

مولالیته

مولالیته یک محلول عبارت از تعداد مولهای ماده حل شده در کیلوگرم حلال. برای تهیه یک محلول مولال ۱ mol از ماده مورد نظر را (برابر با وزن مولکولی ماده) در ۱۰۰۰ گرم آب حل می کنند.

نگاه کلی

در تهیه محلولهای مولال، حجم نهایی محلول اهمیتی ندارد. زیرا محلولهای آبی ۱ مولال تهیه شده از مواد حل شده مختلف در ۱۰۰۰ گرم آب، حجمهای متفاوتی دارند.

اما همه این محلولها کسرهای مولی یکسانی از مواد حل شده و حلال دارند. در محلولهای خیلی رقیق آبی، مولالیته تقریبا با مولالیته برابر می شود، زیرا چگالی آب تقریبا برابر با یک می باشد و طبق رابطه $d = M / V$ ، یک کیلوگرم آب، تقریبا حجمی برابر با یک لیتر اشغال می کند.



تهیه یک محلول مولال

برای تهیه یک محلول مولال از یک جسم ، ابتدا جرم مولکولی آن را محاسبه کرده و سپس وزنی معادل جرم مولکولی آن را برحسب گرم وزن کرده و در ۱۰۰۰ گرم از حلال حل می کنیم. به عنوان مثال ، برای تهیه یک محلول آبی از اسید سولفوریک ، مقدار ۹۸ گرم از آن را در ۱ کیلوگرم آب حل می کنیم.

معمولا در آزمایشگاه برای تهیه محلولهای مولال از محلول غلیظ یک اسید یا باز ترجیح داده می شود که ابتدا با استفاده از رابطه $d = M / V$ ، وزن را به حجم تبدیل کرده و حجم معینی از محلول را که برابر با وزن مولکولی آن می باشد، توسط وسایل حجم سنجی (پی پت یا استوانه مدرج) برداشته و در ۱۰۰۰ گرم آب حل می کنیم تا یک محلول مولال بدست آید. دقیق بودن غلظت محلولهای مولال به دقیق بودن ترازوی مورد استفاده و دقت وسایل حجم سنجی بستگی دارد.

مزایای محلولهای مولال

یکی از فواید مولالیته ، مستقل بودن آن از درجه حرارت می باشد. یک محلول یک مولال که در ۲۰ درجه تهیه شده است، در ۱۰۰ درجه نیز در صورتی که هیچ مقدار ماده حل شده یا حلال بر اثر گرما از بین نرود، یک مولال خواهد بود. زیرا محلول مولال بر مبنای جرم اجزای سازنده آن تهیه شده است و جرم با دما تغییر نمی کند، برخلاف محلولهایی که بر اساس حجم کلی تهیه می شوند (محلولهای مولار و نرمال).

برای کارهای خیلی دقیق آزمایشگاهی ، بعلت کاهش مربوط به خطای حجم که در اثر تغییر دما صورت می گیرد، مولالیته بر مولاریته ترجیح داده می شود. اما از آنجا که تهیه محلولهای مولار در آزمایشگاه با سرعت و سهولت انجام می شود، برای کارهای معمولی و روزمره از غلظت مولار استفاده می شود.

محاسبات مربوط به مولاریته



کیلوگرم حلال /تعداد مولهای ماده حل شده $m =$

وزن مولکولی آن $m =$ ماده حل شده برحسب گرم وزن مولکولی /گرم حلال 1000

(از یک ماده مول ماده = ۱)

یا برای تهیه محلول مولال از یک محلول غلیظ

$d = m/v$ یا $v = m/d$ / یا $d \times 1000 \text{gr} = M$ مولالیته

d : دانسیته ، V : حجم ، M : وزن مولکولی ، m : مولاریته

خواص کولیگاتیو

برخی از خواص محلولها به جای ماهیت محلول ، به غلظت ذرات ماده حل شده بستگی دارد . این خواص را خواص کولیگاتیو می نامند . برای محلولهایی که شامل ماده حل شده غیر فرار هستند، این خواص عبارتند از: کاهش فشار بخار ، نزول نقطه انجماد ، صعود نقطه جوش و فشار اسمزی .

نگاه کلی

همه ما با خواص کولیگاتیو محلولها در زندگی روزمره سرو کار داریم، بدون این که اصطلاح علمی آن را بدانیم و یا علت وقوع چنین پدیدههایی را بتوانیم توضیح دهیم. به عنوان مثال ، در تهیه مربا و شربت به صورت علمی تجربه کرده ایم که محلول آب و شکر دیرتر از آب خالص می جوشد یا محلول آب و نمک و آب و شکر در دماهای پایینتر از دمایی که آب خالص یخ می بندد، منجمد می شوند. وقتی در رادیاتور ماشین برای جلوگیری از انجماد آب ، ضد یخ اضافه می کنیم، از پدیده نزول نقطه انجماد استفاده کرده ایم .



انجماد

پدیده اسمز در بسیاری از فرآیندهای زیستی نقش اساسی دارد. مواد غذایی و زائد با عمل اسمز از میان دیواره سلولهای بافتهای حیوانی عبور داده می‌شوند. سلولهای خونی در محلولهای غلیظ، آب از دست داده، چروکیده می‌شوند. به همین دلیل، باید محلولهای غذایی تزریقی به داخل سیاهرگ، باید دقیقا طوری تنظیم شود که فشار اسمزی خون (در حدود ۷.۷ اتمسفر) برابر باشد.

دیواره سلولهای گیاهی و جانوری به‌عنوان غشاهای نیمه‌تراوا عمل می‌کنند و در محلولهای قندی و نمکی، آب از دست داده، چروکیده می‌شوند. در زیر برخی از خواص کولیگاتیو را بررسی می‌کنیم.

کاهش فشار بخار

فشار بخار تعادل حلال بالای یک محلول کمتر از حلال خالص است. به تجربه دیده شده است که محلولهای آبی غلیظی مانند آب قند، آهسته‌تر از آب خالص تبخیر می‌شوند و این نشان‌دهنده کاهش فشار بخار آب بر اثر وجود ماده حل شده است. اگر

غلظت ماده حل شده به حد کافی زیاد باشد، بخار موجود در اتمسفر، مایع شده، بعد از ورود به محلول، آن را رقیق خواهد کرد. بررسی میزان کاهش فشار بخار نشان می‌دهد که این کاهش، یک خاصیت کولیگاتیو حقیقی است و مستقیماً به غلظت ماده حل شده بستگی دارد و مستقل از ماهیت مولکولهای حل شده است.

رابطه بین فشار بخار حلال و غلظت را می‌توان به این صورت بیان کرد:

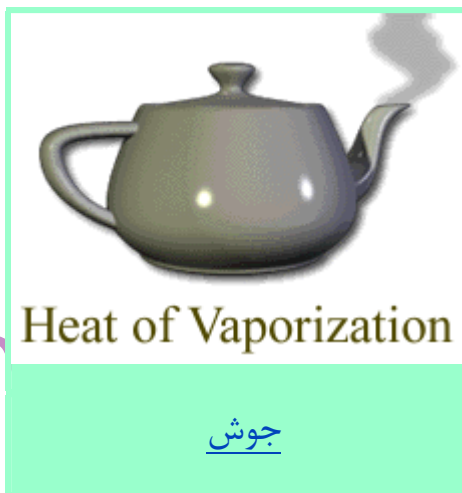
$$P^{\circ}_1 - P_1 = X_2 P^{\circ}_1$$

کمیت $P^{\circ}_1 - P_1$ ، اختلاف بین فشار بخار حلال در مایع خالص و در محلول است و همان، کاهش فشار بخار خواهد بود. بنابراین:

$$\Delta P = X_2 P^{\circ}_1 \text{ (کاهش فشار بخار)}$$

در این معادلات P_1 فشار بخار حلال روی محلول، X_1 کسر مولی حلال در محلول و P°_1 فشار بخار حلال خالص در همان دما، X_2 جزء مولی ماده حل شده.

صعود نقطه جوش



محلولی از ماده حل شده غیر فرار همواره در دمای بالاتر از نقطه جوش حلال می جوشد. در محلولهایی که رقیق هستند، صعود نقطه جوش مستقیماً به غلظت ماده حل شده بستگی دارد. صعود نقطه جوش محلولهایی را که مواد حل شده آنها غیر فرار هستند، می توان بر حسب کاهش

فشار بخار توجیه کرد. چون محلول مذبور در هر دمایی فشار بخاری کمتر از فشار بخار حلال خالص دارد، محلول مذبور باید برای جوش آمدن به دمای بالاتری برسد، یعنی رسیدن به این دما قبل از این که فشار بخار محلول برابر با فشار بیرون باشد، صورت گیرد. صعود نقطه جوش در یک محلول را از رابطه زیر بدست می آورند :

$$T_b = K_b \times m\Delta$$

در این معادله $T_b\Delta$ صعود نقطه جوش بر حسب درجه سلسیوس ، m مولالیت و K_b ثابت مربوط به حلال مورد نظر است K_b . برای آب 0.52 درجه می باشد. یعنی نقطه جوش یک مولال آبی ماده حل شده غیر فرار (قند و اوره 0.52 ...) بیشتر از نقطه جوش آب است .

نزول نقطه انجماد

محلولهای شامل مقدار کمی از ماده حل شده در دماهای پایینتر از حلال خالص منجمد یا ذوب می شوند. شیمیدانها از این روش برای بررسی خلوص جامداتی که در آزمایشگاه تهیه کرده اند، استفاده می کنند. با مقایسه نقطه ذوب نمونه تهیه شده با نمونه خالص ، میزان ناخالصی موجود در نمونه را حدس می زنند.

نزول نقطه انجماد هم مانند صعود نقطه جوش ، نتیجه مستقیم کاهش فشار بخار حلال بر اثر حضور ماده حل شده است . نقطه انجماد یک محلول دمایی است که در این دما فشار بخار حلال موجود در محلول مانند فشار بخار حلال جامد خالص است. این موضوع نشان می دهد که هنگام انجماد محلول ، حلال خالص (مثل یخ) جدا خواهد شد و در عمل هم این اتفاق می افتد. نزول نقطه انجماد هم متناسب با غلظت ماده حل شده است و از این رابطه بدست می آید:

$$T_f = K_f \times m\Delta$$

در این معادله $T_f\Delta$ صعود نقطه جوش بر حسب درجه سیلسیوس ، m غلظت مولال و K_f ثابت مربوط به حلال مورد نظر است.

جدول ثابتهای نقطه انجماد و نقطه جوش مولال چند حلال

حلال	نقطه انجماد بر حسب سیلسیوس	K_f	نقطه جوش بر حسب سیلسیوس	K_b
آب	0	1.86	100	0.52

2.93	1183.90	17	اسید استیک
2.53	805.10	5.50	بنزین
2.79	8120.2	6.5	سیکلوهگزان
5.95	20840.0	178	کافور

فشار اسمزی

اگر دو ظرف که یکی حاوی آب خالص و دیگری یک محلول آبی قند باشد، در یک محفظه قرار داده شوند، با گذشت زمان، سطح مایع در بشر شامل محلول بالا می‌رود، در حالیکه سطح آب خالص پایین می‌آید. در نتیجه، در اثر تبخیر و میعان، همه آب به محلول منتقل می‌شود. این اثر ناشی از اختلاف فشار بخار آب در دو بشر است که آب خود به خود از ناحیه‌ای که فشار بخارش بالاست، به نقطه‌ای که فشار بخارش پایین است، منتقل می‌شود. هوای داخل محفظه نسبت به مولکولهای آب تراوا می‌باشد.

غشاهایی وجود دارد که نسبت به مولکولهای حلال (مثل آب) تراوا هستند. اما مانع عبور مولکولهای ماده حل شده می‌شوند. فرآیندی را که طی آن، فقط حلال از غشای تراوا نفوذ می‌کند، اسمز معکوس می‌نامند. با اعمال فشار بر محلول، می‌توان مانع عبور مولکولهای آب از درون غشا به محلول مزبور شد.

مقدار فشار برونی که بتواند مانع عمل اسمزی شود، به نام فشار اسمزی محلول معروف است. فشار اسمزی یک محلول رقیق، یکی از خواص کولیگاتیو می باشد، زیرا با غلظت ماده حل شده نسبت مستقیم دارد و مستقل از ماهیت ماده حل شده است. فشار اسمزی از رابطه زیر حساب می شود:

$$\pi = MRT$$

در این معادله، π فشار اسمزی بر حسب اتمسفر، M مولاریته، R ثابت جهانی گازها ($0.0821 \text{ Lit.atm/mol}^\circ\text{K}$) و T دما بر حسب کلوین می باشد. چون $M = n/V$ که در آن n تعداد مولها و V حجم هستند، بنابراین

$$\pi V = nRT .$$