

نام دبیر: علی سلوکی

شماره جلسه: هفدهم

نام درس و مقطع و رشته: شیمی ۳ و آزمایشگاه  
تاریخ جلسه:

نام پشتیبان:

نام آموزشگاه: فرصت برابر

مبحث

آنتروپی و انحلال- انحلال پذیری گازها در آب

۸۳ تا ۸۷

صفحه‌ی کتاب درسی

نام کتاب	من در کلاس مل می‌کنم	فوتدان در زنگ کار در کلاس مل کنید	فوتدان در منزل مل کنید
کتاب درسی	خودارایا مائید صفحه ۸۴	همچون دانشمندان صفحه ۸۵ و صفحه ۸۶	فکر کنید صفحه ۸۴
کتاب آبی			
کتاب دوسالانه	۳۳۶R ۳۴۲R ۳۴۵R ۳۴۹R	۳۳۴R ۳۳۹R ۳۴۰R ۳۴۱R	۳۴۴R ۳۴۶R ۳۴۸R ۶۴۸L

### « نقش آنتالپی و آنتروپی در انحلال »

تغییر آنتروپی در فرآیند انحلال:

۱- حل شدن جامد در مایع اغلب با افزایش آنتروپی همراه است: زیرا ذره های تشکیل دهنده یک جامد بلوری، آرایش بسیار منظمی دارند و در اثر حل شدن، ذره ها از این حالت بسیار منظم خارج شده، درون مایع پراکنده می شوند و ضمن تحرک پیوسته، آزادی عمل بیش تری پیدا می کنند.

۲- حل شدن مایع در مایع نیز در جهت افزایش آنتروپی است: زیرا دو مایع که در یک دیگر حل می شوند، حجم بیش تری نسبت به دو مایع جدا از یک دیگر پیدا می کنند. بنابراین در این فضای بزرگ تر آزادی عمل و تحرک ذره های دو مایع در حالت محلول بیش تر می شود.

۳- حل شدن گاز در مایع با کاهش آنتروپی همراه است: زیرا بین ذره ها در حالت گازی نیروی جاذبه ناچیزی وجود دارد و از این رو آزادی عمل بیش تری دارند. هنگامی که گازی در یک حلال مایع حل می شود، نیروی جاذبه بین ذره ای افزایش یافته، آزادی عمل آن ها کم تر می شود. به عبارتی این نیروهای جاذبه ای از تمایل آن به بی نظمی می کاهند.

انواع انحلال (با توجه به آنتالپی و آنتروپی):

۱- انحلال گرماده ( $\Delta H < 0$ ) با افزایش بی نظمی ( $\Delta S > 0$ ):

در این انحلال هر دو عامل آنتالپی و آنتروپی مساعد است و همواره خودبه خود است. مانند انحلال اسیدها و بازها در آب یا انحلال اتانول و متانول در آب یا انحلال  $CaCl_2$  در آب (که در بسته های تولیدکننده گرما استفاده می شود).

۲- انحلال گرماده ( $\Delta H < 0$ ) با کاهش بی نظمی ( $\Delta S < 0$ ):

در این انحلال آنتالپی عامل مساعد و آنتروپی نامساعد است. این انحلال در دمای پایین خودبه خود انجام می شود. مانند انحلال گازها (غیر از گازهای نجیب) در آب.

۳- انحلال گرماگیر ( $\Delta H > 0$ ) با افزایش بی نظمی ( $\Delta S > 0$ ):

در این انحلال آنتالپی عامل نامساعد و آنتروپی عامل مساعد است. این انحلال در دمای بالا خودبه خود انجام می شود. مانند انحلال  $NaCl$  در آب یا انحلال آمونیوم نیترات ( $NH_4NO_3$ ) در آب (که در بسته های تولیدکننده سرما استفاده می شود).

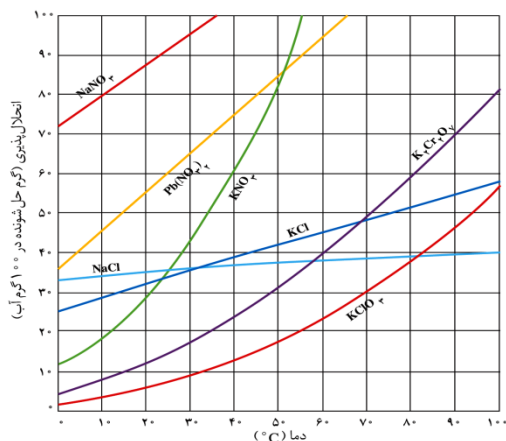
۴- انحلال گرماگیر ( $\Delta H > 0$ ) با کاهش بی نظمی ( $\Delta S < 0$ ):

در این انحلال هر دو عامل آنتالپی و آنتروپی نامساعد است و همواره غیرخودبه خود است و انحلال صورت نمی گیرد. مانند انحلال گازهای نجیب در آب.

### « اثر دما بر انحلال پذیری ترکیب های یونی »

انحلال پذیری (قابلیت حل شدن): بیش ترین مقدار ماده ای است که در یک دمای معین می تواند در ۱۰۰ گرم آب حل شود. این مقدار را برحسب گرم جسم حل شونده در ۱۰۰g آب بیان می کنند.

منحنی انحلال پذیری: بستگی انحلال پذیری یک ماده به دما را می توان به کمک نموداری نشان داد که منحنی انحلال پذیری نامیده می شود. به کمک این نمودار می توان انحلال پذیری یک ماده را در هر دمایی به دست آورد.



## انواع محلول ها:

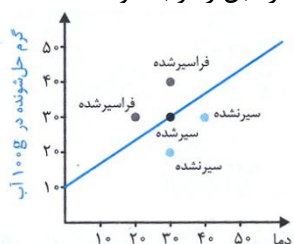
**محلول سیر نشده:** محلولی که هنوز می تواند ماده حل شونده بیش تری را در خود حل کند و هر نقطه ای که جایگاه آن پایین تر از منحنی باشد نشان دهنده یک محلول سیر نشده است.

**محلول سیر شده:** محلولی که هنوز نمی تواند ماده حل شونده بیش تری را در خود حل کند و جایگاه هر نقطه روی منحنی انحلال پذیری نمایانگر یک محلول سیر شده در آن دما است.

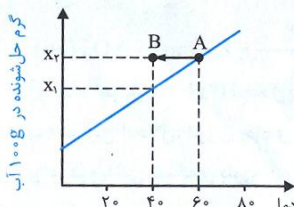
☑ **توجه:** در اثر افزودن مقدار اضافی نمک به محلول سیر شده، همان مقدار نمک رسوب خواهد داد.

**محلول فراسیر شده:** محلولی است که بیش از قابلیت انحلال، حل شونده دارد و در منحنی انحلال پذیری هر نقطه بالاتر از منحنی نشان دهنده یک محلول فراسیر شده است.

☑ **توجه:** در اثر افزودن مقدار اضافی نمک به محلول فراسیر شده، همان مقدار نمک به علاوه مقدار اضافی حل شده از قبل رسوب خواهد داد.



نمودار مقابل نمونه هایی از هر یک از محلول های فوق را نشان می دهد:



## نحوه تهیه محلول فراسیر شده:

در یک دمای معین (مثلاً  $60^{\circ}\text{C}$ ) یک محلول سیر شده می سازیم (نقطه A) سپس محلول را به آرامی یعنی طوری که حل شونده رسوب نکند سرد می کنیم (مثلاً تا  $40^{\circ}\text{C}$ ) در این حالت در دمای  $40^{\circ}\text{C}$  محلول به دست آمده، یک محلول فراسیر شده است. (نقطه B)

## « انحلال پذیری گازها در آب »

**انحلال پذیری گازها در آب به عوامل زیر بستگی دارد:**

۱- **اثر دما:** با کاهش دما انحلال پذیری گازها در آب افزایش می یابد. زیرا انحلال گازها در آب گرماده بوده و در انحلال گرماده با کاهش دما انحلال پذیری افزایش می یابد.

۲- **اثر فشار:** با افزایش فشار طبق قانون هنری انحلال پذیری گازها در آب افزایش می یابد.  
**قانون هنری:** انحلال پذیری گازها با فشار همان گاز در بالای محلول رابطه مستقیم دارد.

☑ **توجه:** قانون هنری با فرض عدم واکنش گاز با مایع است.

۳- **نوع گاز:** با افزایش قطبیت و حجم مولکول های گاز، انحلال پذیری گاز افزایش می یابد.  
جدول زیر انحلال پذیری چند گاز در آب در فشار ۱ اتمسفر و دمای  $25^{\circ}\text{C}$  را نشان می دهد.

HCl	$\text{NH}_3$	$\text{CO}_2$	$\text{O}_2$	$\text{N}_2$	گاز
۶۹/۵	۴۷/۰	۰/۱۴۵	۰/۰۰۳۹	۰/۰۰۱۸	انحلال پذیری ( $\frac{\text{g}}{100\text{gH}_2\text{O}}$ )

از داده های جدول بالا می توان دریافت که انحلال پذیری گازهای مختلف با هم متفاوت است.

در توجیه این تفاوت ها می توان به موارد زیر اشاره کرد:

۱- از آن جا که محلول HCl در آب یک اسید قوی است و به طور کامل در آب یونیزه می شود، یون های حاصل به شدت آب پوشی می شوند و جاذبه قوی ناشی از آب پوشی یون ها، باعث پیشرفت خودبه خودی انحلال می شود. به همین دلیل انحلال پذیری گاز HCl در آب زیاد است.

۲- گاز  $\text{NH}_3$  به خوبی می تواند با مولکول های آب پیوند هیدروژنی برقرار کند. به همین جهت انحلال پذیری آن از گازهای  $\text{CO}_2$ ،  $\text{O}_2$  و  $\text{N}_2$  بیش تر است.

۳- چون مولکول  $\text{CO}_2$  نسبت به مولکول های  $\text{O}_2$  و  $\text{N}_2$  حجم بیش تری دارد و ابر الکترونی اتم های آن راحت تر جابه جا می شوند و راحت تر تشکیل دوقطبی های القایی می دهد، لذا با مولکول های آب جاذبه قوی تری برقرار می کند و انحلال پذیری بالاتری نسبت به گازهای  $\text{O}_2$  و  $\text{N}_2$  دارد.

۴- چون پیوند بین اتم های نیتروژن سه گانه است و نسبت به پیوند میان اتم های اکسیژن که دوگانه است کوتاه تر بوده و قابلیت جابه جایی ابر الکترونی اتم ها در مولکول نیتروژن کم تر است بنابراین مولکول  $\text{N}_2$  سخت تر دوقطبی های القایی ایجاد می کند و جاذبه آن با مولکول های قطبی آب کم تر است.