

آزمون حضوری
شماره شش



رشته ریاضی
پایه دهم

مرورنامه آزمون آزمایشی خیلی سبز

این مرورنامه، ویژه مباحث جدید آزمون است. مرورنامه مباحثی که در آزمون‌های قبل به آن‌ها پرداخته شده، در پنل کاربری شما قابل دریافت است و در این فایل از تکرار آن پرهیز شده است.

| نام درس | مباحث | از صفحه | تا صفحه | مؤلف | ویراستار |
|---------|------------------------------------|---------|---------|---|----------------|
| شیمی | فصل ۳ صفحه ۹۴ تا تا انتهای کتاب | ۲ | ۲۲ | عباس سرمایه - معصومه سعیدی - سروش عبادی | بنیامین یعقوبی |



نکات مهم

- ۱ ppm برای بیان غلظت محلول‌های بسیار رقیق استفاده می‌شود؛ مانند:
 - (۱) غلظت کاتیون‌ها و آنیون‌ها در آب معدنی، (۲) غلظت یون‌ها در آب آشامیدنی، (۳) غلظت یون در آب دریا، (۴) غلظت یون‌های بدن جانداران
 - (۵) غلظت یون‌ها در بافت‌های گیاهی و (۶) مقدار آلاینده‌های هوا.
- ۲ این کمیت نشان می‌دهد در یک میلیون گرم از محلول، چند گرم حل‌شونده وجود دارد.
- ۳ یکای صورت و مخرج در رابطه ppm باید یکسان باشد. مثلاً هر دو میلی گرم (mg)، گرم (g) یا هر دو کیلوگرم (kg) و ... باشد؛ بنابراین ppm یکا ندارد!

۱ رابطه اصلی برای محاسبه غلظت محلول‌ها بر حسب ppm:

$$\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 10^6$$

• در صورت و مخرج رابطه ppm، باید از یکای جرمی یکسانی استفاده شود.

فرمول‌های ppm

- (۱) $\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 10^6$ (برای همه محلول‌ها)
- (۲) $\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل‌شونده (mg)}}{\text{جرم محلول (kg)}} \times 10^6$ (برای همه محلول‌ها)
- (۳) $\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل‌شونده (mg)}}{\text{جرم حلال (kg)}} \times 10^6$ (برای محلول‌های بسیار رقیق)
- (۴) $\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل‌شونده (mg)}}{\text{حجم محلول (L)}} \times 10^6$ (برای محلول‌های بسیار رقیق که حلال آن‌ها آب است.)

اگر جرم محلول آبی مشخص باشد، از روابط (۱) و (۲) استفاده می‌کنیم ولی اگر حجم محلول آبی رقیق معلوم باشد، رابطه (۴) مناسب‌تر است؛ توجه داشته باشید که رابطه‌های (۱) و (۲) برای همه محلول‌ها ولی رابطه (۴) فقط برای محلول‌های آبی بسیار رقیق کاربرد دارد.

۲ در بسیاری از سؤالات مربوط به بحث محلول‌ها، دو یا چند محلول با غلظت ppm مشخص با هم مخلوط شده و غلظت محلول حاصل از این فرایند از ما خواسته می‌شود. در چنین شرایطی، از روابط زیر استفاده کنیم:

$$+ \dots + (\text{جرم محلول دوم} \times \text{غلظت ppm محلول دوم}) + (\text{جرم محلول اول} \times \text{غلظت ppm محلول اول}) = \text{غلظت ppm محلول نهایی} \times (\text{جرم محلول دوم} + \text{جرم محلول اول})$$

مثال یک صافی تصفیه آب آشامیدنی، ظرفیت جذب حداکثر ۳ مول یون نیتрат را از آب دارد. با استفاده از این صافی حداکثر می‌توان چند لیتر آب شهری دارای ppm ۱۰۰ یون نیترات را به طور کامل تصفیه کرد؟ (چگالی آب، 1 g.mL^{-1} ، $N = 14 \text{ g.mol}^{-1}$ ، $O = 16$)

(سراسری تهرانی خارج از کشور ۹۴)

۴۰۰ (۴)

۸۰۰ (۳)

۸۶۰ (۲)

۱۸۶۰ (۱)

پاسخ گزینه «۱» وقتی آقای طراح! می‌گوید ppm ۱۰۰ یون نیترات در آب شهری وجود دارد، یعنی در هر 10^6 گرم از آب شهری ۱۰۰ گرم یون نیترات همی یافت شود!

به این ترتیب خواهیم داشت:

$$3 \text{ mol NO}_3^- \times \frac{62 \text{ g NO}_3^-}{3 \text{ mol NO}_3^-} \times \frac{10^6 \text{ g شهری آب}}{100 \text{ g NO}_3^-} \times \frac{1 \text{ mL شهری آب}}{1 \text{ g شهری آب}} \times \frac{1 \text{ L شهری آب}}{1000 \text{ mL شهری آب}} = 1860 \text{ L}$$

۲- درصد جرمی (a یا %W/W)

- ۱ تعریف: به جرم ماده حل‌شده در ۱۰۰ واحد جرم محلول، درصد جرمی می‌گویند.
 - ۲ رابطه اصلی محاسبه غلظت محلول‌ها بر حسب درصد جرمی (a یا %W/W):
- در مخرج این رابطه، باید جرم محلول را قرار دهیم. جرم محلول حاصل جمع جرم حلال و جرم حل‌شونده است؛ بنابراین می‌توان رابطه درصد جرمی را به صورت زیر نوشت:
- $$\text{درصد جرمی} = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم حل‌شونده} + \text{جرم حلال}} \times 100$$



نکات مهم

- ۱ درصد جرمی یک محلول، در حقیقت نوعی درصد خلوص حل‌شونده مورد نظر در محلول است؛ مثلاً بر روی ظرف حاوی محلول شست‌وشوی دهان عبارت «محلول استریل سدیم کلرید ۰/۹ درصد» نوشته شده است؛ یعنی در هر ۱۰۰ گرم از این محلول، ۰/۹ گرم سدیم کلرید یا حل‌شونده وجود داشته و بقیه آب یا حلال (۹۹/۱ گرم) است.
- ۲ در واقع وقتی می‌گوییم محلول a٪ جرمی است، یعنی از هر ۱۰۰ گرم محلول، a گرم حل‌شونده و (۱۰۰ - a) گرم حلال (مثلاً آب) داریم.
- ۳ در رابطه‌های قبلی که گفته شد، یکای جرم در صورت و مخرج کسر باید یکسان باشد، مثلاً هر دو میلی‌گرم (mg)، گرم (g)، کیلوگرم (kg) یا ... باشد؛ از این‌رو درصد جرمی هم مشابه ppm یکا نخواهد داشت.

- ۴ غلظت بسیاری از محلول‌ها در صنعت، پزشکی، داروسازی، کشاورزی و زندگی روزانه با درصد جرمی بیان می‌شود، برای مثال:
 - ۱) سرکه خوراکی با خاصیت اسیدی ملایم که به عنوان چاشنی در غذاها مصرف می‌شود، محلول ۵٪ جرمی استیک اسید (CH_3COOH) در آب است. محلول غلیظ نیتریک اسید (HNO_3) در صنعت با غلظت ۷۰٪ جرمی تولید و بسته به کاربرد آن، به محلول‌های رقیق‌تر تبدیل می‌شود.
 - ۲) اگر دو یا چند محلول با جرم و درصد جرمی‌های متفاوت از یک حل‌شونده با هم مخلوط شوند، به کمک رابطه زیر می‌توان درصد جرمی محلول حاصل را محاسبه نمود:

$$\%W / W = \frac{(\text{درصد جرمی محلول دوم} \times \text{جرم محلول اول}) + (\text{درصد جرمی محلول اول} \times \text{جرم محلول دوم})}{\text{جرم محلول اول} + \text{جرم محلول دوم}}$$

● حواستان باشد که در این رابطه، یکای جرم همه محلول‌ها باید یکسان باشد!

رابطه درصد جرمی و قسمت در میلیون

$$\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 10^6, \text{ درصد جرمی} = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 100$$

$$\Rightarrow \frac{\text{ppm}}{\text{درصد جرمی}} = 10^4 \Rightarrow \text{ppm} = \text{درصد جرمی} \times 10^4$$

● حواستان باشد که در این رابطه، درصد جرمی بدون علامت درصد می‌باشد.

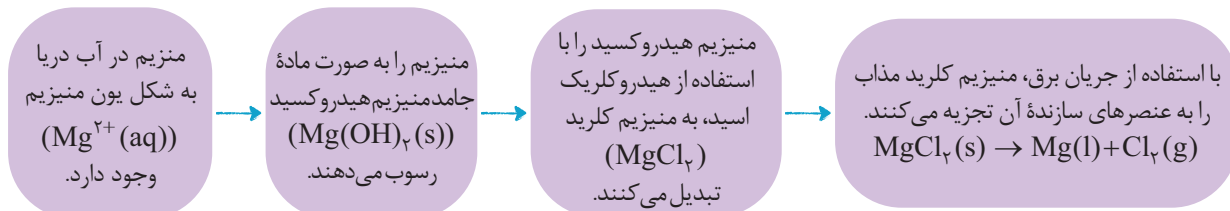
جداسازی و استخراج مواد از آب دریا

- ۱ مواد شیمیایی موجود در آب دریا را می‌توان به روش‌های فیزیکی یا شیمیایی جدا کرد.
- ۲ تبلور یک روش فیزیکی جداسازی حل‌شونده جامد از حلال در محلول‌هاست که با سردکردن آرام محلول غلیظ یا با تبخیر آهسته حلال، انجام می‌شود. در واقع جداسازی حل‌شونده از محلول به شکل بلورهای جامد را تبلور می‌نامند. برای مثال سالانه میلیون‌ها تن سدیم کلرید با روش تبلور از آب دریا جداسازی و استخراج می‌شود و یا تولید نبات از محلول غلیظ آب و شکر به روش تبلور صورت می‌گیرد.
- ۳ سدیم کلرید یا نمک خوراکی در زندگی روزانه و صنایع گوناگون کاربردهای فراوانی دارد:

- ← تهیه گاز کلر، فلز سدیم، سود سوزآور و گاز هیدروژن ← فراوان‌ترین کاربرد
- ← ذوب یخ موجود در جاده‌ها
- ← فراوری گوشت، تهیه کنسرو تن، تهیه خمیر کاغذ، پارچه، رنگ، پلاستیک و صنعت نفت
- ← کاربردهای سدیم کلرید
- ← تولید سدیم کربنات
- ← مصارف خانگی
- ← تغذیه جانوران



جداسازی و استخراج منیزیم به روش شیمیایی



- ۱) فلز منیزیم (Mg) برخلاف سدیم کلرید، به روش شیمیایی از آب دریا جدا می‌شود.
- ۲) برای تهیه فلز منیزیم (Mg)، جریان برق از منیزیم کلرید مذاب (حالت l) عبور داده شود نه محلول آن (حالت aq)!
- ۳) فلز منیزیم در تهیه آلیاژها، شربت معده و ... کاربرد دارد.

۳- غلظت مولی (مولار)

۱) تعریف: تعداد مول‌های ماده حل‌شده در یک لیتر محلول را غلظت مولی می‌گویند.

۲) رابطه اصلی برای محاسبه غلظت محلول‌ها برحسب غلظت مولی یا مولار به صورت زیر است:

$$C_M = \frac{n}{V} \quad \text{یا} \quad C_M = \frac{m}{V \cdot M}$$

مول حل‌شونده \uparrow جرم حل‌شونده (g) \uparrow

حجم محلول (L) \downarrow جرم مولی حل‌شونده $(g \cdot mol^{-1})$ \downarrow

نکات مهم

- ۱) هرچند غلظت بسیاری از محلول‌ها (در صنعت، پزشکی، داروسازی، کشاورزی و زندگی روزانه) با درصد جرمی بیان می‌شود ولی به دو دلیل استفاده از درصد جرمی در آزمایشگاه توصیه نمی‌شود:
 - الف) تهیه محلول‌های مایع به ویژه در آزمایشگاه با درصد جرمی کار ساده‌ای نیست؛ زیرا در آزمایشگاه اندازه‌گیری حجم یک مایع آسان‌تر از جرم آن است.
 - ب) از آن‌جا که شیمی‌دان‌ها مقدار ماده را برحسب مول بیان می‌کنند و مبنای محاسبات کتی در شیمی مول است، کار با درصد جرمی در آزمایشگاه کاربرد زیادی ندارد.
- ۲) بنابراین بیان غلظتی از محلول پرکاربردتر است که با مول‌های حل‌شونده و حجم محلول ارتباط داشته باشد. چنین غلظتی را غلظت مولی (مولار) می‌نامند.
- ۳) وقتی گفته می‌شود محلول a مولار؛ یعنی در یک لیتر محلول، a مول ماده حل‌شده و در ۱۰ لیتر محلول ۱۰a مول ماده حل‌شده و در ۱۰۰ لیتر محلول ۱۰۰a مول ماده حل‌شده وجود دارد.
- ۴) وقتی می‌گوییم محلول مولار، منظور محلولی است که غلظت مولی آن برابر $1 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ یا یک مولار است.

- ۳) با افزودن حل‌شونده به محلول در حجم ثابت، غلظت محلول افزایش و با افزودن آب (حلال) به محلول، غلظت محلول کاهش می‌یابد.
- ۴) غلظت مولی یک محلول با مقدار حل‌شونده رابطه مستقیم و با حجم محلول رابطه عکس دارد.
- ۵) قند خون همان گلوکز با فرمول شیمیایی $C_6H_{12}O_6$ است. دستگاه اندازه‌گیری قند خون در پزشکی، گلوکومتر نام دارد؛ این دستگاه میلی‌گرم‌های گلوکز $(1 \text{ mg} = 10^{-3} \text{ g})$ را در دسی‌لیتر $(1 \text{ dL} = 0.1 \text{ L} = 100 \text{ mL})$ نشان می‌دهد.

● برای محاسبه غلظت مولی گلوکز در خون یا همان قند خون می‌توان از رابطه مقابل استفاده کرد:

$$\text{غلظت مولی} = \frac{\text{عدد دستگاه گلوکومتر}}{18000}$$



استوکیومتری محلول‌ها

کافی است در حل مسائل استوکیومتری محلول‌ها به کمک کسر تناسب، به جای کسر مربوط به مول از (حجم \times غلظت مولی) استفاده کنیم:

$$\frac{\text{حجم} \times \text{غلظت مولی}}{\text{ضریب}} = \frac{\text{چگالی} \times \text{لیتر گاز در غیر STP}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی}} = \frac{\text{لیتر گاز در STP}}{\text{ضریب} \times ۲۲/۴}} = \frac{\text{گرم}}{\text{ضریب} \times \text{جرم مولی}} = \frac{\text{تعداد ذرات}}{N_A \times \text{ضریب}} = \frac{\text{مول}}{\text{ضریب}}$$

– نکات محاسباتی غلظت مولار! –

۱- رقیق کردن و غلیظ کردن

۱ در آزمایشگاه برای تهیه محلول‌های رقیق می‌توان از رقیق کردن محلول‌های غلیظ استفاده کرد.

۲ با افزودن حلال یا آب به محلول:

۱) حجم محلول افزایش می‌یابد.

۲) غلظت مولی محلول کاهش می‌یابد.

۳) تعداد مول‌های حل‌شونده بدون تغییر باقی می‌ماند.

۴ در مسائل مربوط به رقیق کردن یک محلول توسط آب خالص، می‌توان از رابطه زیر استفاده کرد (مقدار ماده حل‌شونده موجود در محلول ثابت می‌ماند):

$$M_{\text{رقیق}} \times V_{\text{رقیق}} = M_{\text{غلظ}} \times V_{\text{غلظ}}$$

$$M_{\text{آب}} (V_{\text{آب}} + V_{\text{غلظ}}) = M_{\text{غلظ}} \times V_{\text{غلظ}}$$

• هنگام استفاده از رابطه فوق دقت کنید که یکای حجم در دو طرف معادله باید یکسان باشد ولی مهم نیست که یکای آن میلی‌لیتر (mL)، لیتر (L) و یا ... باشد.

۲. اگر دو یا چند محلول با غلظت و حجم متفاوت از یک حل‌شونده با هم مخلوط شوند، به کمک رابطه زیر می‌توان غلظت محلول حاصل را محاسبه کرد:

$$M_{\text{نهایی}} = \frac{M_1 V_1 + M_2 V_2 + M_3 V_3 + \dots}{V_1 + V_2 + V_3 + \dots}$$

• هنگام استفاده از رابطه فوق دقت کنید که یکای حجم همه محلول‌ها باید یکسان باشد.

رابطه غلظت مولی با درصد جرمی (و ppm) و چگالی

$$C_M = \frac{10 \times a \times d}{M} \quad \text{ppm} = a \times 10^4 \quad C_M = \frac{\text{ppm} \times d}{1000 \times M}$$

$d = \text{چگالی (g.mL}^{-1}\text{)} \text{ و } M = \text{جرم مولی (g.mol}^{-1}\text{)}$

درصد جرمی $a =$ (در این رابطه، درصد جرمی را بدون مخرج ۱۰۰ باید جای‌گذاری کرد).

$C_M = \text{غلظت مولی (mol.L}^{-1}\text{)}$



مثال اگر ۵۰۰ میلی لیتر محلول سدیم هیدروکسید با چگالی 1.01 g.mL^{-1} با 0.76% گرم آهن (II) سولفات واکنش کامل دهد، غلظت محلول سدیم هیدروکسید به تقریب، برابر چند ppm است؟ (فراورده های واکنش، آهن (II) هیدروکسید و سدیم سولفات هستند.) (سراسری تهرانی ۱۳۹۲)

($\text{Fe} = 56, \text{S} = 32, \text{Na} = 23, \text{O} = 16, \text{H} = 1; \text{g.mol}^{-1}$)

۸۹ / ۳ (۴)

۸۵ / ۶ (۳)

۷۹ / ۲ (۲)

۶۸ / ۴ (۱)

پاسخ گزینه «۲» معادله واکنش انجام شده به صورت زیر است:



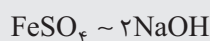
فب! با توجه به رابطه ppm باید مقدار گرم حل شونده (مقدار NaOH حل شده) و مقدار گرم محلول (جرم محلول NaOH) را حساب کرد.

$$\text{ppm} = \frac{\text{جرم حل شونده (g)}}{\text{جرم محلول (g)}} \times 10^6$$

$$\text{جرم NaOH حل شده} = 0.76 \text{ g FeSO}_4 \times \frac{1 \text{ mol FeSO}_4}{152 \text{ g FeSO}_4} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol FeSO}_4} \times \frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 0.4 \text{ g NaOH}$$

$$\text{جرم محلول NaOH} = 500 \text{ mL} \times \frac{1.01 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 505 \text{ g} \Rightarrow \text{ppm} = \frac{0.4}{505} \times 10^6 \approx 79/2$$

به جور دیگه می توانیم ابتدا غلظت مولی محلول سدیم هیدروکسید را حساب کرده و بعد به کمک رابطه « 10 ad = غلظت مولی»، درصد



جرمی (a) و ppm محلول را حساب کنیم:

$$\frac{\text{جرم}}{\text{جرم مولی} \times \text{ضریب}} = \frac{\text{حجم (L)} \times \text{غلظت مولی}}{1 \times \text{ضریب}} \Rightarrow \frac{0.76}{1 \times 152} = \frac{0.4}{2 \times 1} \Rightarrow \text{غلظت مولی NaOH} = \frac{2}{2000 \times 0.4} = 0.002 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{غلظت مولی} = \frac{10 \text{ ad}}{\text{جرم مولی}} \xrightarrow{a = \text{ppm} \times 10^{-4}} 2 \times 10^{-3} = \frac{10 \times 10^{-4} \times \text{ppm} \times 10^{-4}}{40} \Rightarrow \text{ppm} = \frac{80}{1/0.1} \approx 79/2$$

– آیا نمکها به یک اندازه در آب حل می شوند؟ –

۱) انحلال پذیری یا قابلیت انحلال مواد: بیشترین مقدار ماده ای که در دمای معین در ۱۰۰ گرم حلال (نه محلول!) حل می شود و محلول سیر شده به وجود می آورد را انحلال پذیری می گویند.

$$\text{یکای انحلال پذیری در آب} = \frac{\text{گرم حل شونده}}{100 \text{ g H}_2\text{O}}$$

۲) در واقع به طور خلاصه می توان گفت که انحلال پذیری را می توان از فرمول زیر محاسبه کرد:

$$\text{انحلال پذیری} = \frac{\text{جرم حل شونده (g)}}{\text{جرم حلال (g)}} \times 100$$

۳) محلول سیر شده محلولی است که نمی تواند حل شونده بیشتری را در خود حل کند؛ در تعریف انحلال پذیری، واژه «بیشترین» نشان دهنده رسیدن محلول به حالت سیر شده است. هم چنین واژه «دمای معین» به این دلیل ذکر شده است که با تغییر دما، میزان انحلال پذیری مواد تغییر می کند و باید انحلال پذیری مواد در دمای معین اندازه گیری و گزارش شود.

۴) انحلال پذیری مواد در آب وابسته است به: الف) نوع ماده (قدرت نیروی جاذبه بین ذرات) ب) دما (تأثیر دما بر انحلال پذیری مواد یکسان نیست).



۵ جدول زیر، انحلال پذیری برخی مواد را در آب و در دمای 25°C نشان می‌دهد:

| | |
|-------------------|---|
| انحلال پذیری مواد | محلول ← شکر، سدیم نیترات، سدیم کلرید |
| | کم محلول ← کلسیم سولفات |
| | نامحلول ← کلسیم فسفات، نقره کلرید، باریم سولفات |

۶ شیمی‌دان‌ها مواد حل‌شونده جامد را براساس انحلال‌پذیری در آب و در دمای اتاق به سه دسته تقسیم می‌کنند:
(۱) مواد محلول: موادی هستند که انحلال‌پذیری آن‌ها بیشتر از 1 g حل‌شونده در 100 g گرم آب در دمای اتاق است.

نکات مهم

- همه نمک‌های دارای یون آمونیوم (NH_4^+) در آب محلول هستند؛ مانند: آمونیوم کربنات، آمونیوم نیترات و ...
- همه نمک‌های دارای یون نیترات (NO_3^-) در آب محلول هستند. مانند: نقره نیترات، سدیم نیترات و ...
- همه نمک‌های دارای عناصر فلزی گروه اول (Li^+ ، Na^+ ، K^+ و ...) در آب محلول هستند. مانند: سدیم کلرید، لیتیم سولفات، پتاسیم کربنات و ...

(۲) مواد کم محلول: موادی هستند که انحلال‌پذیری آن‌ها بین 1 g تا 0.1 g حل‌شونده در دمای اتاق در 100 g گرم آب است. تنها ماده کم محلول معرفی شده در کتاب درسی، کلسیم سولفات (CaSO_4) است که انحلال‌پذیری آن در دمای 25°C ، برابر 0.23 g در 100 g آب است.
(۳) مواد نامحلول: موادی هستند که انحلال‌پذیری آن‌ها در دمای 25°C ، از 0.1 g گرم حل‌شونده در 100 g گرم آب، کم‌تر است.

مطالب حفظی کتاب درسی مربوط به انحلال‌پذیری

- آمارها نشان می‌دهند که نزدیک به ۳ درصد از جمعیت کشورمان سنگ کلیه دارند. عوامل ایجاد سنگ کلیه:
(۱) زمینه ژن‌شناختی (۲) تغذیه نامناسب (۳) کم‌حرکی (۴) مصرف بیش از حد نمک خوراکی (۵) کم نوشیدن آب (۶) مصرف پروتئین حیوانی و لبنیات (۷) اختلالات هورمونی
- تشکیل سنگ کلیه به میزان انحلال نمک‌ها در آب نیز بستگی دارد.
- اغلب (نه همه!) سنگ‌های کلیه از رسوب کردن برخی نمک‌های کلسیم‌دار در کلیه‌ها تشکیل می‌شوند، یعنی:
الف) مقدار این نمک‌ها در ادرار افراد سالم از انحلال‌پذیری آن‌ها در دمای بدن کم‌تر است.
ب) مقدار این نمک‌ها در ادرار افرادی که به سنگ کلیه مبتلا می‌شوند، از انحلال‌پذیری آن‌ها در دمای بدن بیشتر است.

انواع محلول‌ها براساس مقدار حل‌شونده

- محلول‌ها را براساس مقدار حل‌شونده‌ای که در دمای معین در آن‌ها حل شده، به سه دسته زیر تقسیم می‌کنند:
- محلول‌های سیرنشده: محلول‌هایی که در دمای معین می‌توانند مقدار بیشتری حل‌شونده را در خود حل کنند؛ یعنی مقدار ماده حل‌شونده کم‌تر از میزان انحلال‌پذیری آن ماده در دمای معین است.
 - محلول‌های سیرشده: محلول‌هایی که در دمای معین نمی‌توانند مقدار بیشتری حل‌شونده را در خود حل کنند؛ یعنی مقدار ماده حل‌شونده دقیقاً برابر میزان انحلال‌پذیری آن ماده در دمای معین است.
- اتانول و استون به هر نسبتی در آب حل می‌شوند و نمی‌توان از آن‌ها محلول سیرشده در آب تهیه کرد!
- محلول‌های فراسیرشده: محلول‌هایی هستند که مقدار ماده حل‌شده در آن‌ها بیشتر از میزان انحلال‌پذیری آن‌ها در دمای معین است.
- محلول فراسیرشده برخلاف محلول‌های سیرشده و سیرنشده ناپایدار است و در اثر ضربه و یا اضافه نمودن مقدار حل‌شونده به آن، مقدار اضافی حل‌شونده رسوب کرده و محلول فراسیرشده به محلول سیرشده تبدیل می‌شود.



نمودار انحلال پذیری - دما

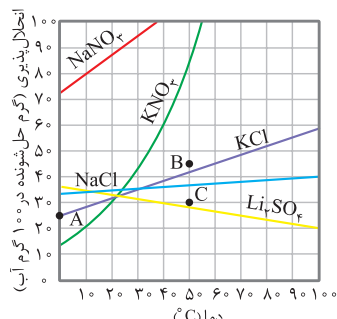
۱) تعریف: به نموداری که وابستگی انحلال پذیری مواد به دما را نشان دهد، نمودار انحلال پذیری - دما می گویند.

۲) در این نمودار، محور افقی و عمودی به ترتیب نشان دهنده دما (برحسب °C) و انحلال پذیری (برحسب گرم حل شونده در ۱۰۰ g آب) است.

۳) جایگاه هر نقطه در نمودار انحلال پذیری، به صورت زیر تفسیر می شوند:

۱) تمام نقاط روی منحنی، نشان دهنده محلول سیر شده است. در نقاط روی منحنی، مقدار ماده حل شونده در محلول دقیقاً برابر مقدار انحلال پذیری آن ماده در دمای معین است.

۲) تمام نقاط زیر منحنی، نشان دهنده محلول سیر نشده است. در نقاط زیر منحنی، مقدار حل شونده موجود در محلول کمتر از مقدار انحلال پذیری آن ماده در دمای معین است.



۳) تمام نقاط بالای منحنی نشان دهنده محلول فراسیر شده است. در نقاط بالای منحنی، مقدار حل شونده موجود در محلول بیشتر از مقدار انحلال پذیری آن ماده در دمای معین است.

منحنی انحلال پذیری مواد گوناگون برحسب دما

| ماده | نمودار انحلال پذیری | شرایط مناسب برای انحلال پذیری بیشتر در آب |
|---|----------------------------|---|
| لیتیم سولفات (Li_2SO_4) | خطی، نزولی | دمای پایین |
| سدیم نیترات (NaNO_3) | خطی، صعودی | دمای بالا |
| پتاسیم نیترات (KNO_3) | منحنی (با شیب زیاد)، صعودی | دمای بالا |
| پتاسیم کلرید (KCl) | خطی، صعودی | دمای بالا |
| سدیم کلرید (NaCl) | خطی (با شیب کم)، صعودی | دمای بالا |

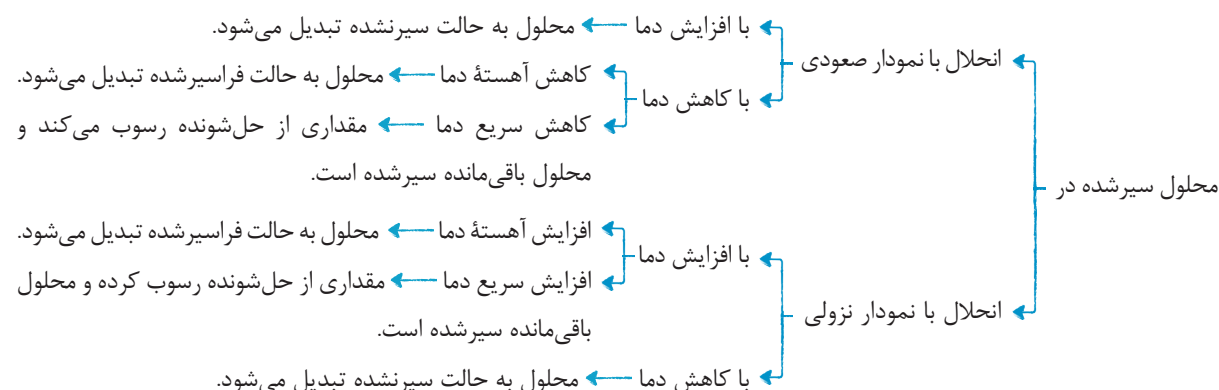
نکته مهم

هر چه اندازه شیب نمودار بیشتر باشد، یعنی انحلال پذیری آن ماده وابستگی بیشتری به دما دارد و در اثر تغییر دما انحلال پذیری آن ماده تغییر بیشتری می کند.

مقایسه اندازه شیب انحلال پذیری برحسب دما: $\text{KNO}_3 > \text{NaNO}_3 > \text{KCl} > \text{Li}_2\text{SO}_4 > \text{NaCl}$

مقایسه تأثیر دما بر انحلال پذیری: $\text{KNO}_3 > \text{NaNO}_3 > \text{KCl} > \text{Li}_2\text{SO}_4 > \text{NaCl}$

تغییر دما و تشکیل رسوب





نکته مهم

مقدار رسوب تشکیل شده در اثر تغییر دما در 100° گرم آب، به صورت زیر به دست می آید:

| انحلال پذیری در دمای ثانویه - انحلال پذیری در دمای اولیه | = مقدار رسوب

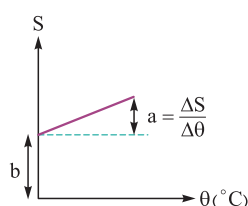
با تغییر دمای یک محلول سیرشده، جرم نمک رسوب شده یا جرم گاز آزاد شده از محلول برابر است با:

$$\text{جرم رسوب یا گاز آزاد شده} = \frac{(A - B) \times m}{100 + A}$$

A: انحلال پذیری در دمای اولیه، B: انحلال پذیری در دمای نهایی، m: جرم محلول

اگر عدد به دست آمده در دو رابطه بالا مثبت باشد، یعنی این مقدار رسوب تولید می شود و اگر منفی باشد، یعنی این مقدار حل شونده اضافی در محلول حل می شود.

تعیین معادله انحلال پذیری یک ماده بر حسب دما



۱) نمودار انحلال پذیری برخی مواد در آب به صورت یک خط راست با شیب ثابت است، پس می توان

انحلال پذیری آن ها را بر حسب دما، به کمک معادله خط راست نمایش داد:

۲) حرف S از واژه Solubility به معنای انحلال پذیری گرفته شده است.

۳) a، شیب نمودار انحلال پذیری (S) بر حسب دما (θ) است که از رابطه زیر به دست می آید:

$$a = \frac{S_2 - S_1}{\theta_2 - \theta_1}$$

هر چه اندازه شیب نمودار (a) بیشتر باشد، اثر دما بر انحلال پذیری ماده بیشتر است.

با استفاده از علامت شیب می توان صعودی یا نزولی بودن نمودار انحلال پذیری - دمای ماده مورد نظر را مشخص کرد؛ علامت مثبت شیب

($a > 0$) نشان دهنده صعودی بودن نمودار و علامت منفی شیب ($a < 0$) نشان دهنده نزولی بودن نمودار است.

۴) b، عرض از مبدأ نمودار یا همان انحلال پذیری ماده در دمای 0°C است.

ترکیب انحلال پذیری با درصد جرمی

اگر انحلال پذیری یک ماده در دمای معین، برابر با S گرم باشد، یعنی اگر S گرم ماده در 100 g آب حل شود، ($S + 100$) گرم محلول سیرشده حاصل می شود؛ بنابراین برای محاسبه درصد جرمی یک محلول می توان از رابطه زیر استفاده کرد:

$$\text{درصد جرمی محلول سیرشده (a)} = \frac{S}{S + 100} \times 100$$



مثال درصد جرمی پتاسیم نیترات در محلول سیرشده آن در دمای 40°C ، برابر $37/5\%$ است. اگر 360 گرم محلول دارای 162 گرم این نمک در دمای 50°C را تا 40°C سرد کنیم، به تقریب چند گرم از آن در محلول باقی می ماند و چند مول از آن رسوب می کند؟ (گزینه ها را از راست به چپ بخوانید و جرم مولی KNO_3 را به تقریب، برابر 100 گرم در نظر بگیرید.)

(سراسری ریاضی خارج از کشور ۹۹)

$$0/43, 118/8 \quad (4) \quad 0/43, 135 \quad (3) \quad 0/27, 135 \quad (2) \quad 0/27, 118/8 \quad (1)$$

پاسخ گزینه «۴» ابتدا باید انحلال پذیری پتاسیم نیترات را در دمای 40°C به دست آوریم:

$$\text{درصد جرمی} = \frac{\text{جرم حل شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 100 \Rightarrow 37/5 = \frac{S}{S+100} \times 100 \Rightarrow 62/5 S = 3750$$

$$\Rightarrow S = 60 \quad (\text{انحلال پذیری در دمای } 40^{\circ}\text{C})$$

در 360 گرم محلول در دمای 50°C ، 162 گرم نمک و 198 گرم آب ($360 - 162 = 198$) وجود دارد. حالا ببینیم در دمای 40°C ، چند گرم پتاسیم نیترات در 198 گرم آب حل می شود:

$$198 \text{ g آب} \times \frac{60 \text{ g KNO}_3}{100 \text{ g آب}} = 118/8 \text{ g KNO}_3$$

بنابراین از 162 گرم پتاسیم نیتراتی که در دمای 50°C داریم، $118/8$ گرم آن در محلول باقی می ماند و $43/2$ گرم از آن رسوب می کند. ($162 - 118/8 = 43/2$)

$$43/2 \text{ g KNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol KNO}_3}{100 \text{ g KNO}_3} \approx 0/43 \text{ mol KNO}_3$$

ویژگی های غیرعادی آب

۱) آب تنها ماده ای است که به هر سه حالت جامد، مایع و گاز (بخار) در طبیعت یافت می شود. وجود و تبدیل این حالت ها به یکدیگر، زندگی را در سیاره زمین، ممکن و دلپذیر کرده است.

۲) ویژگی های گوناگون و شگفت انگیز آب:

۱) توانایی حل کردن اغلب (نه همه!) مواد (۲ افزایش غیرعادی حجم هنگام انجماد (یخ زدن) (۳ نقطه جوش بالا و غیرعادی

این رفتار مولکول آب از ویژگی های ساختاری آب سرچشمه می گیرد؛ شکل مولکول آب خمیده (V شکل) است و در مولکول آن هر اتم هیدروژن با یک پیوند اشتراکی یگانه به اتم مرکزی (اتم O) متصل است.

مولکول های آب در میدان الکتریکی جهت گیری می کنند، به این صورت که اتم های هیدروژن به سمت صفحه با بار منفی و اتم اکسیژن به سمت صفحه با بار مثبت قرار می گیرند؛ در واقع اتم های هیدروژن سر مثبت و اتم اکسیژن سر منفی مولکول آب را تشکیل می دهند. (مولکول آب، مولکول قطبی است.)

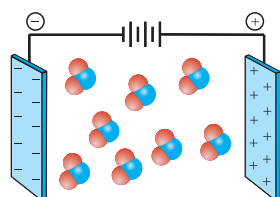
رفتار آب و دیگر مولکول ها در میدان الکتریکی

۱) مولکول ها را براساس جهت گیری آن ها در میدان الکتریکی به دو دسته قطبی و ناقطبی تقسیم می کنند:

۱. مولکول های قطبی

به مولکول هایی که در میدان الکتریکی جهت گیری می کنند و در واقع این مولکول ها سرهای منفی و مثبت دارند، مولکول های قطبی یا دوقطبی می گویند.

مثال $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ، HF ، H_2S ، CHCl_3 ، NH_3 ، H_2O ، HCl ، O_3 ، NO_2 ، NO ، CO و ...

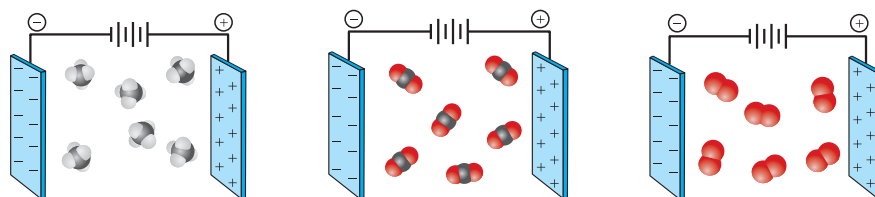


جهت گیری مولکول های آب در میدان الکتریکی

۲. مولکول‌های ناقطبی

به مولکول‌هایی که در میدان الکتریکی جهت‌گیری نمی‌کنند و در واقع در این مولکول‌ها سرهای منفی و مثبت وجود ندارد، مولکول‌های ناقطبی می‌گویند.

مثال CH_4 ، CCl_4 ، CO_2 ، F_2 ، I_2 ، O_2 ، N_2 ، H_2 و ...



رفتار مولکول‌های CH_4 ، CO_2 و O_2 در میدان الکتریکی

– طرز تشخیص مولکول قطبی از ناقطبی –

۱) در مولکول‌های دواتمی:

۱) اگر دو اتم یکسان نباشند (AB) ← مولکول قطبی؛ مثال: HCl ، HBr ، CO ، NO و ...

۲) اگر دو اتم یکسان باشند (A_2) ← مولکول ناقطبی؛ مثال: O_2 ، N_2 ، F_2 و ...

۲) در مولکول‌هایی با بیش از دو اتم:

۱) دوعنصری (AB_x ، $x \geq 2$): این مولکول‌ها در صورت داشتن هر دو شرط زیر ناقطبی هستند و در غیر این صورت قطبی هستند:

شرط اول: اتم مرکزی الکترون ناپیوندی نداشته باشد.

شرط دوم: اتم‌های متصل به اتم مرکزی یکسان باشند.

پس:

الف) اگر اتم مرکزی جفت ناپیوندی داشته باشد یا اتم‌های متصل به اتم مرکزی یکسان نباشند: مولکول قطبی

مثال N_2O ، H_2O ، NH_3 و ...

ب) اگر اتم مرکزی جفت ناپیوندی نداشته باشد و اتم‌های متصل به اتم مرکزی یکسان باشند: مولکول ناقطبی

مثال SO_2 ، CO_2 و ...

۲) چندعنصری ($\text{A}_x\text{B}_y\text{C}_z \dots$): این مولکول‌ها معمولاً قطبی هستند. مانند اتانول ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)، استون ($\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$)، گلوکز ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) و ...

نکته

در یک مولکول، اتمی که خصلت نافلزی بیشتری دارد، سر منفی و اتم دیگر سر مثبت مولکول را تشکیل می‌دهد. مقایسه خصلت نافلزی

چند عنصر مهم: $\text{F} > \text{O} > \text{N} > \text{C} > \text{H}$ خصلت نافلزی

گشتاور دوقطبی (μ)

۱) جهت‌گیری مولکول‌های قطبی یک ماده در میدان الکتریکی مبنای اندازه‌گیری کمیتی به نام گشتاور دوقطبی است. یکای آن دبی (D) است.

۲) گشتاور دوقطبی، قطبیت مولکول‌ها را نشان می‌دهد؛ به طوری که هرچه گشتاور دوقطبی بیشتر باشد، قطبیت مولکول بیشتر است و مولکول مورد نظر قطبی‌تر است.

مثال گشتاور دوقطبی H_2O برابر $1/85 \text{ D}$ (قطبی‌تر) و گشتاور دوقطبی H_2S برابر 97 D است و میزان قطبیت مولکول‌های آب نزدیک به دو برابر مولکول‌های هیدروژن سولفید است.

۳) گشتاور دوقطبی در مولکول‌های ناقطبی برابر صفر و در مولکول‌های قطبی غیرصفر است. مثال: گشتاور دوقطبی در مولکول‌های ناقطبی CH_4 ، CO_2 ، O_2 و ... برابر صفر است.

۴) برای مولکول‌هایی با جرم تقریباً یکسان، هرچه گشتاور دوقطبی بیشتر باشد، نیروهای بین مولکولی معمولاً قوی‌تر است.

۵) گشتاور دوقطبی اغلب هیدروکربن‌ها مانند هگزان (C_6H_{14}) ناچیز و در حدود صفر است.



نیروهای بین مولکولی

۱) تعریف: به برهم کنش های میان مولکول های سازنده یک ماده، نیروهای بین مولکولی می گویند.

۲) نیروهای بین مولکولی در تعیین حالت فیزیکی و خواص یک ترکیب نقش مهمی دارد.

گاز < مایع < جامد: مقایسه قدرت نیروهای بین مولکولی در شرایط یکسان

البته باید توجه داشته باشید که نیروهای بین مولکولی به طور عمده به میزان قطبی بودن مولکول ها و جرم آن ها وابسته است.

۳) به طور کلی نیروهای بین مولکولی را به دو دسته نیروهای وان دروالسی و پیوند هیدروژنی تقسیم می کنند؛ در واقع به جز پیوندهای هیدروژنی، به باقی نیروهای جاذبه بین مولکولی، نیروی وان دروالس می گویند.

نیروهای بین مولکولی به عوامل زیر وابسته هستند:

۱- قطبی بودن مولکول ها -

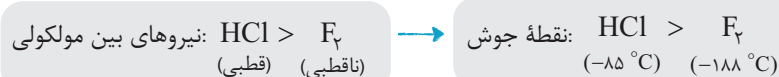
در میان چند گونه مولکولی با جرم های مولی نزدیک به هم، هر چه مولکول ها قطبی تر باشند، قدرت نیروهای جاذبه بین مولکولی (از نوع وان دروالسی) در آن ها بیشتر است. هر چه مولکول قطبی تر باشد \leftarrow میزان بار جزئی مثبت و منفی آن بیشتر و جاذبه بین بارهای ناهم نام در مولکول های مجاور بیشتر می شود \leftarrow نیروهای بین مولکولی قوی تر! \leftarrow نقطه جوش ماده بالاتر

مقایسه مولکول های F_2 و HCl

۱) مولکول های F_2 و HCl دارای جرم مولی نزدیک به یکدیگر هستند، اما مولکول های HCl به علت قطبی بودن، در میدان الکتریکی جهت گیری می کنند.

در مولکول های HCl ، اتم کلر (Cl) در میدان الکتریکی، سر منفی مولکول را تشکیل می دهد و به سمت صفحه مثبت میدان الکتریکی قرار می گیرد و اتم هیدروژن (H)، سر مثبت مولکول را تشکیل می دهد و به سمت صفحه منفی میدان الکتریکی جهت گیری می کند.

۲) نقطه جوش F_2 و HCl به ترتیب برابر $-188^\circ C$ و $-85^\circ C$ هستند، بنابراین نیروهای بین مولکولی در HCl قوی تر از F_2 است.



برای ذوب کردن و جوشاندن مواد مولکولی باید بر نیروهای بین مولکولی غلبه شود و نه بر پیوند کووالانسی بین اتم ها!

هر چه نقطه جوش یک گاز بالاتر و به صفر نزدیک تر باشد، راحت تر به مایع تبدیل می شود.

۲- جرم و حجم مولکول ها -

در گونه های مولکولی که دارای مولکول های ناقطبی هستند، هر چه جرم مولی و حجم مولکول ها بیشتر باشد، قدرت نیروهای جاذبه بین مولکولی (از نوع وان دروالسی) در آن ها بیشتر خواهد بود.

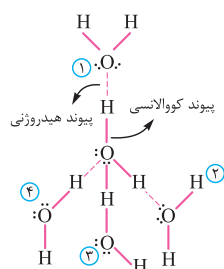
مقایسه مولکول های دو اتمی Cl_2 ، Br_2 و I_2

| ویژگی | ماده | Cl_2 | Br_2 | I_2 |
|------------------------------|------|--------|--------|-------|
| حالت فیزیکی ($25^\circ C$) | گاز | مایع | جامد | |
| جرم مولی ($g.mol^{-1}$) | ۷۱ | ۱۶۰ | ۲۵۴ | |

اشتباه نکنید:

هنگام مقایسه قدرت نیروهای جاذبه بین مولکولی، هر دو عامل قطبیت و جرم و حجم مولکول ها را باید به طور هم زمان در نظر گرفت و نمی توان گفت ترکیبی که قطبی تر است، قطعاً نیروهای بین مولکولی قوی تری دارد و یا ترکیبی که جرم مولی بیشتری دارد قطعاً نیروهای بین مولکولی در آن ها قوی تر است. در مقایسه نقطه جوش و قدرت نیروهای بین مولکولی، ارجحیت با حالت فیزیکی است.

پیوند هیدروژنی



۱ نوعی نیروی جاذبه بین مولکولی (نه درون مولکولی!) است که میان اتم هیدروژن متصل به N یا O یا F از یک مولکول با اتم‌های N یا O یا F از مولکول‌های دیگر برقرار می‌شود.

۲ پیوند هیدروژنی قوی‌ترین نیروی جاذبه بین مولکولی در موادی است که در مولکول آن‌ها، اتم هیدروژن به یکی از اتم‌های N یا O یا F با پیوند کووالانسی متصل است.

تذکر پیوند کووالانسی قوی‌تر از پیوند هیدروژنی است.

توجه بسیاری از (نه همه!) خواص منحصر به فرد آب مانند داشتن نقطه جوش بالا و غیرعادی، افزایش حجم در هنگام انجماد و ... ناشی از پیوندهای هیدروژنی موجود در میان مولکول‌های آب است.

مثال آب (H_2O) و هیدروژن سولفید (H_2S) هر دو دارای مولکول‌های خمیده و قطبی هستند و با این‌که جرم مولی آب تقریباً نصف جرم مولی هیدروژن سولفید است؛ اما مولکول‌های آب به دلیل قطبیت بیشتر و داشتن پیوند هیدروژنی، نقطه جوش غیرعادی و بالاتری نسبت به هیدروژن سولفید دارند به طوری که تفاوتی برابر $160^\circ C$ را نشان می‌دهد.

| ماده | فرمول شیمیایی | مدل فضاپرکن | قطبیت مولکول | جرم مولی ($g \cdot mol^{-1}$) | حالت فیزیکی ($25^\circ C$) | نقطه جوش ($^\circ C$) | گشتاور دو قطبی |
|----------------|---------------|-------------|--------------|---------------------------------|------------------------------|-------------------------|----------------|
| آب | H_2O | | قطبی | ۱۸ | مایع | ۱۰۰ | $1.85 D$ |
| هیدروژن سولفید | H_2S | | قطبی | ۳۴ | گاز | -۶۰ | $0.97 D$ |

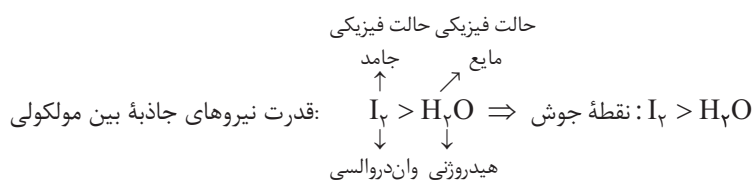
مثال اتانول (C_2H_5OH) و استون (CH_3COCH_3)، دو ترکیب آلی اکسیژن‌دار هستند که به عنوان حلال در صنعت و آزمایشگاه به کار می‌روند. از آن‌جا که بین مولکول‌های استون، برخلاف مولکول‌های اتانول، پیوند هیدروژنی برقرار نمی‌شود؛ نیروهای جاذبه بین مولکولی در استون از اتانول ضعیف‌تر است.

در نتیجه اتانول، با وجود جرم مولی کمتر نسبت به استون، نقطه جوش بیشتری نسبت به آن خواهد داشت:

| نام ترکیب | اتانول | استون (پروپانون) |
|------------------------------------|---------------------|---------------------|
| فرمول شیمیایی | C_2H_5OH | C_3H_6O |
| فرمول ساختاری | CH_3-CH_2-OH | $CH_3-C(=O)-CH_3$ |
| جرم مولی | ۴۶ (جرم مولی کم‌تر) | ۵۸ (جرم مولی بیشتر) |
| نیروی بین مولکولی | هیدروژنی | وان دروالسی |
| توانایی ایجاد پیوند هیدروژنی با آب | دارد | دارد |
| نقطه جوش ($^\circ C$) | ۷۸ (بالاتر) | ۵۶ (پایین‌تر) |

توجه لزوماً قدرت نیروهای جاذبه بین مولکولی در ماده‌ای که دارای پیوند هیدروژنی است از دیگر ترکیب‌های مولکولی که فاقد چنین نیروی جاذبه‌ای هستند، بیشتر نیست.

مثال



● با توجه به این که قدرت و خصلت نافلزی F بیشتر از O و آن هم بیشتر از N است، ترتیب قدرت پیوند هیدروژنی این مواد به صورت زیر است:

خصلت نافلزی: $F > O > N$



قدرت پیوند هیدروژنی: $HF > H_2O > NH_3$

اما ترتیب دمای جوش این مواد متفاوت است، زیرا تعداد پیوندهای هیدروژنی در H_2O بیشتر از دو ماده دیگر است:

ترتیب دمای جوش: $H_2O > HF > NH_3$

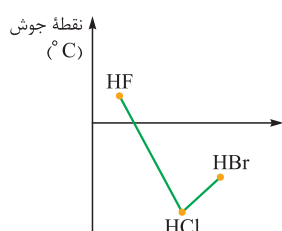
● برای تشکیل پیوند هیدروژنی، به ازای هر اتم هیدروژن متصل به FON، یک جفت الکترون ناپیوندی روی عناصر FON باید وجود داشته باشند.

● مقایسه برخی خواص ترکیب‌های هیدروژن‌دار عناصر گروه‌های ۱۵ تا ۱۷ جدول دوره‌ای:

۱- ترکیب‌های هیدروژن‌دار عنصرهای گروه ۱۷ -

الف) همه این ترکیبات قطبی هستند اما HF با این که از سایر ترکیب‌های هیدروژن‌دار عنصرهای گروه ۱۷، جرم مولی کمتری دارد، ولی به دلیل وجود پیوند هیدروژنی، نقطه جوش آن بیشتر از سایر ترکیبات آورده شده در جدول زیر است:

| ترکیب مولکولی | جرم مولی ($g \cdot mol^{-1}$) | نقطه جوش ($^{\circ}C$) |
|---------------|---------------------------------|--------------------------|
| HF | ۲۰ | ۱۹ |
| HCl | ۳۶/۵ | -۸۵ |
| HBr | ۸۱ | -۶۷ |



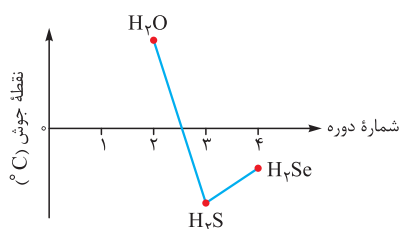
ب) نقطه جوش (برحسب $^{\circ}C$) مثبت و نقطه جوش HBr و HCl (برحسب $^{\circ}C$) منفی است.

پ) HF به دلیل داشتن H متصل به F، بین مولکول‌هایش پیوند هیدروژنی دارد؛ بنابراین نقطه جوش آن از بقیه بالاتر است. بین HBr و HCl، نقطه جوش HBr بالاتر است؛ چون جرم و حجم HBr از HCl بیشتر است.

ت) مقایسه کلی نقطه جوش ترکیب‌های هیدروژن‌دار سه عنصر اول گروه ۱۷ جدول دوره‌ای به صورت زیر است:

نقطه جوش: $HF > HBr > HCl$
جرم مولی کمتر جرم مولی بیشتر پیوند هیدروژنی

۲- ترکیب‌های هیدروژن‌دار عنصرهای گروه ۱۶ -



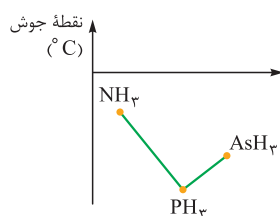
الف) همه این ترکیبات قطبی هستند اما H_2O به دلیل داشتن H متصل به O، بین مولکول‌هایش پیوند هیدروژنی دارد؛ بنابراین نقطه جوش آن از بقیه بالاتر است. بین H_2S و H_2Se ، نقطه جوش H_2Se بالاتر است؛ چون جرم و حجم H_2Se از H_2S بیشتر است.
ب) نقطه جوش H_2O (برحسب $^{\circ}C$) مثبت و نقطه جوش H_2S و H_2Se (برحسب $^{\circ}C$) منفی است.

۳- ترکیب‌های هیدروژن دار عنصرهای گروه ۱۵ -

الف) همه این ترکیب‌ها قطبی هستند اما NH_3 با وجود جرم مولی کمتر ولی به دلیل وجود پیوند هیدروژنی، نقطه جوش آن از سایر ترکیبات آورده شده در جدول زیر بیشتر است:

| ترکیب مولکولی | جرم مولی (g.mol^{-1}) | نقطه جوش ($^{\circ}\text{C}$) |
|----------------|----------------------------------|---------------------------------|
| NH_3 | ۱۷ | -۳۳ / ۵ |
| PH_3 | ۳۴ | -۸۷ / ۵ |
| AsH_3 | ۷۸ | -۶۲ / ۵ |

ب) نمودار مقایسه نقطه جوش ترکیب‌های هیدروژن دار سه عنصر اول گروه ۱۵ جدول دوره‌ای:

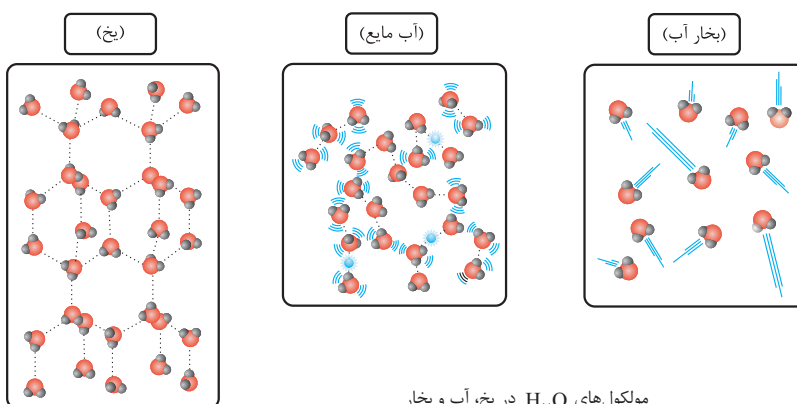


پ) NH_3 به دلیل داشتن H متصل به N، بین مولکول‌هایش پیوند هیدروژنی دارد؛ بنابراین نقطه جوش آن از بقیه بالاتر است. بین PH_3 و AsH_3 ، نقطه جوش AsH_3 بالاتر است؛ چون جرم و حجم AsH_3 از PH_3 بیشتر است.
ت) مقایسه کلی نقطه جوش ترکیب‌های هیدروژن دار سه عنصر اول گروه ۱۵ جدول دوره‌ای به صورت زیر است:

نقطه جوش: $\text{NH}_3 > \text{AsH}_3 > \text{PH}_3$
 جرم مولی کمتر جرم مولی بیشتر پیوند هیدروژنی

البته دقت کنید که نقطه جوش هر سه این ترکیبات پایین‌تر از صفر درجه سلسیوس است؛ پس نمودار نقطه جوش، محور افقی را قطع نمی‌کند.

پیوند هیدروژنی در حالت‌های فیزیکی گوناگون آب -



مولکول‌های H_2O در یخ، آب و بخار

۱) حالت بخار

- مولکول‌های H_2O جدا از هم بوده و گویی میان آن‌ها پیوند هیدروژنی وجود ندارد.
- مولکول‌ها آزادانه و نامنظم از جایی به جای دیگر منتقل می‌شوند.
- فاصله بین مولکول‌های H_2O در حالت گاز زیاد است.

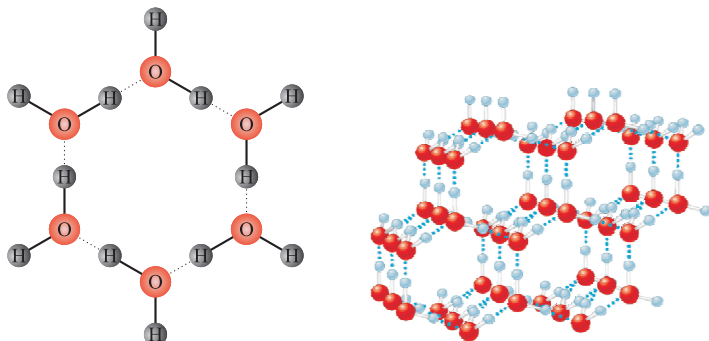
۲) حالت مایع

- فاصله بین مولکول‌های H_2O در مقایسه با گاز بسیار کمتر است.
- پیوند هیدروژنی قوی بین مولکول‌ها وجود دارد.



۳) مولکول‌ها روی هم می‌لغزند و جابه‌جا می‌شوند و ساختار آب منظم نیست؛ زیرا در حالت مایع به دلیل زیادبودن انرژی جنبشی مولکول‌ها، پیوندهای هیدروژنی بین مولکول‌ها به طور دائمی شکسته و تشکیل می‌شوند.

۳) حالت جامد (یخ)



۱) برخلاف آب، ساختار یخ منظم است.

۲) در یخ هر اتم اکسیژن با دو اتم هیدروژن پیوند کووالانسی (اشتراکی) و با دو اتم هیدروژن دیگر پیوند هیدروژنی دارند.

۳) در یخ، مولکول‌ها در جاهای به نسبت ثابتی قرار دارند.

۴) در ساختار یخ، اتم‌های اکسیژن در رأس حلقه‌های شش‌ضلعی قرار داشته و شبکه‌ای مانند کندوی عسل به وجود می‌آورند. این حلقه‌های شش‌ضلعی مبنای تشکیل بلورهای زیبای دانه‌های زیبای برف هستند.

توجه بر اثر یخ‌زدن آب و تشکیل شبکه حلقه‌های شش‌ضلعی با داشتن فضاهای خالی منظم، حجم آب و حجم یاخته‌های دارای آب به طور غیرعادی افزایش یافته در نتیجه باعث تخریب دیواره یاخته‌ها می‌شود.

● با توجه به ثابت بودن جرم آب و افزایش حجم آن به هنگام یخ‌زدن، چگالی یخ نسبت به آب مایع کاهش و حجم آن افزایش می‌یابد.

سه حلال غیرآبی و برخی ویژگی آن‌ها -

| نام حلال | فرمول و ساختار شیمیایی | μ (D) و قطبیت | انحلال در آب | کاربرد |
|----------|--|--------------------------|---|--|
| اتانول | C_2H_5OH $\begin{array}{c} H & H \\ & \\ H-C & -C-OH \\ & \\ H & H \end{array}$ | $\mu > 0$ و قطبی | به هر نسبت در آب حل شده و نمی‌توان محلول سیرشده از آن تهیه کرد. | حلال در تهیه مواد دارویی، آرایشی و بهداشتی |
| استون | C_3H_6O $CH_3-C(=O)-CH_3$ | $\mu > 0$ و قطبی | به هر نسبت در آب حل شده و نمی‌توان محلول سیرشده از آن تهیه کرد. | حلال چربی، رنگ و انواع لاک‌ها |
| هگزان | C_6H_{14} $\begin{array}{ccccccc} H & H & H & H & H & H \\ & & & & & \\ H-C & -C & -C & -C & -C & -C-H \\ & & & & & \\ H & H & H & H & H & H \end{array}$ | $\mu \approx 0$ و ناقطبی | در آب حل نمی‌شود. | حلال مواد ناقطبی و رقیق‌کننده رنگ (تینر) |

● بنزین، مخلوطی همگن از چند هیدروکربن با ۵ تا ۱۲ اتم کربن است. بنزین را می‌توان به طور میانگین C_8H_{18} (اوکتان) در نظر گرفت.

● در مخلوط‌های ناهمگن به حالت مایع مانند آب و هگزان، اجزای مخلوط به میزان ناچیزی در یکدیگر حل می‌شوند اما قابل چشم‌پوشی است.

● مخلوط‌های (آب و هگزان) و (آب و یخ)، ناهمگن بوده و حالت فیزیکی و ترکیب شیمیایی در مخلوط آن‌ها یکسان و یکنواخت نیست.



– شرایط حل شدن دو ماده در یکدیگر (شرط انحلال) –

- ۱) برخی حل شونده‌ها در برخی حلال‌ها حل می‌شوند و محلول تشکیل می‌دهند، در حالی که برخی دیگر مخلوط ناهمگن می‌سازند.
- ۲) در صورتی یک ماده می‌تواند در ماده دیگر حل شده و محلول ایجاد کند که شرط زیر برقرار باشد:
(میانگین جاذبه‌ها در حلال خالص و حل شونده خالص) < (جاذبه‌های حل شونده – حلال در محلول)
- ۳) اگر مولکول‌های حلال را با A و ذره‌های حل شونده را با B نمایش دهیم، می‌توان نیروهای جاذبه میان آن‌ها را در حالت خالص با $A...A$ و $B...B$ نشان داد. با این توصیف برای محلول B در A رابطه مقابل برقرار است:
$$(A...B) > \frac{(A...A) + (B...B)}{2}$$
- ۴) با توجه به عبارت «شبه در شبه خود حل می‌شود» یعنی:
(۱) اغلب (نه همه!) ترکیبات یونی و مواد قطبی در حلال‌های قطبی بهتر حل می‌شوند.
اما برخی ترکیب‌های یونی مانند $AgCl$ ، $Mg(OH)_2$ ، $Ca_3(PO_4)_2$ و $BaSO_4$ در آب (حلال قطبی) حل نمی‌شوند.
(۲) مواد ناقطبی در حلال‌های ناقطبی بهتر حل می‌شوند؛ زیرا نیروهای جاذبه هر دوی آن‌ها شبیه به هم و از نوع وان‌دروالسی ضعیف است.
(۳) موادی که دارای پیوند هیدروژنی هستند در حلال‌هایی که دارای پیوند هیدروژنی هستند بهتر حل می‌شوند؛ زیرا در اثر انحلال، پیوند هیدروژنی جدید و قوی‌تری تشکیل می‌شود.

مثال با توجه به این که منیزیم سولفات و باریم سولفات در دمای $25^\circ C$ ، به ترتیب محلول و نامحلول در آب هستند، خواهیم داشت:

- الف) نیروی جاذبه یون – دوقطبی در محلول < میانگین نیروی پیوند یونی در $MgSO_4$ و پیوندهای هیدروژنی در آب
ب) نیروی جاذبه یون – دوقطبی در محلول > میانگین نیروی پیوند یونی در $BaSO_4$ و پیوندهای هیدروژنی در آب
پ) نیروی جاذبه میان مولکول‌ها در محلول اتانول در آب < میانگین جاذبه میان مولکول‌های آب خالص و اتانول خالص

– انواع انحلال از نظر نوع حل شدن –

- ۱) انحلال مولکولی: انحلالی که در آن ماده حل شونده، به صورت مولکولی در حلال حل شده و به یون تبدیل نمی‌شود.
- مثال** ۱) انحلال مواد قطبی (به جز اسید و باز) در آب: اتانول در آب و ... ۲) انحلال مواد ناقطبی در حلال ناقطبی مانند ید در هگزان و ...

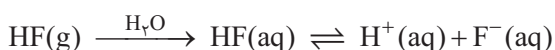
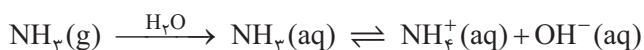
نکته ...

در انحلال مولکولی، ساختار مولکول‌های حل شونده تغییر نکرده و مولکول‌ها ماهیت خود را در محلول حفظ می‌کنند؛ گویی ساختار مولکول‌های حل شونده در محلول دچار تغییر نشده است.

- ۲) انحلال یونی: انحلالی که در آن ماده حل شونده، به صورت یونی در حلال حل شده و یون‌ها در محلول پخش می‌شوند.
- مثال** ۱) انحلال ترکیب‌های یونی در آب: $NaCl$ و ... در آب ۲) انحلال اسیدهای قوی (ترکیب مولکولی) در آب: HCl و ... در آب

نکات مهم ...

- ۱) در انحلال یونی، ماده حل شونده پس از انحلال در آب به صورت یون‌های آبیوشیده در محلول پخش می‌شوند.
- ۲) در انحلال یونی، بین مولکول‌های حلال (آب) و یون‌ها، جاذبه یون – دوقطبی به وجود می‌آید.
- ۳) انحلال مولکولی – یونی: موادی که کمی به صورت یونی و بیشتر به صورت مولکولی در حلال حل می‌شوند.
- مثال** ۱) انحلال اسیدهای ضعیف در آب: HF و ... در آب ۲) انحلال بازهای ضعیف در آب: NH_3 ، آمین‌ها (CH_3NH_2) و ... در آب
- ۱) در انحلال مولکولی – یونی: در محلول هم مولکول و هم یون وجود دارد.
- ۲) انحلال مولکولی – یونی را هم با مولکول و هم با یون‌ها با فلش دوطرفه نشان می‌دهند.





چگونگی انحلال نمک طعام در آب (انحلال یونی) -

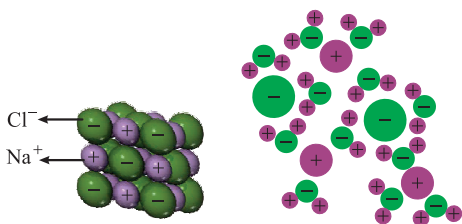
۱) سدیم کلرید یک ترکیب یونی با بلورهای مکعبی است که یونهای Na^+ و Cl^- در آن با آرایش سه‌بعدی جای گرفته‌اند. اگر یک بلور کوچک سدیم کلرید را در آب بریزیم، مراحل:

۱) مولکول‌های آب از سرهای مخالف به یون‌های بیرونی بلور نزدیک شده و نیروی جاذبه بین آن‌ها برقرار می‌شود. این نیروی جاذبه، یون - دوقطبی نام دارد.

۲) آب از سر مثبت خود (اتم‌های H) به یون منفی نمک (Cl^-) و از سر منفی خود (اتم‌های O) به یون مثبت نمک (Na^+) نزدیک می‌شود.

۳) جاذبه یون - دوقطبی باعث جدا شدن یون‌ها از شبکه بلور و پراکنده شدن در آب می‌شود که این یون‌ها توسط لایه‌ای از مولکول‌های آب احاطه می‌شوند. (آبپوشیده می‌شوند).

۴) یون‌های آبپوشیده در سرتاسر محلول پراکنده و پخش می‌شوند؛ به طوری که می‌توان محلول آب نمک را محلولی محتوی یون‌های $Na^+(aq)$ و $Cl^-(aq)$ دانست.



عوامل مؤثر بر انحلال پذیری گازها در آب -

انحلال گازها در آب به نوع گاز، دمای آب، فشار گاز بالای سطح آب و میزان نمک موجود در آب بستگی دارد.

۱- نوع گاز: به طور کلی تشکیل پیوند هیدروژنی، قطبی بودن مولکول‌های گاز، داشتن جرم و حجم زیاد و واکنش شیمیایی با آب سبب افزایش انحلال پذیری گازها در آب می‌شود.

الف) **قطبی بودن مولکول‌های گاز:** مولکول‌های آب قطبی می‌باشند؛ همان‌طور که در قسمت قبل خواندیم، «شبيه، شبيهه» را در خود حل می‌کند. از این رو هر چه قطبیت مولکول‌های یک گاز بیشتر باشد، میزان انحلال پذیری آن در آب بیشتر خواهد بود.

$NO > O_2$: انحلال پذیری در آب $\rightarrow NO > O_2$: قطبیت مولکول‌های گاز

ب) **جرم و حجم مولکول‌های گاز:** به طور کلی هر چه جرم و حجم مولکول‌های یک گاز بیشتر باشد، امکان ایجاد نیروهای بین مولکولی قوی‌تر با آب وجود داشته و در نتیجه میزان انحلال پذیری آن در آب بیشتر خواهد بود. برای نمونه، در شرایط یکسان:

$O_2 > N_2$: انحلال پذیری در آب $\rightarrow O_2 > N_2$: جرم و حجم مولکول‌های گاز

پ) **توانایی تشکیل پیوند هیدروژنی با مولکول‌های آب:** گازهایی که مولکول‌های آن‌ها می‌توانند با مولکول‌های آب پیوند هیدروژنی تشکیل دهند، انحلال پذیری زیادی در آب دارند. برای نمونه انحلال پذیری گاز آمونیاک در آب بسیار زیاد است.

ت) **واکنش شیمیایی با آب:** اغلب اکسیدهای نافلزگی گاز شکل مانند CO_2 ، SO_2 و ... با آب واکنش می‌دهند؛ از این رو انحلال پذیری نسبتاً زیادی در آب دارند. برای مثال:

مثال در فشار و دمای یکسان، انحلال پذیری گاز CO_2 از گاز NO بیشتر است؛ زیرا اگرچه مولکول‌های CO_2 ناقطبی هستند ولی به علت واکنش با مولکول‌های آب و داشتن حجم و جرم مولکولی بالاتر، انحلال پذیری بیشتری نسبت به NO دارد.

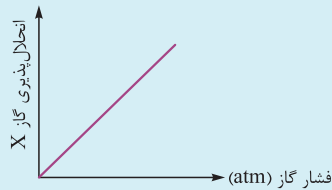
● مقایسه انحلال پذیری در آب: N_2 (جرم مولی کمتر) $> O_2$ (جرم مولی بیشتر) $> NO$ (قطبی بودن) $> CO_2$ (واکنش شیمیایی با آب)

۲. اثر فشار بر انحلال پذیری گازها: در دمای ثابت، انحلال پذیری گازها با فشار گاز بالای محلول رابطه مستقیم دارد، یعنی با افزایش فشار، نفوذ مولکول‌های گاز در آب، بیشتر شده و انحلال پذیری گاز افزایش می‌یابد.

● قانون هنری: در دمای ثابت، انحلال پذیری گازها در آب با فشار گاز رابطه مستقیم دارد.



نکات مهم

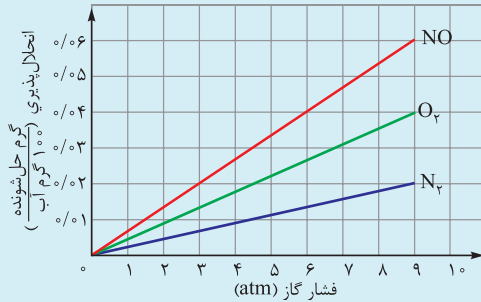


۱ نمودار انحلال پذیری گازها برحسب فشار به صورت خط راست با شیب مثبت است. از طرفی انحلال پذیری گازها در فشار صفر اتمسفر برابر صفر است؛ از این رو می توان نتیجه گرفت که در دمای ثابت، با n برابر شدن فشار گاز، انحلال پذیری n برابر می شود.

۲ معادله کلی انحلال پذیری گازها برحسب فشار به صورت زیر می باشد:

$$S = KP$$

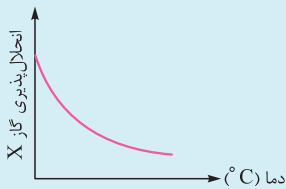
S (انحلال پذیری گاز)، P (فشار گاز) و K (شیب نمودار انحلال پذیری است که به نوع گاز، دما و ... بستگی دارد).



۳ هر گازی که انحلال پذیری بیشتری در آب داشته باشد، تأثیر فشار نیز بر انحلال پذیری آن بیشتر است.

۳. اثر دما بر انحلال پذیری گازها: در فشار ثابت، انحلال پذیری گازها با دما رابطه عکس دارد؛ یعنی با افزایش دما، انحلال پذیری گازها در آب کاهش می یابد.

نکته



نمودار انحلال پذیری گازها برحسب دما در فشار ثابت به صورت یک منحنی نزولی غیرخطی می باشد و در فشار ثابت، با n برابر شدن دما انحلال پذیری $\frac{1}{n}$ برابر نمی شود.

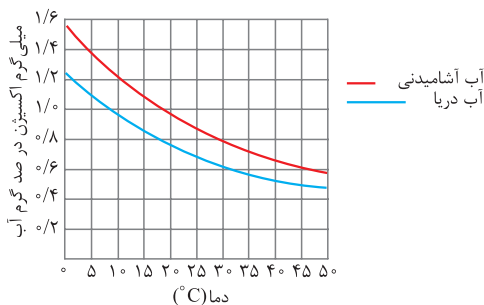
نکات مهم

۱ در هوای گرم، به دلیل کم تر شدن انحلال پذیری گاز اکسیژن در آب، ماهی ها به سطح آب می آیند.

۲ انحلال گازها در آب، با تولید گرما (گرماده) همراه است.

۴. اثر غلظت یون ها بر انحلال پذیری برخی گازهای ناقطبی مانند O_2 : انحلال پذیری گازهای ناقطبی با افزایش انحلال انواع نمک ها در آب، کاهش می یابد؛ زیرا با انحلال نمک ها در آب، بین یون های حاصل و مولکول های آب نیروی جاذبه یون - دوقطبی ایجاد می شود و تمایل مولکول های آب برای آبپوشی مولکول های گاز کم شده در نتیجه انحلال پذیری آن ها کاهش می یابد.

مثال نمودار انحلال پذیری گاز اکسیژن در آب آشامیدنی و آب دریا:





– الکترولیت های بدن –

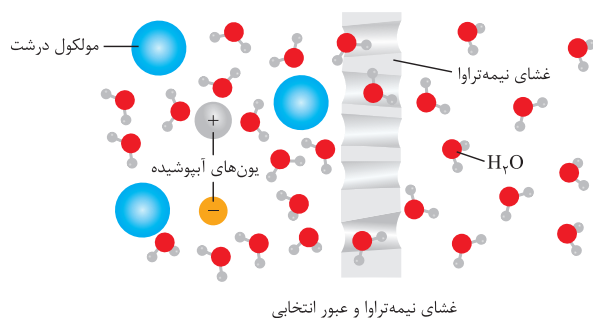
- ۱ کنترل احساسات و حرکات ما هنگامی رخ می دهد که محیط شیمیایی مناسبی برای ایجاد و برقراری جریان الکتریکی فراهم شود.
- ۲ محیط شیمیایی موجود در بدن ما یک محلول آبی محتوی یون های گوناگون مانند Na^+ ، K^+ ، Cl^- و ... است.
- ۳ احساس خستگی پس از انجام یک فعالیت بدنی سنگین، ناشی از کاهش چشمگیر یون های Na^+ ، K^+ ، Cl^- و ... در مایع های بدن است، از این رو نوشیدن محلول هایی حاوی این یون ها ضروری است.
- ۴ یکی از مهم ترین یون ها در الکترولیت های بدن، یون پتاسیم (K^+) است؛ به طوری که نیاز روزانه بدن هر فرد بالغ به یون پتاسیم دو برابر یون سدیم است ولی از آن جا که بیشتر مواد غذایی حاوی یون پتاسیم هستند، کمبود آن به ندرت احساس می شود.
- ۵ وجود یون پتاسیم برای تنظیم و عملکرد مناسب دستگاه عصبی بسیار ضروری است به طوری که انتقال پیام های عصبی در عصب ها بدون وجود این یون امکان پذیر نیست و اختلال در حرکت این یون مانع از انتقال پیام های عصبی می شود و گاهی در موارد شدید منجر به مرگ می شود.

– ردپای آب در زندگی –

- ۱ روزانه هر فرد در حدود ۳۵۰ لیتر آب مصرف می کند که این مقدار آب افزون بر نوشیدن، شامل پخت و پز، شست و شوی لباس و ... می باشد. از طرفی مصرف آب به فعالیت های روزانه هر شخص محدود نمی شود؛ بلکه روزانه در صنایع گوناگون حجم بسیار زیادی آب استفاده می شود.
- ۲ در میان صنایع، کشاورزی بیشترین حجم آب مصرفی را به خود اختصاص داده است.
- ۳ بررسی ها نشان می دهد که برای تولید هر وسیله، کالا یا فراورده مقدار معینی آب نیاز است.
- ۴ ردپای آب را نیز همانند ردپای کربن دی اکسید می توان برای هر فرد تعریف کرد. در واقع ردپای آب برای هر فرد نشان می دهد که آن فرد چه مقدار از آب قابل استفاده و در دسترس را مصرف می کند و در نتیجه چه مقدار از حجم منابع آبی کم می شود. این میزان، همه آبی را که در تولید کالاها، ارائه خدمات و فعالیت های گوناگون مصرف می شود، نشان می دهد.
- توجه هرچه ردپای آب ایجاد شده سنگین تر باشد، منابع آب شیرین بیشتر مصرف می شوند و زودتر به پایان می رسند.
- ۵ میانگین ردپای آب برای هر فرد در یک سال در حدود یک میلیون لیتر (۱۰۰۰ متر مکعب) است.
- ۶ میزان مصرف آب برای تولید برخی مواد به صورت زیر است:

یک کیلوگرم گوجه فرنگی > یک کیلوگرم گندم > ۱۰۰ گرم شکلات > یک بلوز نخی > یک کیلوگرم چرم: میزان مصرف آب

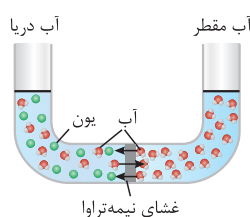
– پدیده اسمز و اسمز معکوس –



غشای نیمه تراوا و عبور انتخابی

- ۱ غشای نیمه تراوا: دیواره ای است که دارای روزهایی می باشد که ذره های سازنده مواد می توانند از آن عبور کنند (دارای نفوذپذیری انتخابی)؛ به گونه ای که این روزه ها فقط اجازه گذر به برخی (نه همه!) از ذره ها و مولکول های کوچک مانند آب و یون ها را می دهند و از گذر مولکول های درشت تر جلوگیری می کنند.
- ۲ اگر مطابق شکل زیر حجم های برابری از آب دریا و آب مقطر را به وسیله یک غشای نیمه تراوا که تنها اجازه عبور مولکول های

آب را می دهد جدا کنیم، مولکول های آب در هر دو جهت حرکت می کنند اما سرعت حرکت آن ها از سمت آب مقطر به سمت آب دریا بیشتر است.



- ۳ با گذشت زمان مولکول های آب به صورت خودبه خودی از آب مقطر (محلول رقیق) به آب دریا (محلول غلیظ) منتقل می شوند و در نتیجه حجم و ارتفاع آب مقطر کاهش و حجم و ارتفاع آب دریا افزایش می یابد و به این ترتیب غلظت آب دریا کاهش می یابد.
- ۴ با رقیق تر شدن محلول، به تدریج به جایی می رسیم که سرعت حرکت مولکول های آب در دو جهت برابر شده و به تعادل می رسد. در حالت تعادل، حرکت مولکول های آب درون غشا در هر دو جهت ادامه می یابد اما به دلیل برابری سرعت آن ها، غلظت و حجم محلول ها ثابت می ماند.

نکته مهم

هرچه غلظت محلول بیشتر ← اختلاف ارتفاع دو مایع در دو طرف غشا، بیشتر ← فشار اسمزی بیشتر

مثال هنگامی که میوه‌های خشک مانند مویز و حبوبات درون آب قرار می‌گیرند، مولکول‌های آب، خودبه‌خود از محیط رقیق، با گذر از روزنه‌های دیواره سلولی، به محیط غلیظ (بافت میوه) می‌روند و در نتیجه میوه و حبوبات آبدار و متورم می‌شوند. در این فرایند برخی نمک‌ها، ویتامین‌ها و ... از بافت میوه به آب راه می‌یابد.

این در حالی است که خیار در آب شور چروکیده می‌شود؛ زیرا آب به طور خودبه‌خودی از درون خیار (محیط رقیق) به درون آب شور (محیط غلیظ) انتقال می‌یابد.

۵ در فرایند اسمز، زمانی که تمایل آب به عبور از غشا با فشاری که ستون مایع وارد می‌کند، برابر شود، اسمز در ظاهر متوقف می‌شود. فشار لازم برای توقف ظاهری اسمز را فشار اسمزی می‌گویند.

نکته

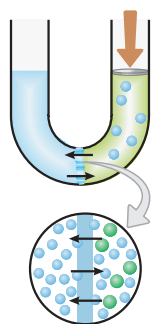
نکته محاسباتی

در پدیده اسمز، کاری به جنس محلول‌ها نداریم! فقط C_M ذرات حل‌شونده در محلول‌ها را محاسبه می‌کنیم و اسمز زمانی متوقف می‌شود که C_M ذرات (یون‌ها و مولکول‌ها) برابر شوند.

۶ با توجه به توضیحات ارائه‌شده در بالا، به کمک فرایند اسمز نمی‌توان از آب دریا نمک‌زدایی کرد و آب شیرین به دست آورد.

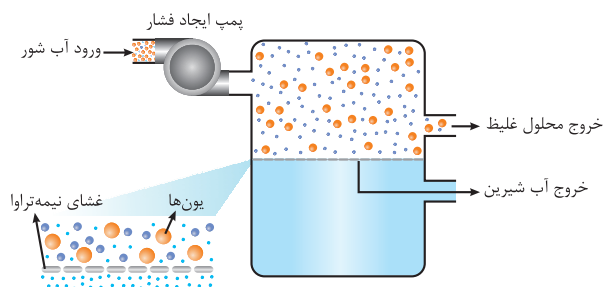
۷ مطابق شکل، با اعمال نیرو بر سطح محلول غلیظ (آن‌قدر که فشار واردشده بر محلول بیشتر از فشار اسمزی باشد!)، عکس فرایند اسمز رخ می‌دهد. یعنی مولکول‌های آب از محلول غلیظ به سمت آب مقطر (یا محلول رقیق) مهاجرت می‌کنند؛ از این رو به این فرایند، اسمز وارونه (معکوس) می‌گویند.

۸ در فرایند اسمز معکوس، با گذشت زمان، مولکول‌های آب به صورت غیرخودبه‌خودی (با اعمال نیرو بر سطح محلول غلیظ‌تر) از محلول خارج شده و به طرف دیگر غشای نیمه‌تراوا جابه‌جا می‌شوند. از این رو حجم و ارتفاع آب مقطر افزایش و حجم محلول کاهش می‌یابد و به این ترتیب غلظت محلول (غلظت) افزایش می‌یابد.

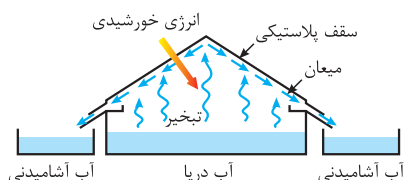


| ویژگی | فرایند | اسمز | اسمز معکوس |
|--|-----------------------------------|-----------------------------------|-----------------------------------|
| جهت خالص انتقال مولکول‌های حلال (آب) | از محلول رقیق‌تر به محلول غلیظ‌تر | از محلول غلیظ‌تر به محلول رقیق‌تر | از محلول غلیظ‌تر به محلول رقیق‌تر |
| تغییر غلظت محلول‌ها با گذشت زمان | محلول رقیق | غلظت‌تر می‌شود | رقیق‌تر می‌شود |
| | محلول غلیظ | رقیق‌تر می‌شود | غلظت‌تر می‌شود |
| تغییر حجم و ارتفاع محلول‌ها با گذشت زمان | محلول رقیق | کاهش می‌یابد | افزایش می‌یابد |
| | محلول غلیظ | افزایش می‌یابد | کاهش می‌یابد |
| نوع فرایند | خودبه‌خودی | غیرخودبه‌خودی (اعمال فشار) | غیرخودبه‌خودی (اعمال فشار) |

۹ به کمک روش اسمز معکوس می‌توان از آب دریا که حاوی انواع حل‌شونده‌ها است، نمک‌زدایی کرد و آب شیرین به دست آورد.

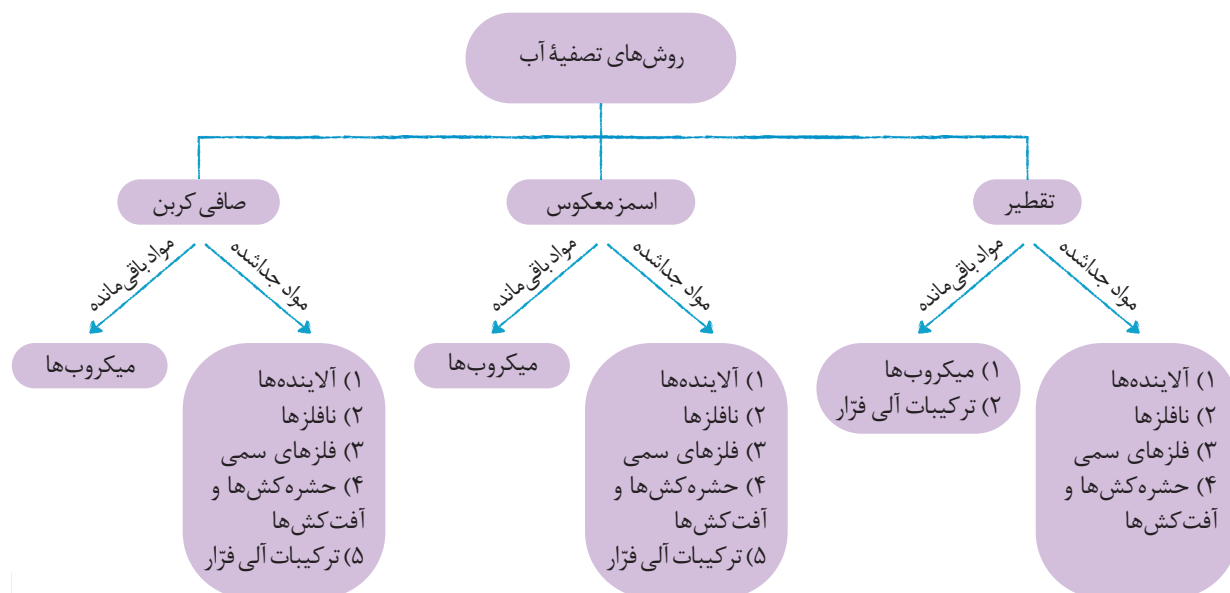


۱۵ از دستگاه زیر برای تهیه آب شیرین از آب دریا به روش اسمز معکوس استفاده می‌شود. در این دستگاه با استفاده از یک پمپ ایجاد فشار، به آب دریا فشار (بیشتر از فشار اسمزی) اعمال می‌کنند و آب با گذر از غشای نیمه‌تراوا در قسمت پایین دستگاه ذخیره شده و از دستگاه خارج می‌شود.



۱۱ یکی دیگر از روش‌های تهیه آب شیرین از آب دریا، روش تقطیر است. تقطیر عبارت است از تبخیر و سپس میعان! (فرایندی کاملاً فیزیکی)

– بررسی برخی روش‌های تصفیه آب –



نکات مهم

- آب به‌دست‌آمده از روش‌های اسمز معکوس و صافی کربن نسبت به روش تقطیر، آلاینده کم‌تری دارد.
- از آن‌جا که به کمک هیچ‌یک از سه روش نمی‌توانیم میکروب‌های موجود در آب را از بین ببریم، آب تصفیه‌شده در این روش‌ها را باید پیش از مصرف کلرزنی کرد.