

فودتان در منزل مل کنید				فودتان در زنگ کار در کلاس مل کنید				من در کلاس مل می‌کنم				نام کتاب
فکر کنید صفحه ۸۰ / خود را بیازمائید صفحه ۸۰								فکر کنید صفحه ۷۹ / فکر کنید صفحه ۸۱				کتاب درسی
												کتاب آبی
۳۳۲R	۳۳۲R	۳۳۱R	۳۳۶R	۳۳۵R	۳۳۳R	۳۳۰R	۳۱۴R	۳۳۳R	۳۳۲R	۳۱۹R	۳۱۶R	کتاب دوسالانه

« چگونگی انحلال پذیری مواد »

انحلال پذیر بودن یا نبودن ماده حل‌شونده در حلال بر اساس نوع و مقدار نیروی جاذبه (برهم‌کنش) موجود بین ذره های تشکیل‌دهنده ماده حل‌شده و حلال پیش از مجاورت با یک دیگر قابل پیش بینی است. به طور کلی بر اساس قاعده «شبيهه، شبيهه را در خود حل می کند» می توان انحلال پذیری بسیاری از مواد را پیش بینی نمود.

توجه: ترکیب های یونی و قطبی را می توان شبیه در نظر گرفت.

برای بررسی انحلال پذیری می توان آن ها را به چند دسته طبقه بندی نمود.

انحلال پذیری ترکیب یونی و قطبی در حلال قطبی:

به عنوان نمونه انحلال LiCl در آب را در نظر می گیریم. LiCl یک ترکیب یونی است که در آن یون های Li^+ و Cl^- در یک شبکه بلور قرار دارند و با پیوند یونی یک دیگر را به شدت جذب می کنند. آب مولکول هایی قطبی دارد به طوری که در یک سر (اتم های H) بار جزئی مثبت و در سر دیگر (اتم O) بار جزئی منفی دارند. هنگامی که LiCl در آب حل می شود، جاذبه ای قوی بین یون Cl^- و سر مثبت مولکول های آب ($H_2O \dots Li^+$) و یون Li^+ با سر منفی مولکول های آب ($H_2O \dots Li^+$) به وجود می آید. این جاذبه یون-دوقطبی انرژی لازم را برای جدا شدن یون Li^+ و Cl^- از شبکه بلور فراهم می آورد. به طور کلی ترکیب های یونی و مواد قطبی در یک دیگر حل می شوند.

نکته: میزان انحلال پذیری برای ترکیب های یونی مختلف، متفاوت است و به نوع یون های سازنده و ساختار بلوری آن ها بستگی دارد.

انحلال پذیری ترکیب ناقطبی در حلال ناقطبی:

به عنوان نمونه انحلال نفتالن در تولوئن را در نظر می گیریم. نفتالن یک ترکیب ناقطبی (جامد مولکولی) است که بین مولکول های آن نیروی جاذبه ضعیف وان دروالسی وجود دارد. برای جدا کردن مولکول های نفتالن و پراکنده کردن آن داخل مولکول های حلال به انرژی کمی نیاز است. این نیروی لازم در اثر ایجاد نیروهای بین ذره ای دوقطبی القایی-دوقطبی القایی بین مولکول های حلال و حل‌شونده ایجاد می شود. به طور کلی ترکیب های ناقطبی در حلال های ناقطبی به خوبی حل می شوند.

انحلال پذیری ترکیب های دارای پیوند هیدروژنی:

به عنوان نمونه انحلال اتانول در آب را در نظر می گیریم. در ترکیب هایی مانند اتانول نیروهای بین مولکولی از نوع پیوند هیدروژنی است. بین مولکول های قطبی آب نیز پیوند هیدروژنی وجود دارد. وقتی اتانول در آب حل می شود، پیوندهای هیدروژنی تازه ای بین مولکول های اتانول و مولکول های آب به وجود می آید. میزان این نیروهای جاذبه ای بین مولکولی به اندازه ای است که بر پیوندهای هیدروژنی بین مولکول های اتانول و پیوندهای هیدروژنی بین مولکول های آب غلبه کرده و انحلال اتانول در آب را سبب می شود. با توجه به انجام انحلال می توان نتیجه گرفت که پیوند هیدروژنی جدید قوی تر از پیوندهای هیدروژنی قبلی است.

$\begin{array}{c} H-O \cdots H-O \cdots \\ \quad \quad \\ H \quad \quad H \end{array}$	$\begin{array}{c} H-O \cdots H-O \cdots \\ \quad \quad \\ C_2H_5 \quad C_2H_5 \end{array}$	$\begin{array}{c} H-O \cdots H-O \cdots \\ \quad \quad \\ H \quad \quad C_2H_5 \end{array}$
(پیوند هیدروژنی بین مولکول های آب)	(پیوند هیدروژنی بین مولکول های اتانول)	(پیوند هیدروژنی بین مولکول های آب و اتانول)

توضیح بیشتر: در تشکیل پیوند هیدروژنی هر چه مقدار بار جزئی مثبت هیدروژن و بار جزئی منفی اتم N، O، F بیش تر باشد، پیوند هیدروژنی قوی تر خواهد بود. گروه های آلکیل (مانند CH_3 و C_2H_5) دهنده الکترون محسوب می شوند و به این ترتیب بار جزئی منفی در اتم اکسیژن در الکل افزایش می یابد. از آن جا که اکسیژن در الکل بار جزئی منفی بیش تری پیدا می کند تمایل کم تری برای کشیدن جفت الکترون پیوندی خود با هیدروژن دارد و اتم هیدروژن در الکل ها نسبت به اتم هیدروژن در آب بار جزئی مثبت کم تری دارد. بنابراین پیوند هیدروژنی بین مولکول های آب و اتانول قوی تر از پیوند هیدروژنی بین مولکول های آب یا پیوند هیدروژنی بین مولکول های اتانول است.

با توجه به توضیح بالا می توان گفت پیوند هیدروژنی بین مولکول آب و اتانول قوی تر از پیوند هیدروژنی بین مولکول آب و متانول و آن هم قوی تر از پیوند هیدروژنی بین مولکول های آب است.

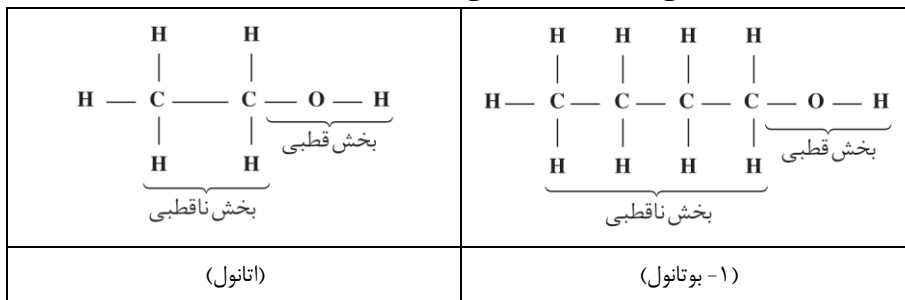
عدم انحلال پذیری ترکیب های یونی و قطبی در حلال ناقطبی:

۱- به عنوان نمونه ترکیب یونی LiCl و حلال تولوئن را در نظر می گیریم. وقتی این دو با هم آمیخته می شوند، نیروی جاذبه بین یون های نمک و مولکول های تولوئن (یون-دوقطبی القایی) به اندازه ای نیست که بتواند بر پیوندهای یونی در شبکه بلوری LiCl غلبه کند.

۲- به عنوان نمونه دیگر تولوئن و آب (یا استون) را در نظر می‌گیریم. بین مولکول‌های آب پیوندهای قوی هیدروژنی (یا بین مولکول‌های استون نیروهای دوقطبی-دوقطبی) وجود دارد. نیروی جاذبه بین مولکول‌های تولوئن و آب (یا تولوئن و استون) از نوع دوقطبی-دوقطبی القایی است و به اندازه ای نیست که بتواند بر پیوند هیدروژنی (یا نیروهای دوقطبی-دوقطبی) در مولکول‌های آب (یا استون) غلبه کند.

انحلال پذیری مولکول‌های دارای یک بخش قطبی و یک بخش ناقطبی:

برخی از مولکول‌ها در ساختار خود یک بخش قطبی و یک بخش ناقطبی دارند. ۱- بوتانول و اتانول از این دست ترکیب‌ها هستند.



در اتانول برهم‌کنش‌های بین مولکولی از سمت بخش قطبی بر بخش ناقطبی غلبه دارد. به همین دلیل اتانول در آب که مولکول‌هایی قطبی دارد، حل می‌شود. در حالی که ۱- بوتانول بخش بیش تری از مولکول ناقطبی است. بنابراین در مقایسه با اتانول برهم‌کنش‌های بین مولکولی از سمت بخش ناقطبی افزایش می‌یابد. به همین دلیل ۱- بوتانول در مقایسه با اتانول به مقدار کم تری در آب حل می‌شود.

« آنتالپی انحلال »

فرایند انحلال با مبادله انرژی همراه است.

آنتالپی انحلال: تغییر آنتالپی مربوط به حل شدن یک مول حل‌شونده در مقدار زیادی حلال را گرمای انحلال یا آنتالپی انحلال ($\Delta H_{\text{انحلال}}$) می‌نامند.

آ) انحلال ترکیب کووالانسی (مولکولی) در آب:

این انحلال از دید مولکولی شامل سه مرحله است:

۱- جدا شدن مولکول‌های حل‌شونده از یک دیگر. این مرحله گرماگیر است.
 $(\Delta H_1 > 0)$

۲- جدا شدن مولکول‌های آب از یک دیگر. این مرحله نیز گرماگیر است.
 $(\Delta H_2 > 0)$

۳- پراکنده شدن همگن مولکول‌های حل‌شونده بین مولکول‌های آب. این مرحله گرماده است.
 $(\Delta H_3 < 0)$

مجموع انرژی‌های مبادله شده در سه مرحله بالا برابر است با گرمای انحلال.

$$\Delta H_{\text{انحلال}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

اگر $|\Delta H_3| > \Delta H_1 + \Delta H_2$ باشد: $\Delta H_{\text{انحلال}} > 0$ و انحلال گرماگیر است.

مانند انحلال شکر در آب

اگر $|\Delta H_3| < \Delta H_1 + \Delta H_2$ باشد: $\Delta H_{\text{انحلال}} < 0$ و انحلال گرماده است. مانند انحلال متانول در آب

ب) انحلال ترکیب یونی در آب:

انحلال یک ترکیب یونی در آب نیز شامل سه مرحله است:

۱- فروپاشی شبکه بلوری: این مرحله با صرف انرژی همراه است. بنابراین گرماگیر به شمار می‌آید. $(\Delta H > 0)$
 گرمای لازم برای فروپاشی شبکه: $\Delta H_{\text{شبكة}}$ نام دارد و برابر انرژی شبکه با علامت مثبت است.

انرژی شبکه: به مقدار انرژی آزاد شده به هنگام تشکیل یک مول جامد یونی از یون‌های گازی سازنده آن گفته می‌شود و علامت آن منفی است.
 ۲- جدا شدن مولکول‌های آب از یک دیگر: این مرحله نیز گرماگیر است. $(\Delta H > 0)$

۳- برقراری جاذبه قوی بین یون‌های ماده حل‌شونده و مولکول‌های آب: این مرحله گرماده است و طی آن انرژی زیادی آزاد می‌شود.
 $(\Delta H < 0)$

آب پوشی: احاطه شدن ذره‌های حل‌شونده توسط مولکول‌های آب را آب‌پوشی گویند.

در آب‌پوشی یون‌ها، نیروی جاذبه بین ذره‌ها از نوع یونی-دوقطبی است.

مجموع مراحل ۲ و ۳ را مرحله آب‌پوشی می‌نامند.

مرحله آب‌پوشی در مجموع گرماده است زیرا انرژی آزاد شده در مرحله (۳) همواره بیش تر از انرژی جذب شده در مرحله (۲) است. بنابراین $\Delta H_{\text{آب پوشی}} < 0$ است.

آنتالپی انحلال ترکیب یونی در آب برابر است با جمع جبری گرمای لازم برای فروپاشی شبکه بلوری و گرمای آزاد شده بر اثر آب‌پوشی یون‌های ماده حل‌شونده؛

$$\Delta H_{\text{انحلال}} = \Delta H_{\text{شبكة}} + \Delta H_{\text{آب پوشی}}$$