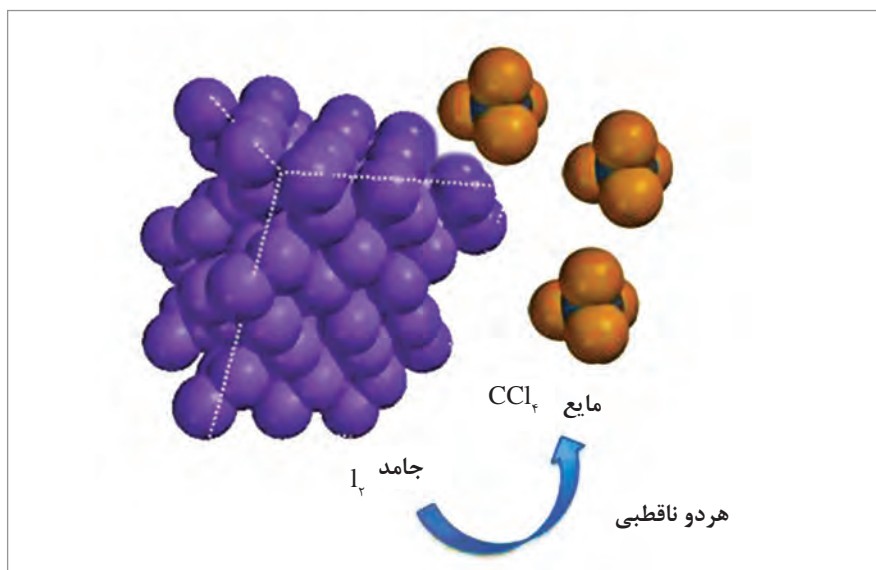
وقتی ماده حل‌شدنی، یک ترکیب کووالانسی باشد، در حلال به صورت ذره‌هایی به اندازه مولکولی درمی‌آید و نیروهای جاذبه بین آنها، به سبب حل شدن، ضعیف‌تر می‌شوند و ذره‌ها آزادانه در محلول حرکت می‌کنند.



مولکول کربن تتراکلرید

ساختار مولکول کربن تتراکلرید، (CCl_4)، در شکل نشان داده شده‌است. این ماده، حلالی ناقطبی است. چرا؟

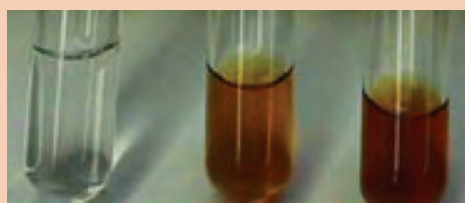
کربن تتراکلرید مایعی با مولکول‌های ناقطبی است و جاذبه میان مولکول‌های آن از نوع نیروهای لاندن است. ید نیز یک جامد مولکولی با مولکول‌های ناقطبی، و نیروهای جاذبه بین مولکول‌های آن در حالت جامد، از نوع نیروهای لاندن است (شکل ۵). از طرفی، گستره نیروهای جاذبه در مولکول‌های کربن تتراکلرید و ید در یک گستره است. این عامل همراه با افزایش بی‌نظمی^۱ ضمن حل شدن، باعث حل شدن ید در کربن تتراکلرید می‌شود. مولکول‌های ید در حالت آزاد، بنفش رنگ‌اند. محلول ید در کربن تتراکلرید نیز به رنگ بنفش است و از این رو می‌توان گفت که ید به صورت مولکول‌های مجزا در بین مولکول‌های کربن تتراکلرید پراکنده شده‌است.



شکل ۵- حل شدن ید در کربن تتراکلرید

مطابق شکل ید در اتانول که مایعی قطبی است، حل می‌شود و محلولی قهوه‌ای رنگ ایجاد می‌کند، همچنین در استون و کربن تتراکلرید، حل می‌شود و محلول رنگی تولید می‌کند. در مورد فرایند حل شدن ید در هر کدام تحقیقی انجام دهید و نتیجه را در کلاس گزارش کنید.

تحقیق کنید
۱



استون

اتانول

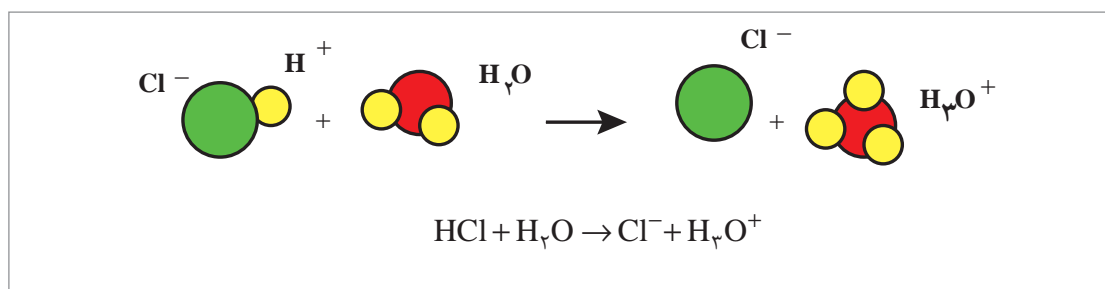
کربن تتراکلرید

محلول‌های حاصل از حل شدن ید در کربن تتراکلرید، اتانول و استون

۱- در حل پذیری مواد، «عامل بی‌نظمی» هم نقش دارد که توضیح آن خارج از بحث کتاب است.

■ حل شدن ترکیب‌های کووالانسی قطبی

ترکیب‌های قطبی در حلال‌های قطبی حل می‌شوند. علت این امر آن است که نیروهای جاذبه بین مولکولی در این ترکیب‌ها یکسان است. دو ترکیب قطبی قادرند یکدیگر را جذب کنند و به هم متصل شوند. سر مثبت ترکیب قطبی به سمت قطب منفی مولکول حلال، و سر منفی آن به سمت قطب مثبت حلال جذب می‌شود. به این ترتیب، بین آنها نیروهای دوقطبی - دوقطبی به وجود می‌آید که حاصل آن حل شدن ترکیب قطبی در حلال قطبی است. این عمل با آزاد شدن انرژی همراه است. افزایش بی‌نظمی نیز یک عامل مساعد قوی در پدیده حل شدن است. حل شدن هیدروژن کلرید (HCl) در آب نمونه‌ای از حل شدن ترکیب‌های کووالانسی قطبی است (شکل ۶)



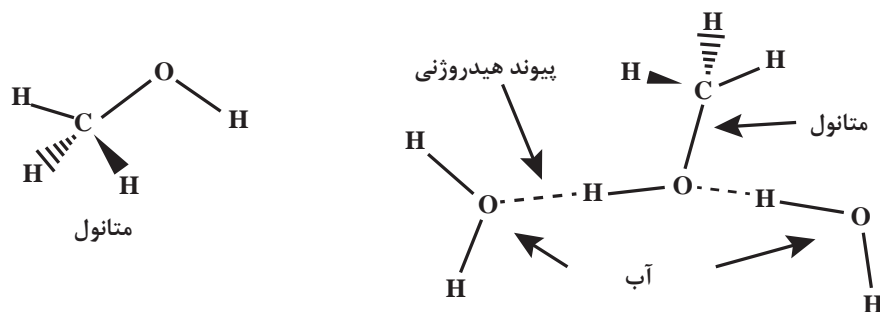
شکل ۶- حل شدن هیدروژن کلرید در آب

بحث‌گروهی ۴



آیا متانول در حلال‌های ناقطبی مانند کربن تتراکلرید، قابل حل است؟ چرا؟

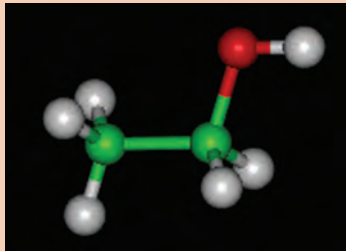
حل شدن ترکیب‌هایی با پیوند هیدروژنی در آب، نمونه‌های خاصی از حل شدن ترکیب‌های کووالانسی قطبی است. متانول، CH_3OH ، مانند آب دارای مولکول‌های قطبی است. در هر دو مایع مولکول‌ها، دارای پیوندهای هیدروژنی هستند. متانول و آب را به هر نسبت می‌توان در هم حل کرد. مولکول‌های متانول و آب از طریق پیوندهای هیدروژنی به هم متصل می‌شوند (شکل ۷).



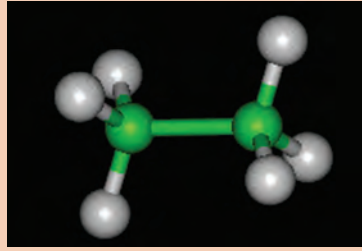
شکل ۷- حل شدن متانول در آب با تشکیل پیوند هیدروژنی



هیدروکربن اتان (C_2H_6)، در آب نامحلول است. در صورتی که اتانول $C_2H_5 - OH$ در آب به خوبی حل می‌شود. چگونه می‌توان این اختلاف را توجیه کرد؟



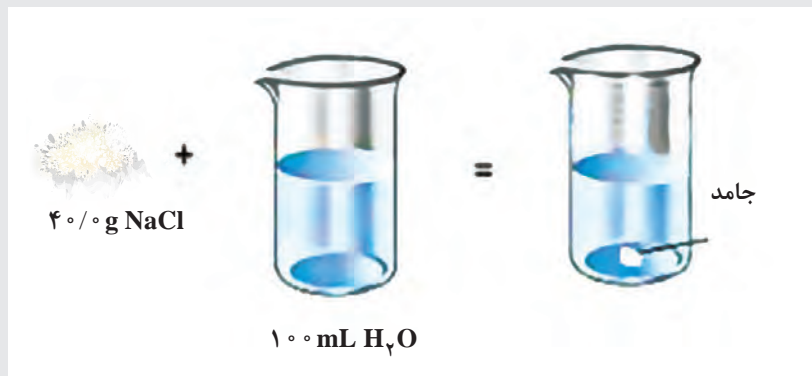
ب) مولکول اتانول



الف) مولکول اتان

قابلیت حل‌پذیری

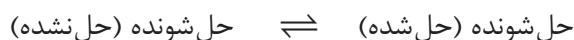
مطابق شکل اگر در یک بشر ۱۰۰ میلی‌لیتر آب $25^\circ C$ بریزید و به آن ۴۰ گرم نمک سدیم کلرید اضافه کنید، پس از هم زدن مقداری از نمک به صورت جامد در محلول باقی می‌ماند. به چه دلیل تمام نمک حل نمی‌شود؟



حل شدن سدیم کلرید در آب

همان‌طور که گفته می‌شد، در اثر حل شدن یک جامد یونی، یون‌ها با جدا شدن از جامد در حلال پراکنده می‌شوند. برخی از یون‌های حل شده، در اثر برخورد تصادفی با ذرات حل نشده، دوباره بلور می‌شوند. تا زمانی که سرعت حل شدن از سرعت بلور شدن بیشتر باشد، غلظت یون‌های محلول افزایش می‌یابد.

زمانی سرعت حل شدن و بلور شدن یکسان خواهد شد که مقدار جامد حل نشده در محلول ثابت بماند. در این حالت اگر چه حل شدن و بلور شدن ادامه دارد، اما دیگر تغییری غلظتی روی نمی دهد. به این ترتیب سامانه به حالت تعادل رسیده است، یعنی ماده حل شده با ماده حل نشده در تعادل است، و در این صورت به آن محلول اشباع یا سیر شده^۱ می گویند.



منظور از حل پذیری یک ماده، غلظت آن ماده بر حسب مول های حل شده در یک لیتر محلول (mol/L)، یا گرم های حل شده از ماده در ۱۰۰ گرم حلال، در محلول سیر شده آن است. برای مثال حل پذیری سدیم کلرید در آب، ۳۵/۹ g / ۱۰۰ mL در دمای ۲۵°C است.

پرسش ۶



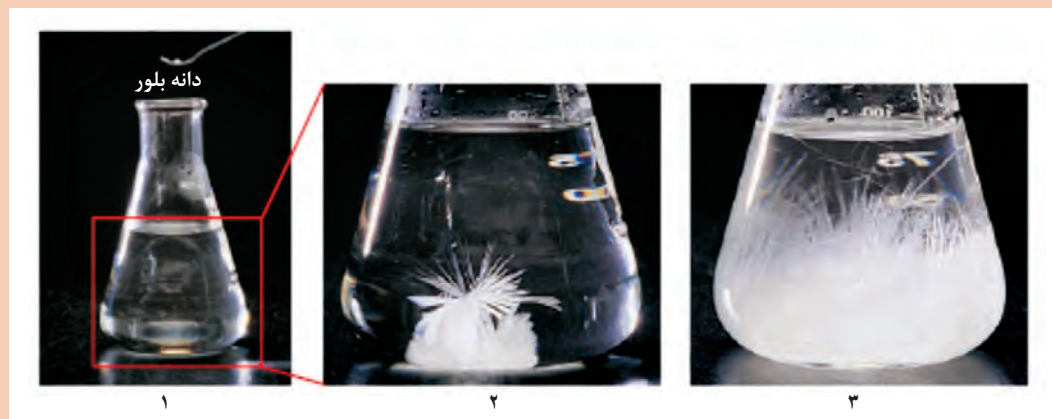
چگونه می توان یک محلول سیر شده را از محلول سیر نشده^۲ تشخیص داد؟ چگونه می توان در محلول سیر شده، ماده بیشتری حل کرد؟

محلول سیر شده شامل بیشترین مقدار ماده حل شده است که در حضور ماده حل نشده در دمای معینی در محلول وجود دارد. با صاف کردن محلول سیر شده و اضافه کردن ماده حل شونده بیشتر به آن، ماده حل شونده بیشتری حل نخواهد شد. به محلولی که غلظت حل شونده در آن کمتر از غلظت محلول سیر شده باشد، محلول غیر اشباع یا سیر نشده گفته می شود.

پرسش ۷



در یک بشر حاوی آب گرم، کم کم نمک سدیم استات اضافه کنید و مخلوط را هم بزنید تا ماده جامد به طور کامل حل شود. این کار را تا جایی ادامه دهید تا دیگر ماده جامد حل نشود. محلول را به آرامی سرد کنید. سپس یک دانه بلور کوچک از سدیم استات به محلول اضافه کنید. پس از مدتی مشاهده می کنید که سدیم استات عمل بلور شدن و خارج شدن از فاز محلول را شروع می کند و پس از مدتی عمل بلور شدن متوقف می شود. چگونه این پدیده را توجیه می کنید؟



حل شدن نمک سدیم استات در آب و تشکیل بلور در اثر سرد شدن محلول

۱- Saturated Solution

۲- Unsaturated Solution

در حالت‌هایی می‌توان محلولی تهیه کرد که غلظت ماده حل شونده در آن بیش از غلظت محلول سیر شده باشد. به چنین محلولی فوق اشباع یا ابرسیر شده^۱ گویند. محلول ابرسیر شده، در مقایسه با محلول سیر شده، ناپایدار است و با افزودن یک دانه بلور به آن، یا زدن ضربه کوچک به ظرف آن، حل شونده اضافی سریع بلور می‌شود و از محلول خارج می‌شود.

پرسش ۸



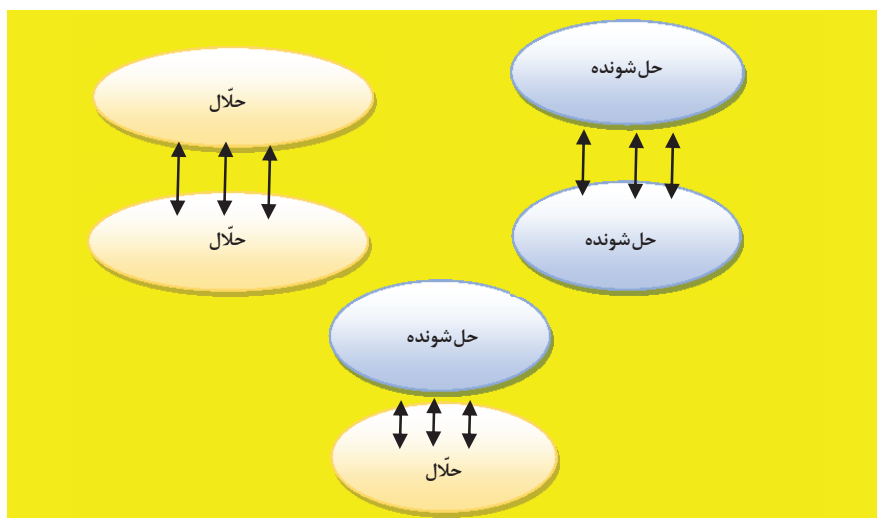
چگونه می‌توان محلول ابرسیر شده تهیه کرد؟ به چه دلیل محلول ابرسیر شده ناپایدار است؟

عوامل مؤثر در حل پذیری

حل پذیری یک جسم در یک حلال، به ماهیت حلال و جسم حل شونده، دما، فشار، وجود یون مشترک و pH محلول بستگی دارد.

ماهیت حلال و جسم حل شونده

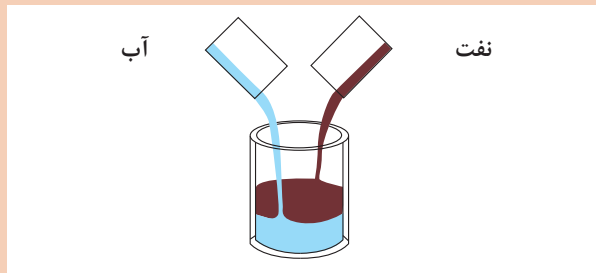
با توجه به نوع ماده حل شونده و حلال از نظر قطبی یا ناقطبی بودن، می‌توان چهار حالت را برای محلول‌های ساده در نظر گرفت: ۱- حلال قطبی - ماده حل شونده قطبی (حل شدن هیدروژن کلرید در آب)، ۲- حلال قطبی - ماده حل شونده ناقطبی (حل شدن جزئی ید در آب)، ۳- حلال ناقطبی - ماده حل شونده قطبی (حل شدن پنتانول در حلال هگزان) و ۴- حلال ناقطبی - ماده حل شونده ناقطبی (حل شدن برم در کربن تتراکلرید). با توجه به نیروهای بین ذرات ماده حل شونده و حلال می‌توان گفت زمانی فرایند حل شدن انجام می‌شود که نیروهای بین ذرات آنها مشابه باشند (شکل ۸). یعنی ترکیب‌های قطبی در حلال‌های قطبی و ترکیب‌های ناقطبی در حلال‌های ناقطبی بهتر حل می‌شوند. به عبارت دیگر «همجنس در همجنس حل می‌شود.»



شکل ۸- حل شدن با توجه به نیروهای بین مولکولی حلال و جسم حل شونده



به نظر شما چرا نفت در آب حل نمی‌شود؟



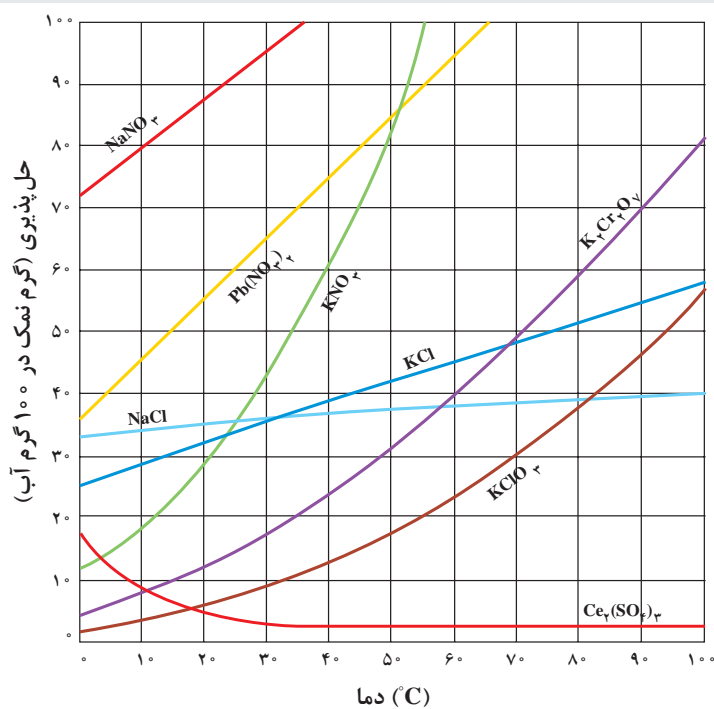
مخلوط شدن نفت و آب

تأثیر دما در حل پذیری



با توجه به شکل به پرسش‌های زیر پاسخ دهید:

- ۱ آیا حل پذیری همه جامدات به دما بستگی دارد؟
- ۲ میزان وابستگی حل پذیری همه جامدات با دما یکسان است؟
- ۳ مقدار حل پذیری پتاسیم نیترات (KNO_3) و پتاسیم کلرید (KCl) را در دماهای 20° و 50° درجه سلسیوس مقایسه کنید.



- ۴ برای حل پذیری بیشتر نمک سریم سولفات ($Ce_2(SO_4)_3$) چه پیشنهادی دارید؟
- ۵ هر گروه دانش آموزی، حل پذیری یکی از نمک‌ها، را توضیح دهد.

نمودار حل پذیری نمک‌های مختلف در آب

غلظت تعادلی یک ماده حل‌شده با افزایش یا کاهش دما تغییر می‌کند. حل‌پذیری بسیاری از جامدات با بالا رفتن دما افزایش می‌یابد. در تعدادی از جامدات با افزایش دما حل‌پذیری کاهش می‌یابد و در برخی نیز ممکن است، تغییرات دما بر حل‌پذیری بی‌تأثیر باشد. حل‌پذیری در گازها، با افزایش دما کاهش می‌یابد.

پرسش ۱۰



با توجه به جدول ۱ به پرسش‌های زیر پاسخ دهید:

جدول ۱- حل‌پذیری گازها در آب در فشار یک اتمسفر و در دماهای مختلف

حل‌پذیری ($\frac{\text{مول}}{\text{لیتر}}$)			
دما			گاز
50°C	25°C	0°C	
۰/۰۰۰۴۹	۰/۰۰۰۶۴	۰/۰۰۱۰۵	N_2
۰/۰۰۰۹۳	۰/۰۰۱۲۶	۰/۰۰۲۱۸	O_2
۰/۰۰۱۰۱	۰/۰۰۱۳۹	۰/۰۰۲۳۶	Ar
۰/۰۱۹۵	۰/۰۳۳۸	۰/۰۷۶۵	CO_2
۰/۰۵۳۶	۰/۰۸۸۸	۰/۲۰۶	Cl_2

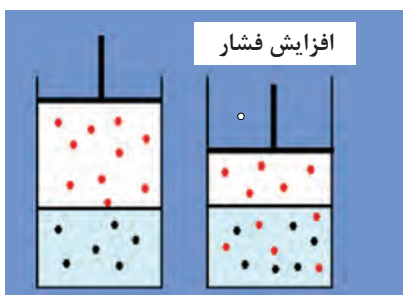
۱ افزایش دما چه تأثیری بر حل‌پذیری گازها دارد؟

۲ آیا تأثیر دما بر روند حل‌پذیری گازها در همه نمونه‌ها مشابه است؟

۳ چرا حل‌پذیری پنج گاز مندرج در جدول، از نیتروژن به کلر، در هر دمای معین، افزایش می‌یابد؟ چه نظامی در این جدول وجود دارد؟ توضیح دهید.

نیروهای بین مولکولی در گازها ضعیف‌اند. نیروهای بین مولکولی بین گازها و آب نیز ضعیف‌اند. با افزایش دما، متوسط انرژی جنبشی ذرات در محلول افزایش می‌یابد، در نتیجه ذرات گاز به آسانی بر نیروهای ضعیف بین مولکولی‌های گاز و آب غلبه می‌کنند و از مایع خارج شده، دوباره وارد فاز گاز می‌شوند. بنابراین حل‌پذیری گازها در آب در دمای بالا کمتر خواهد بود.

اثر فشار بر حل‌پذیری

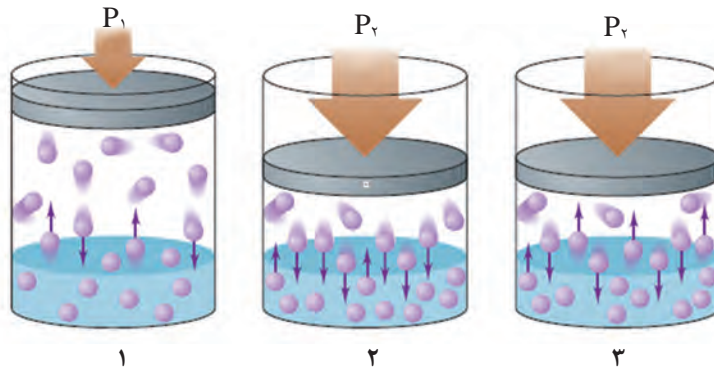


شکل ۹- اثر افزایش فشار بر حل‌پذیری گازها

از آنجا که مایعات و جامدات تراکم‌ناپذیرند، تغییر فشار بر حل‌پذیری آنها اثر ناچیزی دارد. برای مثال حل‌پذیری سدیم کلرید در آب با ازدیاد فشار از ۱ اتمسفر به ۱۰۰۰ اتمسفر، فقط با ضریب $1/025$ زیاد می‌شود. ولی تغییر فشار بر حل‌پذیری گازها بسیار مؤثر است و با افزایش فشار، حل‌پذیری گازها در مایعات افزایش می‌یابد (قانون هنری^۱) (شکل ۹).

۱- قانون هنری: مقدار گازی که در یک دمای ثابت در مقدار معینی از یک مایع حل می‌شود با فشار جزئی آن گاز در بالای محلول نسبت مستقیم دارد.

برای مثال، سامانه پیستون - سیلندر را در نظر بگیرید (شکل ۱۰).



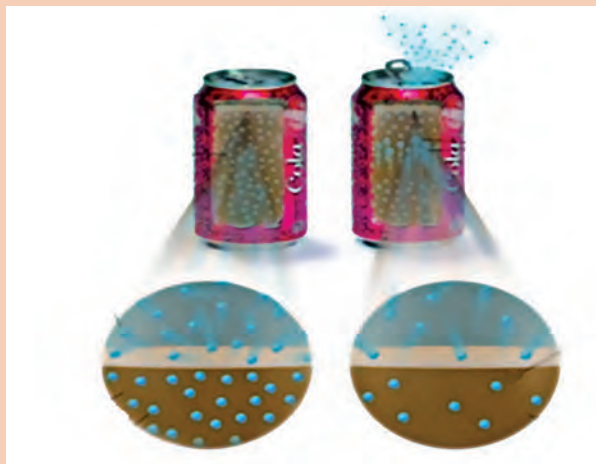
شکل ۱۰- سامانه پیستون - سیلندر و اثر فشار بر حل پذیری گازها در آب

در حالت ۱، که محلول گاز در مایع را نشان می‌دهد، گاز در بالای محلول آبی سیر شده قرار دارد. در فشار معین تعداد مولکول‌های گازی که در واحد زمان وارد محلول می‌شود، با تعداد مولکول‌هایی که از آن خارج می‌شود، یکسان است، یعنی سامانه در حال تعادل است.

با حرکت پیستون به سمت پایین، حجم گاز کم می‌شود و فشار آن افزایش می‌یابد و برخورد مولکول‌های گاز با سطح مایع بیشتر می‌شود (حالت ۲). افزایش فشار گاز، تعادل را برهم می‌زند، و سامانه با حل شدن بیشتر گاز این اختلال را کم می‌کند. بنابراین تعداد مولکول‌های گاز که در واحد زمان وارد محلول می‌شوند بیشتر از تعدادی خواهد بود که محلول را ترک می‌کنند، تا دوباره تعادل جدیدی برقرار شود (حالت ۳). در تعادل جدید گاز بیشتری در محلول وجود دارد.

یک بطری نوشابه گازدار را مطابق شکل در نظر بگیرید، چرا زمانی که در آن را باز می‌کنید، نوشابه به سرعت از آن خارج می‌شود؟

پرسش ۱۱



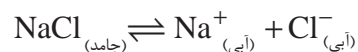
خارج شدن سریع نوشابه به همراه گاز پس از باز شدن در ظرف



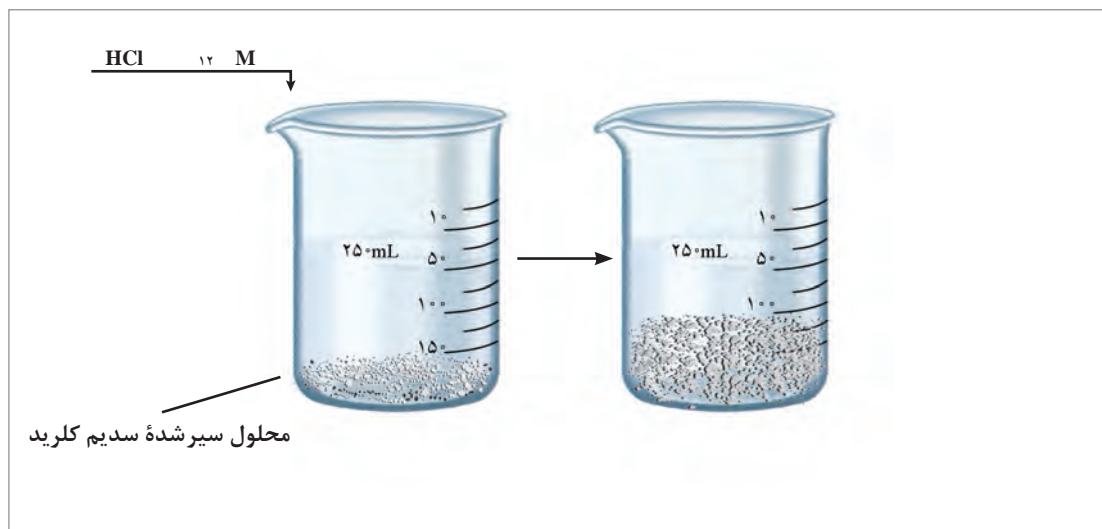
خون غواصانی که در اعماق دریا فعالیت می‌کنند در اثر فشار نسبتاً بالای آب، از هوا اشباع می‌شود. اگر این فشار، در اثر بازگشت سریع به سطح آب به سرعت کم شود، هوا از محلول خارج می‌شود و به صورت حباب‌هایی در دستگاه گردش خون به حرکت در می‌آید. این حالت موجب تکانه‌های عصبی و همچنین پیدایش اختلال در گردش خون می‌شود و ممکن است مرگ‌آور باشد. راه جلوگیری از این مشکل، استفاده از جو مصنوعی هلیوم و اکسیژن به جای هوا (اکسیژن و نیتروژن) است. حل‌پذیری گاز هلیوم در خون و در سیال‌های دیگر بدن بسیار کمتر از گاز نیتروژن است.

اثر یون مشترک بر حل‌پذیری

در محلول سیرشده‌ای از نمک NaCl در دمای 25°C ، تعادل بین سدیم کلرید جامد و یون‌های سدیم و کلرید به صورت زیر برقرار است.



اگر به این محلول سیرشده، چند قطره محلول HCl غلیظ (۱۲ مولار) اضافه شود، غلظت یون Cl^{-} افزایش می‌یابد، و باعث برهم خوردن تعادل می‌شود. بنابر اصل لوشاتلیه، با زیاد شدن غلظت یون‌های Cl^{-} ، تعادل به سمت چپ جابه‌جا می‌شود. یعنی عده‌ای از یون‌های Cl^{-} اضافه‌شده با یون‌های Na^{+} در محلول، به صورت NaCl جامد رسوب می‌کند (شکل ۱۱).



شکل ۱۱- اثر یون مشترک بر حل‌پذیری با افزودن محلول غلیظ HCl بر محلول سیرشده سدیم کلرید

آزمایش بالا، اثر یون مشترک را بر حل‌پذیری نشان می‌دهد. «یون مشترک» یونی است که در محلول سیرشده وجود دارد و با وارد شدن ماده جدید، غلظت آن افزایش می‌یابد و تعادل را جابه‌جا می‌کند.



الف) حل پذیری NaCl در محلول NaOH یا HCl، نسبت به حل پذیری آن در آب خالص، کمتر است. چرا؟

ب) اگر به محلولی از استیک اسید (CH_3COOH)، سدیم استات (CH_3COONa) اضافه کنید، چه اتفاقی روی می دهد؟

پ) اگر محلولی از HF داشته باشیم، با افزودن NaF به محلول، چه تغییراتی به وجود خواهد آمد؟

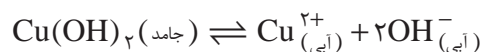
ت) حل پذیری Ca(OH)_2 را در هر یک از حالت های داده شده بررسی و چرایی آنها را بیان کنید.

- حل پذیری Ca(OH)_2 در محلول KOH بیشتر است یا در آب خالص؟
- حل پذیری Ca(OH)_2 در محلول CaCl_2 بیشتر است یا در آب خالص؟

اثر pH بر حل پذیری

اثر pH بر حل پذیری با توجه به نوع فرایند می تواند، متفاوت باشد. برای بررسی تأثیر pH بر حل پذیری به مثال زیر توجه کنید.

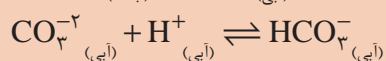
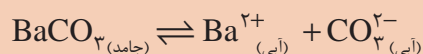
مثال ۱: Cu(OH)_2 ترکیبی است که به مقدار بسیار کم در آب حل می شود. حل پذیری آن در آب حدود 10^{-7} mol/L است.



pH محلول می تواند حل پذیری Cu(OH)_2 را تغییر دهد. در pH پایین تر از ۷ به دلیل اینکه غلظت یون های H^+ زیاد است، این یون می تواند با یون های OH^- حاصل از تفکیک جزئی Cu(OH)_2 ترکیب شود و مطابق اصل لوشاتلیه تعادل را به سمت راست جابه جا کند. در نتیجه حل پذیری Cu(OH)_2 افزایش می یابد. اما در pH بالاتر از ۷ به دلیل اثر یون مشترک OH^- ، انتظار می رود که حل پذیری آن در آب کاهش یابد.

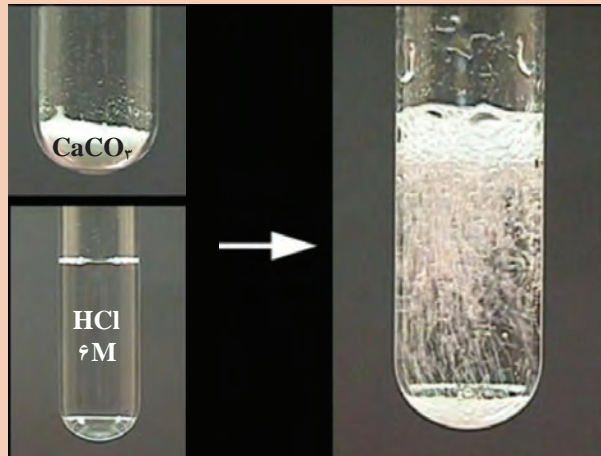


با توجه به واکنش های داده شده، بررسی کنید کاهش pH محلول چه تأثیری در حل پذیری باریم کربنات (BaCO_3) دارد؟





با توجه به شکل داده شده، اثر کاهش pH محلول را بر حل پذیری نمک کلسیم کربنات بررسی کنید.



اثر افزایش محلول هیدروکلریک اسید بر حل پذیری کلسیم کربنات

ثابت حاصل ضرب حل پذیری^۱

تمام نمک‌ها به طور کامل در آب محلول نیستند. بسیاری از آنها به مقدار ناچیز در آب حل می‌شوند و پس از آن شرایط تعادل شیمیایی بر سامانه‌ها حاکم می‌شود. برای نمونه، چهار نمک سولفیدی، حل پذیری‌های متفاوتی دارند (شکل ۱۲).



$(\text{NH}_4)_2\text{S}$ CdS Sb_2S_3 pbS

شکل ۱۲- مقایسه حل پذیری نمک‌های سولفیدی

۱- Solubility Product Constants, K_{sp}

جدول ۲- ثابت حاصل ضرب حل پذیری جامدات یونی در دمای ۲۵°C

جامد یونی	Ksp (۲۵°C)	جامد یونی	Ksp (۲۵°C)	جامد یونی	Ksp (۲۵°C)
فلوئوریدها		Hg ₂ CrO ₄ [*]	۲ × ۱۰ ^{-۹}	Ni(OH) ₂	۱/۶ × ۱۰ ^{-۱۶}
BaF ₂	۲/۴ × ۱۰ ^{-۵}	BaCrO ₄	۸/۵ × ۱۰ ^{-۱۱}	Zn(OH) ₂	۴/۵ × ۱۰ ^{-۱۷}
MgF ₂	۶/۴ × ۱۰ ^{-۹}	Ag ₂ CrO ₄	۹/۰ × ۱۰ ^{-۱۲}	Cu(OH) ₂	۱/۶ × ۱۰ ^{-۱۹}
PbF ₂	۴ × ۱۰ ^{-۸}	PbCrO ₄	۲ × ۱۰ ^{-۱۶}	Hg(OH) ₂	۳ × ۱۰ ^{-۲۶}
SrF ₂	۷/۹ × ۱۰ ^{-۱۰}			Sn(OH) ₂	۳ × ۱۰ ^{-۲۷}
CaF ₂	۴/۰ × ۱۰ ^{-۱۱}	کربنات‌ها		Cr(OH) ₃	۶/۷ × ۱۰ ^{-۳۲}
		NiCO ₃	۱/۴ × ۱۰ ^{-۷}	Al(OH) ₃	۲ × ۱۰ ^{-۳۲}
کلریدها		CaCO ₃	۸/۷ × ۱۰ ^{-۹}	Fe(OH) ₃	۴ × ۱۰ ^{-۳۸}
PbCl ₂	۱/۶ × ۱۰ ^{-۵}	BaCO ₃	۱/۶ × ۱۰ ^{-۹}	Co(OH) ₃	۲/۵ × ۱۰ ^{-۴۳}
AgCl	۱/۶ × ۱۰ ^{-۱۰}	SrCO ₃	۷ × ۱۰ ^{-۱۰}		
		CuCO ₃	۲/۵ × ۱۰ ^{-۱۰}	سولفیدها	
		ZnCO ₃	۲ × ۱۰ ^{-۱۰}	MnS	۲/۳ × ۱۰ ^{-۱۳}
برمیدها		MnCO ₃	۸/۸ × ۱۰ ^{-۱۱}	FeS	۳/۷ × ۱۰ ^{-۱۹}
PbBr ₂	۴/۶ × ۱۰ ^{-۶}	FeCO ₃	۲/۱ × ۱۰ ^{-۱۱}	NiS	۳ × ۱۰ ^{-۲۱}
AgBr	۵/۰ × ۱۰ ^{-۱۳}	Ag ₂ CO ₃	۸.۱ × ۱۰ ^{-۱۲}	CoS	۵ × ۱۰ ^{-۲۲}
		CdCO ₃	۵/۲ × ۱۰ ^{-۱۲}	ZnS	۲/۵ × ۱۰ ^{-۲۲}
		PbCO ₃	۱/۵ × ۱۰ ^{-۱۵}	SnS	۱ × ۱۰ ^{-۲۶}
یدیدها		MgCO ₃	۱ × ۱۰ ^{-۵}	CdS	۱/۰ × ۱۰ ^{-۲۸}
PbI ₂	۱/۴ × ۱۰ ^{-۸}	Hg ₂ CO ₃ [*]	۹/۰ × ۱۰ ^{-۱۵}	PbS	۷ × ۱۰ ^{-۲۹}
AgI	۱/۵ × ۱۰ ^{-۱۶}			CuS	۸/۵ × ۱۰ ^{-۴۵}
Hg ₂ I ₂	۴/۵ × ۱۰ ^{-۲۹}	هیدروکسیدها		Ag ₂ S	۱/۶ × ۱۰ ^{-۴۹}
		Ba(OH) ₂	۵/۰ × ۱۰ ^{-۳}	HgS	۱/۶ × ۱۰ ^{-۵۴}
سولفات‌ها		Sr(OH) ₂	۳/۲ × ۱۰ ^{-۴}		
CaSO ₄	۶/۱ × ۱۰ ^{-۵}	Ca(OH) ₂	۱/۳ × ۱۰ ^{-۶}	فسفات‌ها	
Ag ₂ SO ₄	۱/۲ × ۱۰ ^{-۵}	AgOH	۲/۰ × ۱۰ ^{-۸}	Ag ₃ PO ₄	۱/۸ × ۱۰ ^{-۱۸}
SrSO ₄	۳/۲ × ۱۰ ^{-۷}	Mg(OH) ₂	۸/۹ × ۱۰ ^{-۱۲}	Sr ₃ (PO ₄) ₂	۱ × ۱۰ ^{-۳۲}
PbSO ₄	۱/۳ × ۱۰ ^{-۸}	Mn(OH) ₂	۲ × ۱۰ ^{-۱۳}	Ca ₃ (PO ₄) ₂	۱/۳ × ۱۰ ^{-۳۳}
BaSO ₄	۱/۵ × ۱۰ ^{-۹}	Cd(OH) ₂	۵/۹ × ۱۰ ^{-۱۵}	Ba ₃ (PO ₄) ₂	۶ × ۱۰ ^{-۳۹}
		Pb(OH) ₂	۱/۲ × ۱۰ ^{-۱۵}	Pb ₃ (PO ₄) ₂	۱ × ۱۰ ^{-۵۴}
کرومات‌ها		Fe(OH) ₂	۱/۸ × ۱۰ ^{-۱۵}		
SrCrO ₄	۳/۶ × ۱۰ ^{-۵}	Co(OH) ₂	۲/۵ × ۱۰ ^{-۱۶}		



در ۱۰۰ میلی‌لیتر آب 20°C مقدار ۴۰ گرم از هر یک از مواد جوش شیرین، شکر، نمک طعام و گچ بیفزایید و آنها را به هم بزنید. در همهٔ بشرها وضعیت یکسانی مشاهده نمی‌شود. نتایج بررسی در جدول زیر داده شده‌است:

مادهٔ حل شونده	جوش شیرین	شکر	نمک طعام	گچ
وضعیت محلول	کمی محلول	کاملاً محلول	کمی نامحلول	کاملاً نامحلول

به چه دلیل همهٔ مواد، در آب حل نشده‌اند؟ دربارهٔ علت آن بحث کنید و نتیجه را در کلاس گزارش دهید.

شیمی دانان فقط به گفتن اینکه حل‌پذیری ماده‌ای کم است، قانع نیستند، بلکه می‌خواهند بدانند چقدر آن ماده حل می‌شود. از این جهت، می‌توان به طریق کمی حل‌پذیری آن را بررسی کرد. چنان‌که می‌دانید میان غلظت‌های در حالت تعادل ارتباط کمی وجود دارد. برای مثال محلول سیرشدهٔ نقره کلرید را در نظر بگیرید:



اگر غلظت گونه‌ها (مول بر لیتر) را با علامت $[]$ نشان دهیم، در معادلهٔ ثابت حاصل ضرب حل‌پذیری از آن جایی که غلظت مواد جامد و مایع خالص در دمای مشخص ثابت است، خواهیم داشت:

$$K = \frac{[\text{Ag}^{+}][\text{Cl}^{-}]}{\text{ثابت}} \quad K \times \text{ثابت} = [\text{Ag}^{+}][\text{Cl}^{-}]$$

حاصل ضرب (ثابت $\times K$) نیز مقدار ثابتی است که آن را با K_{sp} نشان می‌دهند و آن را ثابت حاصل ضرب حل‌پذیری می‌نامند. بنابراین خواهیم داشت:

$$K_{sp} = [\text{Ag}^{+}][\text{Cl}^{-}]$$

مقدار K_{sp} برای نقره کلرید AgCl مانند سایر ترکیب‌های یونی عدد بسیار کوچکی است. به عبارت دیگر نقره کلرید ترکیب یونی بسیار کم محلول است.

$$K_{sp} = [\text{Ag}^{+}][\text{Cl}^{-}] = 1,6 \times 10^{-10}$$

مثال ۲: حل شدن کلسیم فلورید، CaF_2 را در نظر بگیرید:



$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^{-}]^2 = 4,0 \times 10^{-11} \quad \text{در حالت تعادل:}$$

کوچک بودن K_{sp} نشانهٔ آن است که غلظت یون‌های در حال تعادل و در نتیجه حل‌پذیری کلسیم فلورید کم است.

پرسش ۱۵



عبارت K_{sp} را برای ترکیب‌های زیر بنویسید.
 الف) نقره سولفید (Ag_2S) ب) سرب (II) سولفات ($PbSO_4$) پ) قلع (IV) هیدروکسید ($Sn(OH)_4$)

پرسش ۱۶



در جدول زیر مقدار ثابت حل‌پذیری برخی از مواد داده شده است.

نام ترکیب	فرمول شیمیایی	K_{sp}
نقره برمید	$AgBr$	5.0×10^{-15}
نقره سولفید	Ag_2S	6.3×10^{-50}
باریم هیدروکسید	$Ba(OH)_2$	5.0×10^{-2}

درباره حل‌پذیری این مواد بحث کنید و آنها را به ترتیب کاهش حل‌پذیری مرتب کنید.

..... > >

نکته



هرقدر مقدار ثابت حل‌پذیری ماده‌ای بزرگ‌تر باشد، نمک مربوط در آب محلول‌تر است.

کاربرد ثابت حاصل ضرب حل‌پذیری (K_{sp})

الف) تعیین غلظت یک یون با معلوم بودن غلظت یون دیگر: از معادله K_{sp} می‌توان برای محاسبه غلظت یکی از این یون‌ها با دانستن غلظت یون دیگر، استفاده کرد.

مثال ۳: یک محلول نقره‌نیتрат ۰/۱ مولار در اختیار دارید که در دمای $25^\circ C$ نسبت به $AgCl$ ، سیر شده است. در این محلول غلظت یون Cl^- چه مقدار است؟

حل: از معادله ثابت حل‌پذیری داریم:

$$K_{sp} = [Ag^+][Cl^-] = 1.6 \times 10^{-10}$$

$$[Cl^-] = \frac{1.6 \times 10^{-10}}{[Ag^+]}$$

با توجه به اینکه غلظت محلول ۰/۱ مولار است، داریم: $[Ag^+] = 0.1 M$ و از آنجا خواهیم داشت:

$$[Cl^-] = \frac{1.6 \times 10^{-10}}{0.1} = 1.6 \times 10^{-9} M$$

پرسش ۱۷



غلظت یون‌های کلرید Cl^- ، موجود در آب دریا $0/53$ مولار است. با فرض اینکه آب دریا در $25^\circ C$ نسبت به $AgCl$ سیر شده باشد، آیا اقتصادی است که نقره را از آب دریا استخراج کنید؟

$$K_{sp} = [Ag^+][Cl^-] = 1/6 \times 10^{-10}$$

(ب) تعیین قابلیت حل پذیری (S)

مثال ۴: در یک لیتر آب چقدر نقره پدید (AgI)، حل می‌شود، در صورتی که ثابت حاصل ضرب حل پذیری آن برابر $K_{sp} = 1 \times 10^{-16}$ باشد؟

پاسخ: نخست معادله حل شدن، سپس ثابت حاصل ضرب حل پذیری برای آن در آب نوشته می‌شود:



$$K_{sp} = [Ag^+][I^-] = 1 \times 10^{-16}$$

فرض کنید قابلیت حل پذیری نقره پدید در آب برابر با S مولار باشد. بنابراین می‌توان نوشت:

تعداد مول‌های AgI حل شده $[Ag^+] = [I^-] = S \text{ mol/L}$

$$K_{sp} = 1 \times 10^{-16} = (S) \times (S) = S^2$$

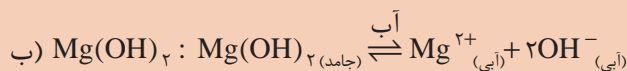
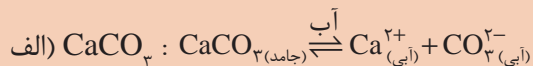
و یا

$$S^2 = 1 \times 10^{-16} \rightarrow S = \sqrt{1 \times 10^{-16}} = 1 \times 10^{-8} \text{ mol/L}$$

پرسش ۱۸



برای هر یک از ترکیب‌های داده شده مقدار حل پذیری (S) را محاسبه کنید.



پرسش ۱۹



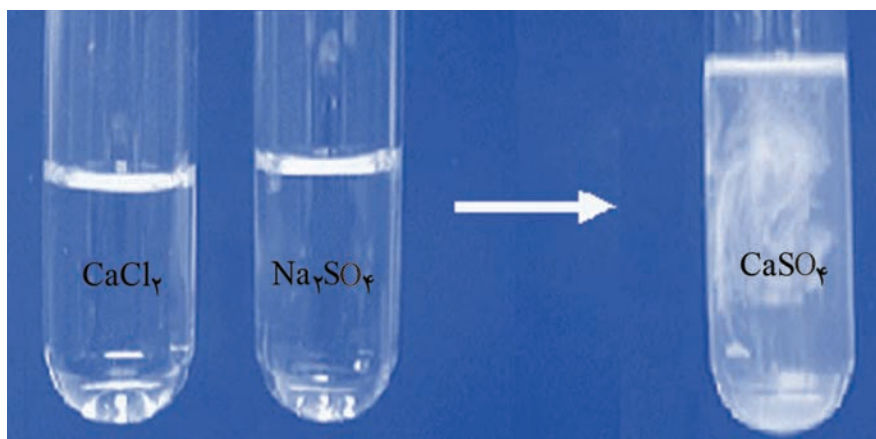
الف) با مراجعه به جدول ثابت حاصل ضرب حل پذیری برای هر یک از ترکیب‌های نقره کرومات Ag_2CrO_4 و آلومینیوم هیدروکسید $Al(OH)_3$:

عبارة K_{sp} را بنویسید.

حل پذیری (S) را بر حسب K_{sp} به دست آورید.

ب) حل پذیری کلسیم کربنات 7×10^{-5} و حل پذیری نقره کلرید برابر $1/3 \times 10^{-5}$ مول بر لیتر است. با مقایسه حل پذیری، بررسی کنید کدام یک از نمک‌ها کم محلول تر است؟

پ) پیش‌بینی تشکیل رسوب از روی ثابت حاصل‌ضرب حل‌پذیری:
 فرض کنید دو محلول کلسیم کلرید (CaCl_2)، و سدیم سولفات (Na_2SO_4)، با هم مخلوط شوند. در این مخلوط هم یون‌های کلسیم (Ca^{2+})، وجود دارد و هم یون‌های سولفات (SO_4^{2-}). بنابراین، ممکن است کلسیم سولفات جامد رسوب کند (شکل ۱۳).
 با در نظر گرفتن حاصل‌ضرب حل‌پذیری می‌توان پیش‌بینی کرد که چنین رسوبی تشکیل خواهد شد یا نه؟ در دمای 25°C حاصل‌ضرب حل‌پذیری برای کلسیم سولفات برابر با $10^{-6} \times 6/1$ است.
 بررسی مثال‌های زیر نشان می‌دهد که چگونه می‌توان پیش‌بینی کرد که آیا رسوب ایجاد می‌شود یا نه.

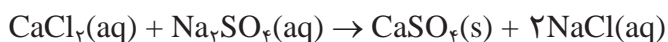


شکل ۱۳- تشکیل رسوب کلسیم سولفات در اثر واکنش کلسیم کلرید و سدیم سولفات

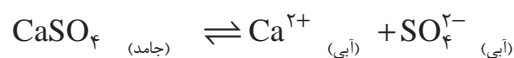
مثال ۵: ۱- در دمای 25°C ، دو حجم مساوی از محلول 0.02 M از کلسیم کلرید و محلول 0.0004 M سدیم سولفات با هم مخلوط شده‌اند.

۲- دو حجم مساوی از محلول 0.08 M کلسیم کلرید و محلول 0.02 M سدیم سولفات با هم مخلوط شده‌اند. در کدام مورد، رسوب تشکیل می‌شود؟

پاسخ: محلول کلسیم کلرید و سدیم سولفات مطابق واکنش زیر نمک کم محلول CaSO_4 را تولید می‌کند:



واکنش تعادلی حل‌پذیری کلسیم سولفات و معادله K_{sp} مربوط به آن نوشته می‌شود:



$$K_{\text{sp}} = [\text{Ca}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$

سپس غلظت هر یون از تقسیم غلظت اولیه بر حجم کل محلول محاسبه می‌شود:

$$[Ca^{2+}] = \frac{0.02M}{2} = 0.01M = 1 \times 10^{-2} M$$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{0.0004M}{2} = 0.0002M = 2 \times 10^{-4} M$$

حاصل ضرب غلظت یون‌ها محاسبه می‌شود:

$$[Ca^{2+}][SO_4^{2-}] = (1 \times 10^{-2})(2 \times 10^{-4}) = 2 \times 10^{-6}$$

به دلیل آنکه حاصل ضرب به دست آمده یعنی 2×10^{-6} ، از مقدار $K_{sp}CaSO_4 = 6/1 \times 10^{-5}$ کوچک‌تر است، بنابراین می‌توان گفت در حالت (۱) رسوب تشکیل نخواهد شد.

در حالت (۲) نیز مانند حالت (۱) غلظت یون‌ها را به دست می‌آوریم و سپس حاصل ضرب غلظت یون‌ها محاسبه می‌شود:

$$[Ca^{2+}][SO_4^{2-}] = (4 \times 10^{-2})(1 \times 10^{-2}) = 4 \times 10^{-4}$$

حاصل ضرب غلظت یون‌ها (4×10^{-4}) ، از $K_{sp} = 6/1 \times 10^{-5}$ بزرگ‌تر است. بنابراین در این حالت رسوب تولید می‌شود. رسوب کردن کلسیم سولفات، $(CaSO_4)$ ، آن قدر ادامه می‌یابد تا اینکه غلظت‌های $[Ca^{2+}]$ و $[SO_4^{2-}]$ کم شود و به حدی برسد که حاصل ضرب غلظت آنها مساوی K_{sp} شود، در این صورت تعادل به وجود می‌آید.

پرسش ۲۰



K_{sp} برای کلسیم کربنات در دمای $25^\circ C$ برابر $8/7 \times 10^{-9}$ است.

الف) اگر به محلولی که دارای یون‌های Ca^{2+} با غلظت $1 \times 10^{-4} M$ است، یون‌های CO_3^{2-} را طوری اضافه کنید که غلظت آنها برابر 1×10^{-5} شود، آیا رسوبی تشکیل می‌شود؟
 ب) به همین محلول، اگر محلول سدیم کربنات اضافه کنید به طوری که غلظت O_3^{2-} ، $1 \times 10^{-4} M$ شود، در این حالت آیا رسوبی تشکیل می‌شود؟

نکته



معمولاً موادی که حل‌پذیری آنها از 0.01 مول برلیتر کمتر باشد، نامحلول می‌نامند، حل‌پذیری مواد محلول از 0.1 مول برلیتر بیشتر است. حل‌پذیری مواد کم‌محلول بین این دو حد است.

مواد نامحلول	→	0.01 مول برلیتر < حل‌پذیری مواد
مواد محلول	→	0.1 مول برلیتر > حل‌پذیری مواد
مواد کم‌محلول	→	0.01 مول برلیتر > حل‌پذیری مواد > 0.1 مول برلیتر



۱ تعادل در محلول آبی زیر را در نظر بگیرید:



حل کردن مقدار کمی KCl جامد در محلول، چه اثری بر غلظت تعادلی یون Ag^+ دارد؟

بر غلظت یون Cl^- چطور؟ بر مقدار رسوب AgCl چه اثری دارد؟

۲ غلظت‌های Ba^{2+} و SO_4^{2-} در یک محلول در حال تعادل با BaSO_4 در ۲۵ درجه سلسیوس به ترتیب

برابر با $1 \times 10^{-4} \text{ M}$ و $1 \times 10^{-6} \text{ M}$ است. K_{sp} را برای BaSO_4 محاسبه کنید.

۳ کدام گزینه عبارت K_{sp} را برای $\text{Cu}(\text{OH})_2(s)$ بیان می‌کند؟

الف) $[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{OH}^-]$ ب) $[\text{Cu}^{2+}] \times [\text{OH}^-]^2$

پ) $[\text{Cu}^{2+}]^2 \times [\text{OH}^-]$ ت) $\frac{[\text{Cu}^{2+}][\text{OH}^-]^2}{\text{Cu}(\text{OH})_2}$

۴ اگر در دمای آزمایش، ثابت حاصل ضرب حل‌پذیری کلسیم سولفات $K_{sp} = 2.4 \times 10^{-4}$ باشد، حل‌پذیری

آن را تعیین کنید و توضیح دهید که این ماده جزو کدام یک از مواد (محلول، نامحلول و کم‌محلول) است؟

۵ محلول سیرشده‌ای از CaSO_4 در اختیار دارید. دو واکنشگر نام ببرید که تحت تأثیر یون مشترک،

مقداری از محلول CaSO_4 را رسوب دهند.

۶ هرگاه در محلولی با دمای 25°C غلظت Ca^{2+} برابر $2 \times 10^{-3} \text{ M}$ و غلظت SO_4^{2-} برابر $1 \times 10^{-2} \text{ M}$

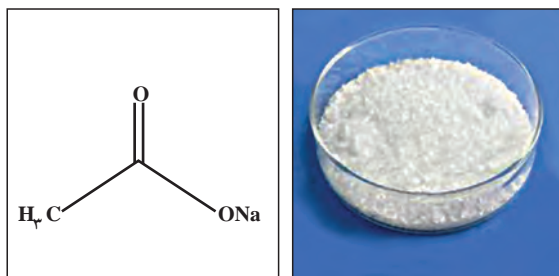
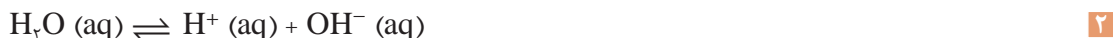
باشد، آیا رسوب کلسیم سولفات تشکیل خواهد شد؟

آبکافت (هیدرولیز)



دو لوله آزمایش انتخاب کنید، در یکی محلول نمک سدیم استات (CH_3COONa) و در دیگری محلول آلومینیم کلرید (AlCl_3) بریزید. سپس با اضافه کردن چند قطره شناساگر تورنسل به لوله‌ها، مشاهده می‌کنید که در لوله اول رنگ آبی و در لوله دوم رنگ قرمز ظاهر می‌شود. در صورتی که در فرمول شیمیایی هیچ‌یک از دو ماده، عامل اسیدی H^+ و عامل بازی OH^- وجود ندارد و هر دو ماده، نمک هستند. چگونه تغییر رنگ ایجاد شده را می‌توان توجیه کرد؟ درباره پاسخ‌های ممکن بحث کنید.

آبکافت یک فرایند تجزیه شیمیایی است که در آن از آب برای گسستن پیوندهای شیمیایی یک ماده استفاده می‌شود. حل شدن نمک سدیم‌استات در آب به صورت زیر در نظر بگیرید:



شکل ۱۴- نمک سدیم‌استات (تصویر راست)، ساختار مولکولی سدیم‌استات (تصویر چپ)

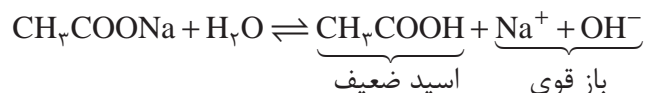
عمل متقابل یون‌های حاصل از واکنش‌های ۱ و ۲ به شرح زیر است:

الف) برخورد میان یون‌های Na^+ و OH^- : واکنش بین این دو یون پیشرفت نمی‌کند، زیرا NaOH یک باز قوی است و به طور کامل به یون‌های Na^+ و OH^- تبدیل می‌شود. (واکنش شماره ۴).

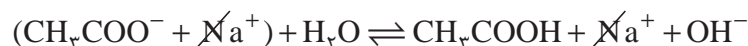
ب) برخورد میان یون‌های H^+ (آبی) و H_3COO^- : از برخورد این یون‌ها مطابق واکنش ۳ مولکول‌های استیک‌اسید (CH_3COOH) حاصل می‌شود که اسید ضعیفی است و به مقدار کم تفکیک می‌شود.

نظر به اینکه یون H^+ (آبی) در واکنش ۳ مصرف می‌شود، واکنش تعادلی ۲ نیز به سمت راست پیشرفت می‌کند و در نتیجه تعداد بیشتری از مولکول‌های آب تفکیک می‌شوند و غلظت یون OH^- افزایش می‌یابد در این صورت محلول، خاصیت بازی پیدا می‌کند.

از جمع واکنش‌ها، واکنش کلی زیر حاصل می‌شود.



واکنش کلی به صورت یونی، چنین خواهد بود:



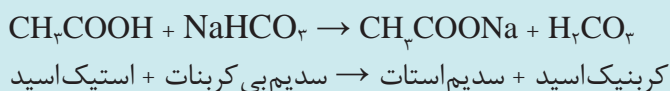
محلول سدیم‌استات در حضور شناساگر فنول‌فتالین چه رنگی ایجاد می‌کند؟

پرسش ۲۱

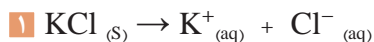




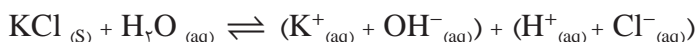
نمک سدیم استات بی‌رنگ است و کاربرد وسیعی دارد. از جمله می‌توان به استفاده از آن در صنعت نساجی برای خنثی‌سازی ضایعات سولفوریک اسید اشاره کرد. در تولید لاستیک مصنوعی برای جلوگیری از گرمای زیاد، از سدیم استات استفاده می‌شود. در تولید لباس‌های پنبه‌ای (کتان) برای جلوگیری از تجمع الکتروسیته ساکن، سدیم / استات به کار می‌رود. این نمک در عکاسی و صنایع رنگ کاربرد دارد. همچنین این نمک به دلیل کارایی بهتر و ارزان‌تر بودن برای جلوگیری از صدمه خوردن در برابر آب، در پوشش و درزگیری بتن استفاده می‌شود. سدیم استات در خوراکی‌ها برای طعم‌دهی به کار می‌رود. مشهورترین استفاده آن در مزه چپیس سرکه نمکی است. این نمک از واکنش سدیم بی‌کربنات در سرکه به صورت محلول سدیم استات در آب به دست می‌آید. به بیان دیگر، جوش شیرین با سرکه واکنش می‌دهد و به محلول سدیم استات در آب تبدیل می‌شود که با آزادسازی کربنیک اسید، به صورت گاز کربن دی‌اکسید و آب همراه می‌شود:



مثال ۶: آبکافت پتاسیم کلرید در آب به صورت زیر است:



پتاسیم کلرید، که یک ترکیب یونی است، در آب به طور کامل تفکیک می‌شود و یون‌های مثبت و منفی تولید می‌کند. از یون‌های حاصل از واکنش‌های ۱ و ۲، واکنش‌های ۳ و ۴ می‌تواند انجام شود. همان‌طور که مشاهده می‌شود، در واکنش ۳ پتاسیم هیدروکسید تشکیل می‌شود که یک ترکیب محلول در آب است و واکنش تعادلی آن بیشتر به سمت چپ پیش می‌رود. همچنین در واکنش ۴ هیدروکلریک اسید تولید، و به خوبی تفکیک می‌شود و به حالت یونی در محلول تبدیل می‌شود. از جمع واکنش‌های انجام شده می‌توان واکنش کلی زیر را نوشت:



در نتیجه می‌توان گفت محلول حاصل، یک محلول خنثی است.

چگونه می‌توان با استفاده از آبکافت نمک‌های NaCl و NH_4Cl ، گستره pH محلول آنها را تعیین کرد؟



نمک از یون‌های مثبت یک باز و یون‌های منفی یک اسید تشکیل شده‌است. هنگامی که یک نمک در آب حل می‌شود، یون‌هایی آزاد می‌کند که تعداد بار مثبت و منفی آنها مساوی است. نمک‌ها در آب با واکنش خود، محلول‌های خنثی، اسیدی یا بازی پدید می‌آورند. ترکیب شدن یک نمک با آب و تولید اسید و باز را **آبکافت یا هیدرولیز** گویند.

بررسی کنید محلول حاصل از آبکافت نمک‌های KNO_3 و K_2SO_4 اسیدی، بازی یا خنثی است؟

پرسش ۲۳



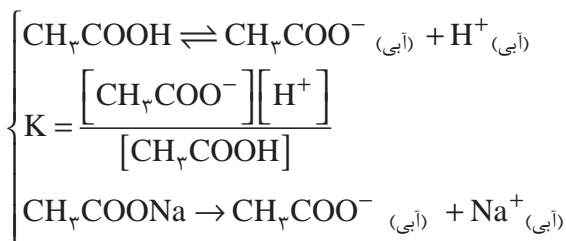
محلول‌های تامپون^۱ (بافر)

اگر مقدار کمی آب‌لیمو یا سرکه، که اسیدهای خوراکی‌اند، میل کنید، چه احساسی خواهید داشت؟ اگر به‌طور اشتباهی یک لیوان از آب‌لیمو یا سرکه میل کنید، حال شما چطور خواهد بود؟ چرا؟

بحث‌گروهی ۹



هرگاه به محلولی از یک اسید ضعیف مانند استیک‌اسید، محلول نمکی از این اسید مانند سدیم‌استات اضافه نمایید، پدیدهٔ اثر یون مشترک را خواهید داشت:



یک الکترولیت قوی مانند سدیم‌استات به‌طور کامل تفکیک می‌شود و یون استات، CH_3COO^- ، به مقدار زیاد وارد محلول استیک‌اسید می‌شود. طبق اصل لوشاتلیه مقداری از یون‌های استات، با یون‌های H^+ ترکیب می‌شوند و مولکول‌های استیک‌اسید را تولید می‌کنند، در نتیجه غلظت یون H^+ محلول کاهش می‌یابد. چنین محلولی را که شامل یک **اسید ضعیف و نمک آن اسید** است، محلول تامپون می‌گویند. pH محلول‌های تامپون در مقابل اضافه کردن اندکی اسید یا باز مقاومت می‌کند و در آن تغییر چندانی ایجاد نمی‌شود.



در یک بشر کوچک، ۲۵ میلی لیتر محلول استیک اسید و ۲۵ میلی لیتر محلول سدیم استات (غلظت هر دو محلول ۰/۱ مولار) بریزید. در بشر دیگر، ۵۰ میلی لیتر آب مقطر بریزید و pH هر دو را به کمک کاغذ pH، یا با استفاده از دستگاه pH متر اندازه گیری کنید. pH محلول ها چه حدودی خواهد بود؟ اگر چند قطره از یک محلول اسید قوی مانند HCl در هر یک از دو بشر اضافه کنید، تغییرات pH آنها چگونه خواهد بود؟ پیش بینی شما از تغییرات ایجاد شده چیست؟ اگر مقدار بیشتری از محلول هیدروکلریک اسید (HCl) اضافه کنید، چه تغییری در pH محلول ها مشاهده خواهید کرد؟

به طور کلی محلولی که از مخلوط شدن یک اسید ضعیف و نمک آن و یا از یک باز ضعیف و نمک آن تهیه شده باشد، محلول تامپون نامیده می شود. محلول های تامپون محلول هایی هستند که pH آنها در برابر افزایش مقدار کمی اسید یا باز، تغییر محسوسی نمی کند و به همین ترتیب اگر آنها رقیق شوند، در برابر تغییرات pH مقاومت می کنند.

بافرها در مقابل تغییر pH ظرفیت معینی دارند و بیشتر از آن، یارای مقاومت در مقابل تغییر pH را ندارند.



pH یک محلول بافر که از اسید ضعیف (HA) و نمک سدیم آن (NaA)، تهیه می شود، به شرح زیر به دست می آید:



$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \Rightarrow [H^+] = K_a \frac{[HA]}{[A^-]}$$

$$-\log [H^+] = -(\log K_a + \log \frac{[HA]}{[A^-]})$$

$$pH = pK_a - \log \frac{[HA]}{[A^-]} \quad \text{یا} \quad pH_s = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

نظر به اینکه نمک NaA یک الکترولیت قوی، و اسید HA هم اسید ضعیفی است، می توان با تقریب قبول کرد که تمام آنیون های A^- ، در تعادل بالا مربوط به نمک است و با توجه به این موضوع می توان نوشت:

$$\frac{[A^-]}{[HA]} = \frac{[\text{نمک}]}{[\text{اسید}]} \Rightarrow pH = pK_a + \log \frac{[\text{نمک}]}{[\text{اسید}]}$$



یکی از کاربردهای محلول‌های تامپون، استفاده از آنها در تنظیم دقیق دستگاه pH متر است.



محلول‌های تامپون با pH مختلف و دستگاه pH متر

مثال ۷: سه محلول شامل استیک اسید ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$) با غلظت $0.1 M$ و سدیم استات با غلظت‌های، الف) $0.1 M$ ب) $0.2 M$ پ) $0.5 M$ موجود است. pH هر یک از این محلول‌ها را به دست آورید.

حل:

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{نمک}]}{[\text{اسید}]}$$

$$pK_a = -\log K_a = -\log (1.8 \times 10^{-5}) = 4.75$$

$$pH = 4.75 + \log \frac{0.1}{0.1} = 4.75 \quad \text{در محلول (الف)}$$

$$pH = 4.75 + \log \frac{0.2}{0.1} = 4.75 + 0.3 = 5.05 \quad \text{در محلول (ب)}$$

$$pH = 4.75 + \log \frac{0.5}{0.1} = 4.75 + 0.7 = 5.45 \quad \text{در محلول (پ)}$$

محلول‌های تامپون معروف عبارت‌اند از:

HF و NaF

H_2S و NaHS یا Na_2S

NH_3 و NH_4Cl

CH_3COOH و CH_3COONa

H_2CO_3 و $KHCO_3$ یا K_2CO_3

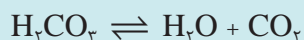


درباره اهمیت و کاربرد محلول‌های تامپون تحقیق کنید و نتیجه را در کلاس ارائه دهید.

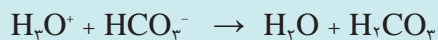
حدود تغییرات pH بدن با حیات انسان سازگاری دارد، به طوری که در حال استراحت pH بین ۷ تا ۷٫۷ است. تمرین بدنی سبب تغییر pH عضله در جهت اسیدی خواهد شد، که ممکن است هنگام ورزش‌های خیلی سنگین به ۶٫۴ تا ۶٫۶ کاهش یابد. این وضعیت جنبه موقتی و گذرا دارد، زیرا قدرت تامپونی بدن، شامل دستگاه‌های کلیه و تنفس، هرچه سریع به کار می‌افتند و pH را به حال طبیعی باز می‌گردانند.

pH معمولی خون انسان حدود ۷٫۴ است که توسط تامپون یون هیدروژن کربنات $(\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{CO}_3)\text{HCO}_3^-$ تأمین می‌شود. اگر ۰٫۱ مول از یک اسید و یا باز قوی، به یک لیتر خون اضافه شود، در pH آن تغییری ناچیز در حد ۰٫۱ به وجود می‌آید. اما اگر ۰٫۱ مول HCl را به یک لیتر آب اضافه کنیم، pH آب از ۷ به ۲ می‌رسد. و چنانچه ۰٫۱ مول NaOH به یک لیتر آب اضافه شود، pH آب از ۷ به ۱۲ افزایش می‌یابد.

زمانی که ورزشکاران در لحظات اضطراب ناشی از مسابقه و رقابت، سریع تر و عمیق تر نفس می‌کشند، تهویه بیش از اندازه، میزان CO_2 موجود در خون را کاهش می‌دهد، در نتیجه مقدار بیشتری H_2CO_3 طبق واکنش زیر تجزیه می‌شود تا طبق اصل لوشاتلیه این کاهش جبران شود.



اما در نتیجه این عمل، تعادل میان HCO_3^- و H_2CO_3 به هم می‌خورد. برای جبران H_2CO_3 مصرفی تعادل زیر صورت می‌گیرد:



ممکن است HCO_3^- به حدی کم شود که برای جبران آن pH خون افزایش یابد. در این شرایط رگ‌های خون در مغز منقبض می‌شوند و خون کمی به مغز می‌رسد. در نتیجه ورزشکار دچار سرگیجه و گاه بیهوشی می‌شود. در این وضعیت، تنفس عادی می‌شود و pH به مقدار طبیعی بازمی‌گردد.

علاوه بر سامانه تامپونی بی‌کربنات (مانند سدیم بی‌کربنات NaHCO_3) سامانه‌های تامپونی دیگری مانند فسفات و پروتئین نیز وجود دارد که هر یک به طریقی انجام وظیفه می‌کنند. تامپون‌های فسفات، مانند دی‌سدیم هیدروژن فسفات (Na_2HPO_4) در کلیه متمرکزند، در حالی که تامپون‌های پروتئین (مانند هموگلوبین) در یاخته‌ها و پلاسما متمرکز دارند. از آنجا که عمل تامپونی بیشتر در داخل یاخته صورت می‌گیرد، اهمیت تامپون‌های پروتئینی بیشتر می‌شود.

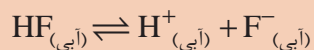


۱ واکنش یونی آبکافت پتاسیم سولفید (K_2S) را در آب بنویسید و علت بازی بودن محلول آن را توضیح دهید.

۲ واکنش آبکافت آمونیوم استات (CH_3COONH_4) را در آب، بنویسید. با توجه به اینکه برای استیک اسید $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ و برای آمونیاک $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ است، توضیح دهید که محلول حاصل اسیدی یا بازی است؟

۳ واکنش آبکافت آمونیوم فلوئورید را در آب بنویسید. با توجه به اینکه برای هیدروفلوئوریک اسید $K_a = 6.8 \times 10^{-4}$ و برای آمونیاک $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ است، توضیح دهید که محلول حاصل اسیدی است یا قلیایی؟

۴ هیدروژن فلوئورید در آب حل می‌شود و اسید ضعیفی پدید می‌آورد. هرگاه واکنش تفکیک آن به صورت زیر نوشته شود:



توضیح دهید که چگونه هر یک از تغییرات زیر بر غلظت یون H^+ اثر می‌گذارد؟
 الف) با گرم کردن محلول، مقداری از HF به صورت گاز خارج شود.
 ب) مقداری NaF به محلول اضافه شود.

جدول ارزشیابی پودمان بررسی تعادل در محلول‌های آبی

نمره	استاندارد (شاخص‌ها، داوری، نمره‌دهی)	نتایج	استاندارد عملکرد (کیفیت)	تکالیف عملکردی (شایستگی‌ها)	عنوان پودمان
۳	<ul style="list-style-type: none"> ■ فرایند حل شدن را توضیح دهد. ■ عوامل مؤثر در قابلیت حل شدن را بررسی کند. ■ مفهوم آبکافت را توضیح دهد. ■ مفهوم تامپون و کاربرد آن را توضیح دهد. ■ ثابت حاصل ضرب حل پذیری را توضیح دهد. ■ مفهوم ترکیبات کم‌محلول، محلول و نامحلول را توضیح دهد. 	بالاتر از حد انتظار	توانایی به‌کارگیری آبکافت، محلول‌های تامپون و حاصل ضرب حل پذیری در پیش‌بینی تشکیل رسوب	کاربرد حاصل ضرب حل‌پذیری در پیش‌بینی تشکیل رسوب، کاربرد آبکافت، محلول‌های تامپون	تعادل در محلول‌های آبی
۲	<ul style="list-style-type: none"> ■ فرایند حل شدن را توضیح دهد. ■ عوامل مؤثر در قابلیت حل شدن را بررسی کند. ■ مفهوم تامپون و کاربردهای آن را توضیح دهد. ■ مفهوم ترکیبات کم‌محلول، محلول و نامحلول را توضیح دهد. 	در حد انتظار	تامپون و حاصل ضرب حل‌پذیری در پیش‌بینی تشکیل رسوب	کاربرد حاصل ضرب حل‌پذیری در پیش‌بینی تشکیل رسوب	
۱	<ul style="list-style-type: none"> ■ فرایند حل شدن را توضیح دهد. ■ مفهوم ترکیبات کم‌محلول، محلول و نامحلول را توضیح دهد. 	پایین‌تر از حد انتظار			
				نمره مستمر از ۵	
				نمره شایستگی پودمان از ۳	
				نمره پودمان از ۲۰	