

گزینهدو



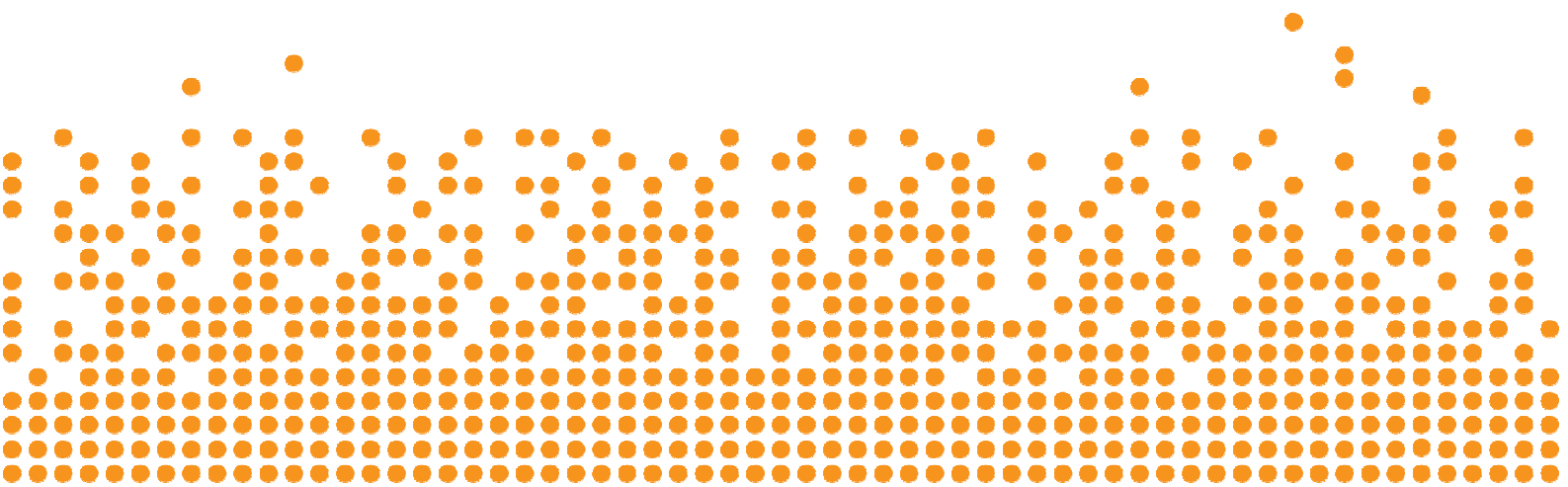
مؤسسه آموزشی فرهنگی



شیمی ۳

بخش سوم:

محلول‌ها



بخش سوم

محلول‌ها

تعاریف و مفاهیم مهم در ارتباط با محلول‌ها

انواع مواد:

عنصر: Fe و Au و Cu (گوگرد و اکسیژن) و ...	}	خالص (فقط از یک نوع ماده تشکیل شده‌اند)	}	مواد
ترکیب (یک ماده که از چند عنصر ساخته شده باشد): اتانول، آب خالص، سدیم کلرید، کربن دی‌اکسید و ...				
هوا، سکه، مایع‌های پاک‌کننده، بنزین و گازوئیل و آب مورد مصرف روزانه و ...	}	همگن یا محلول	}	ناخالص یا مخلوط (از چند نوع ماده تشکیل شده‌اند)
جامد (سکه‌ی طلا)				
مایع (آب نمک)	}	حالت فیزیکی محلول	}	ناخالص یا مخلوط (از چند نوع ماده تشکیل شده‌اند)
گاز (هوا)				
ناهمگن: (آب و نفت) و ...				

فاز:

- فاز بخشی از ماده است که تمام آن از نظر ترکیب شیمیایی و خواص فیزیکی یکسان باشد. وقتی که تغییر فازی انجام می‌شود، ماهیت شیمیایی ماده تغییر نمی‌کند \Leftarrow تغییر فازهایی مثل تبدیل جامد به مایع، مایع به بخار، جامد به بخار، مایع به جامد و بخار به جامد، تغییر فیزیکی هستند.

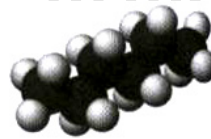
اجزای محلول:

- یک محلول دست کم از دو جزء تشکیل شده است: حلال و حل شونده.
- جزیی که حل شونده را در خود حل می‌کند و معمولاً مقدار بیشتری از محلول را تشکیل می‌دهد، حلال نام دارد. برای مثال در محلول آب نمک، آب حلال و نمک حل شونده است.
- اغلب محلول‌های موجود در طبیعت شامل یک حلال و چند ماده‌ی حل شونده‌اند. برای مثال در آب دریا، آب حلال و نمک‌های مختلف و هوای حل شده مواد حل شونده هستند.

انواع محلول:

- محلول آبی: محلولی که حلال آن آب باشد: آب فراوان‌ترین و رایج‌ترین و مهم‌ترین حلال است.
- محلول غیر آبی: محلولی که حلال آن جزو حلال‌های آلی یا غیر آبی باشد هگزان، اتانول و استون (پروپانون) به عنوان سه نمونه از حلال‌های غیر آبی در زیر مطرح شده‌اند.

آ. هگزان؛ آلکانی با ۶ اتم کربن است و مولکول‌هایی ناقصی دارد. این ماده حلال بسیار مناسبی برای تعداد زیادی از ترکیب‌های ناقصی است. هگزان مایعی بی‌رنگ و فراری است که از نفت خام به دست می‌آید و به عنوان رقیق‌کننده (تینر) برای رنگ‌های پوششی کاربرد دارد.



ب. اتانول؛ پس از آب، اتانول مهم‌ترین حلال صنعتی است. این مایع بی‌رنگ و فرار به هر میزان با آب مخلوط می‌شود. از الکل برای ضدعفونی کردن زخم‌ها و تولید مواد دارویی، آرایشی و بهداشتی نیز استفاده می‌شود.



پ. استون؛ حلال مناسبی برای چربی‌ها، رنگ‌ها و انواع لاک‌هاست. این مایع بی‌رنگ و فرار به هر نسبت در آب حل می‌شود و از جمله حلال‌های پرکاربرد در آزمایشگاه‌های شیمی به شمار می‌آید.



انحلال پذیری:

- «انحلال پذیری ماده» یا «قابلیت حل شدن»: بیشترین مقدار یک ماده (محلول سیر شده یا اشباع) که در دمای معین در ۱۰۰ گرم آب حل می‌شود. $\left(\frac{\text{حل شونده (g)}}{\text{آب (g)}} \right)$

به عنوان مثال وقتی می‌گوییم انحلال پذیری یک ماده ۰/۲۱ است یعنی در هر ۱۰۰ گرم آب، حداکثر ۰/۲۱ g از آن ماده می‌تواند حل شود.

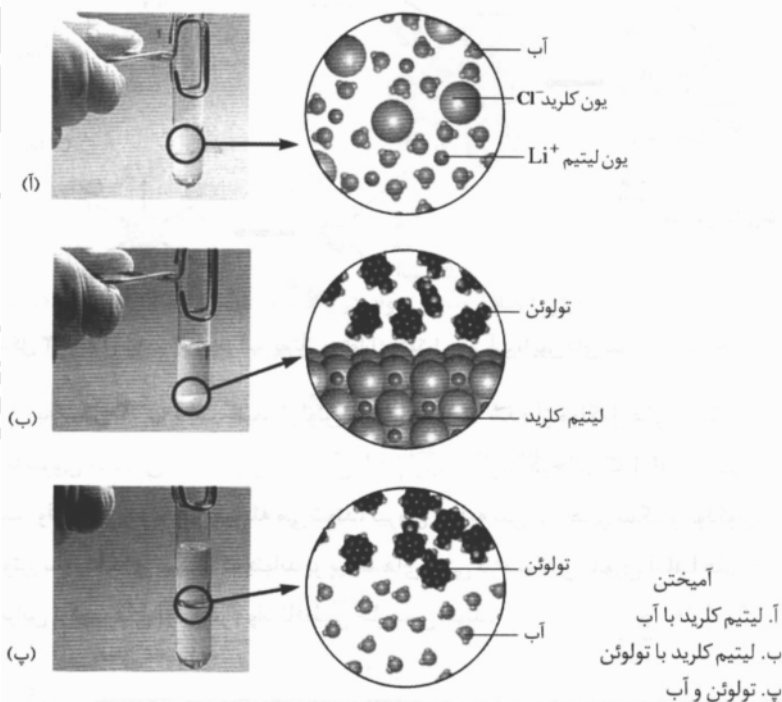
- محلول‌ها:
 - نامحلول: انحلال پذیری ترکیب کمتر از (۰/۰۱ g) حل شونده در ۱۰۰ گرم آب باشد.
 - کم محلول: انحلال پذیری ترکیب بین (۰/۰۱ g تا ۱ g) حل شونده در ۱۰۰ گرم آب باشد.
 - محلول: انحلال پذیری ترکیب بیشتر از (۱ g) حل شونده در ۱۰۰ گرم آب باشد.

نامحلول	کم محلول	محلول
۰/۰۱	۱	

توجه: دو مبحث (نامحلول، کم محلول یا محلول بودن ترکیب‌ها در آب) و (گرماده و گرماگیر بودن انحلال ترکیب‌ها در آب) در این فصل بسیار اهمیت دارند. لذا شما باید تمام مثال‌های کتاب را که در این باره مطرح شده‌اند، حفظ باشید.

نیروهای مؤثر در انحلال

- آسان‌ترین راه برای مشخص کردن انحلال پذیری دو ماده در یکدیگر، افزودن آن‌ها به هم و مشاهده پدیده‌ای است که رخ می‌دهد. همان‌طور که در مثال‌های زیر مشاهده می‌کنید در مورد (لیتیم کلرید با آب) دو ماده‌ی آمیخته شده، انحلال پذیرند ولی در مورد (لیتیم کلرید با تولوئن) و (تولوئن با آب) دو ماده‌ی آمیخته شده، انحلال ناپذیرند.



- برای پیش‌بینی انحلال پذیری دو ماده در یکدیگر بدون انجام آزمایش بایستی مجموع مقدار نیروهای جاذبه بین ذرات تشکیل‌دهنده‌ی حلال و نیروهای جاذبه‌ی ذرات ماده‌ی حل‌شدنی را با مقدار نیروهای جاذبه‌ی بین ذرات ماده‌ی حل‌شدنی و حلال، مقایسه کرد.
- دانشمندان اغلب برای انحلال پذیری مواد در یکدیگر این عبارت را به کار می‌برند: (شبيهه، شبيهه را در خود حل می‌کند). با این عبارت می‌توان گفت که مواد یونی و مولکولی قطبی شبيهه هم هستند، ولی مواد ناقطبی فقط شبيهه سایر مواد ناقطبی هستند. این عبارت خلاصه‌ی موارد زیر است:

- ترکیب‌های یونی و مواد قطبی در یکدیگر حل می‌شوند: (لیتیم کلرید و آب)
- ترکیب‌های یونی در مواد ناقطبی حل نمی‌شوند: (لیتیم کلرید در تولوئن)

- مواد قطبی در مواد قطبی حل می‌شوند: (شکر و آب)
- مواد قطبی و مواد ناقطبی در یکدیگر حل نمی‌شوند: (تولوئن و آب)
- مواد ناقطبی در مواد ناقطبی حل می‌شوند: (تولوئن در هگزان)

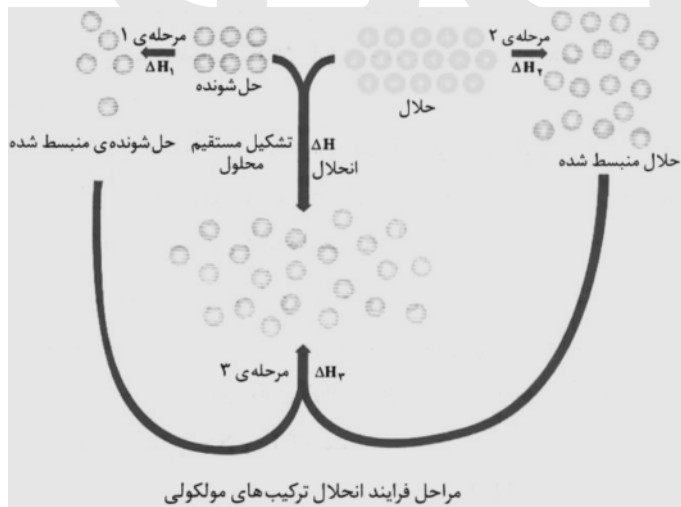
نکات:

- برخی از مولکول‌ها ساختار دو بخشی (بخش قطبی و بخش ناقطبی) دارند و بسته به اینکه بخش قطبی یا ناقطبی غالب باشد، مولکول قطبی یا ناقطبی می‌شود.
- به عنوان مثال بوتانول و اتانول از این دست ترکیب‌ها هستند. در اتانول بخش قطبی بر بخش ناقطبی غلبه دارد. به همین دلیل اتانول در مجموع مولکولی قطبی است و در آب که مولکول‌های قطبی دارد حل می‌شود. اما در بوتانول بخش بیشتری از مولکول ناقطبی است. به همین دلیل مولکول آن تقریباً ناقطبی است و به مقدار کم در آب حل می‌شود.
- مثال دیگر از این ترکیب‌ها دو ماده ویتامین A (رتینول) و ویتامین C (آسکوربیک اسید) می‌باشد:
 - در ویتامین A بخش ناقطبی به بخش قطبی غلبه دارد \Leftarrow ویتامین A تقریباً ناقطبی است \Leftarrow ویتامین A در چربی که ناقطبی است حل می‌شود.
 - در ویتامین C بخش قطبی به بخش ناقطبی غلبه دارد \Leftarrow ویتامین C تقریباً قطبی است \Leftarrow ویتامین C در آب که قطبی است حل می‌شود. البته درست‌تر این است که بگوییم ویتامین A تمایلش به انحلال در چربی بیشتر است و ویتامین C هم تمایلش به انحلال در آب بیش‌تر است.

آنتالپی یا گرمای انحلال ($\Delta H_{\text{انحلال}}$)

به تغییر آنتالپی مربوط به حل شدن یک مول حل شونده در مقدار زیادی حلال می‌گویند.

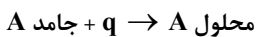
- انحلال هر ماده با تغییر گرما همراه است.
- فرآیند انحلال ترکیب‌های مولکولی (مثل شکر در آب) شامل ۳ مرحله است که «همزمان» انجام می‌پذیرند:
 - ۱) جدا شدن مولکول‌های حل شونده (شکر) از یکدیگر (گرماگیر): از بین رفتن نیروهای جاذبه بین مولکول‌های شکر
 - ۲) جدا شدن مولکول‌های حلال (آب) از یکدیگر (گرماگیر): کاهش نیروهای جاذبه بین مولکول‌های آب و افزایش فاصله‌ی میان آن‌ها
 - ۳) پراکنده شدن همگن مولکول‌های حل شونده (شکر) بین مولکول‌های حلال (آب) (گرماده): ایجاد نیروهای جاذبه‌ای تازه بین مولکول‌های شکر و آب



گرمای انحلال از جمع جبری مقداری انرژی مصرف شده در مراحل ۱ و ۲ (مقادیر مثبت) و مقدار انرژی آزاد شده در مرحله ۳ (مقدار منفی) به دست می‌آید.

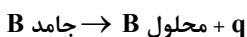
$$\Delta H_{\text{انحلال}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

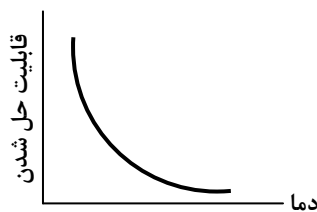
- اگر فرآیند انحلال گرماگیر باشد، با افزایش دما مقدار بیشتری از حل شونده در حلال حل می‌شود یا قابلیت حل شدن آن افزایش می‌یابد و در نتیجه مقدار عددی گرمای انحلال مثبت است. ($\Delta H_{\text{انحلال}} > 0$)



در انحلال گرماگیر، اگر حین انحلال مبادله‌ای با محیط پیرامون انجام نشود دمای محلول کاهش می‌یابد.

- اگر فرآیند انحلال گرماده باشد، با کاهش دما مقدار بیشتری از حل شونده در حلال حل می‌شود یا قابلیت حل شدن آن افزایش می‌یابد و در نتیجه مقدار عددی گرمای انحلال منفی است ($\Delta H_{\text{انحلال}} < 0$)





در انحلال گرماده، اگر حین انحلال مبادله‌ای با محیط پیرامون انجام نشود دمای محلول افزایش می‌یابد.

تکته بسیار مهم: برای آن‌که بفهمید گرما بر انحلال‌پذیری کدام ماده تأثیر بیش‌تری دارد، باید به «چند برابر شدن انحلال‌پذیری» دقت کنید نه افزایش آن.

- فرآیند انحلال یک ترکیب یونی شامل سه مرحله است که «هم‌زمان» انجام می‌پذیرند (مثل انحلال NaCl در آب):
 - ۱) فروپاشی شبکه‌ی بلوری ترکیب یونی (NaCl): (گرماگیر)
 - ۲) جدا شدن مولکول‌های حلال (آب) از یکدیگر: (گرماگیر)
 - ۳) برقراری جاذبه‌ی قوی بین یون‌ها (Na^+ و Cl^-) و مولکول‌های آب: (گرماده)
- مجموع مراحل ۲ و ۳ را «مرحله‌ی آب‌پوشی» می‌نامند که در مجموع «گرماده» است و طی آن یون‌های (Na^+ و Cl^-) به‌وسیله‌ی مولکول‌های حلال (آب) محاصره می‌شوند.
- با این‌که انحلال NaCl در آب گرماگیر است اما خودبه‌خودی انجام می‌شود، زیرا به‌جز عامل انرژی عامل دیگری نیز در انحلال مواد تأثیر دارد. این عامل آنتروپی است.

آنتروپی و انحلال

پیش‌بینی تغییر آنتروپی در فرآیند انحلال:

- حل شدن جامد در مایع ← افزایش آنتروپی: پتاسیم کلرید در آب (حل شدن جامد در مایع اغلب با افزایش آنتروپی همراه است).
- حل شدن مایع در مایع ← افزایش آنتروپی: اتانول (الکل) در آب
- حل شدن گاز در مایع ← کاهش آنتروپی: گاز آمونیاک در آب

تأثیر دما بر انحلال‌پذیری ترکیب‌های یونیه در آب

محلول سیرشده:

- اگر از یک ماده به اندازه‌ی مقدار انحلال‌پذیری آن در یک دمای معین در آب حل کنیم محلول سیرشده یا اشباع به‌دست می‌آید.
- اگر مقداری حل‌شونده به محلول سیرشده اضافه شود، به‌صورت نامحلول (رسوب) باقی می‌ماند.
- با کاهش دما به علت کاهش انحلال‌پذیری (درمورد گازها صادق نیست) مقداری از ماده‌ی حل‌شده رسوب می‌کند تا به محلول سیرشده اما در دمای پایین‌تر تبدیل شود.
- اگر کاهش دما «به آهستگی» باشد محلول به‌صورت فراسیرشده درمی‌آید.

محلول سیر نشده:

می‌تواند در دمای آزمایش مقدار بیش‌تری از ماده‌ی حل‌شونده را در خود حل کند.

محلول فراسیر شده:

محلولی ناپایدار است و با افزودن ذره‌ی کوچکی از ماده‌ی حل‌شونده، مقدار اضافی آن ته‌نشین می‌شود و محلول به حالت سیرشده (در همان دما) درمی‌آید. در واقع در محلول فراسیرشده مقدار بیش‌تری از قابلیت انحلال ماده‌ی حل‌شونده وجود دارد، ولی رسوب نمی‌کند.

انحلال‌پذیری گازها

انحلال‌پذیری گازها در آب تابع دما و فشار است و با افزایش فشار و کاهش دما، افزایش می‌یابد. انحلال گازها در آب همواره با کاهش بی‌نظمی همراه است.

$$\alpha \frac{P}{T}$$

انحلال گازها در آب

انحلال‌پذیری گازها با افزایش دما کاهش می‌یابد، اما تأثیر افزایش دما بر همه‌ی گازها یکسان نیست. افزایش دما بر انحلال‌پذیری هلیوم کم‌ترین تأثیر و بر انحلال‌پذیری متان بیش‌ترین تأثیر را دارد.

- قانون هنری: بیان‌گر تأثیر فشار گاز بر انحلال‌پذیری آن می‌باشد. براساس این قانون، با افزایش فشار انحلال‌پذیری گازها در آب افزایش می‌یابد.

روش های بیان غلظت

غلظت یک محلول، به صورت مقدار ماده‌ی حل‌شونده در مقدار معینی حلال یا مقدار ماده‌ی حل‌شونده در مقدار معینی محلول تعریف می‌شود.

درصد جرمی:

نوعی بیان غلظت برای محلول هاست:

$$\text{درصد جرمی} = \frac{\text{جرم حل‌شونده}}{\text{جرم محلول}} \times 100$$

در صورت و مخرج باید از یک نوع یکای جرم استفاده شود. یعنی هر دو باید بر حسب میلی‌گرم، گرم، کیلوگرم یا ... بیان شوند.

- برای مثال «سدیم کلراید ۰/۹ درصد» یعنی در هر ۱۰۰ گرم از این محلول ۰/۹ گرم سدیم کلرید وجود دارد و بقیه‌ی آن آب است.
- درصد جرمی واحد ندارد.
- برای محلول‌های بسیار رقیق (جرم حل‌شونده بسیار کم)، غلظت محلول به‌جای درصد بر حسب قسمت در میلیون (ppm) بیان می‌شود:

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

غلظت معمولی:

مقدار ماده‌ی حل‌شونده (به گرم) در یک لیتر محلول را غلظت معمولی می‌گویند.

$$C = \frac{\text{مقدار ماده حل‌شونده به گرم}}{\text{حجم محلول به لیتر}} \quad (\text{g} \cdot \text{L}^{-1})$$

غلظت مولار یا غلظت مولی یا مولاریته:

۱- رایج‌ترین روش برای بیان غلظت

۲- مقدار ماده‌ی حل‌شونده (به مول) در یک لیتر از محلول

$$\text{واحد غلظت مولار: } (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) = \frac{\text{مقدار ماده حل‌شونده به مول}}{\text{حجم محلول به لیتر}} = \text{غلظت مولار (M یا m)}$$

- رابطه بین غلظت مولار و غلظت معمولی به این صورت است:

$$C = C_M \times M_w$$

\swarrow \downarrow \swarrow
 غلظت معمولی غلظت مولار جرم مولکولی

غلظت مولال (m):

- مقدار مول ماده‌ی حل‌شده در یک کیلوگرم «حلال» (۱۰۰۰ گرم حلال) را بیان می‌کند.

- غلظت مولال در مطالعه‌ی خواص کولیگاتیو محلول‌ها به کار می‌رود.

- به عنوان مثال محلول ۰/۲ مولال سولفوریک اسید یعنی در هر کیلوگرم حلال (آب) ۰/۲ مول سولفوریک اسید وجود دارد.

تذکره: به علامت‌های نمادی غلظت‌ها دقت کنید. به تفاوت حلال و محلول در تست‌ها بسیار دقت کنید.

استوکیومتری در محلول‌ها

- بسیاری از واکنش‌های شیمیایی در محلول‌های آبی انجام می‌شوند.

- غلظت هر محلول معرف مقدار ماده‌ی حل‌شده در حجم مشخصی از محلول است.

تذکره: به‌طور کلی در مسائل به تفاوت واژه‌های محلول و حلال دقت کنید. محلول مجموع حلال و ماده‌ی حل‌شده در آن است. البته حتماً می‌دانید

که ماده‌ی رسوب‌شده یا حل‌نشده در حلال جزء محلول حساب نمی‌شود.

- از آن‌جا که استوکیومتری واکنش‌ها بر حسب مول تفسیر می‌شود، در محاسبه‌های استوکیومتری محلول‌ها از «غلظت مولی» استفاده می‌کنیم.

غلظت مولی تعداد مول‌های حل‌شده از یک ماده در یک لیتر محلول است:

$$M = \frac{\text{تعداد مول‌های حل‌شونده (n)}}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر (V)}} = \text{غلظت مولی محلول}$$

$$n = M(\text{mol/L}) \times V(\text{L}) \quad (\text{تعداد مول حل‌شونده})$$

- برای تهیه‌ی محلول‌های رقیق، می‌توان از رقیق کردن محلول‌های غلیظ‌تر استفاده کرد:

$$\text{غلظت} \times V = \text{غلظت} \times V \quad \text{رقیق} \times V = \text{رقیق} \times V \quad \text{تعداد مول‌های حل‌شونده}$$

که معمولاً در مسائل یکی از این موارد مجهول است که با گذاشتن سایر موارد در رابطه، خواست مسئله به‌دست می‌آید.

- در رابطه‌ای که در بالا معرفی شد می‌توان به جهت سادگی کار برای غلظت‌ها و برای حجم‌ها در دو طرف رابطه هر واحدی را به کار برد. مثلاً حجم‌ها در هر دو طرف برحسب لیتر یا میلی‌لیتر یا ... و برای غلظت‌ها مول بر لیتر یا میلی مول بر لیتر یا ... را به کار برد.
- تهیه یک محلول با غلظت مولی مشخص از یک حل شونده.

روش اول: می‌توان مقدار مشخصی از آن را در حلال حل کرد و با افزایش حلال، حجم محلول را به مقدار معینی رساند که مراحل جزئی‌تر آن

به صورت زیر می‌باشد:

(۱) اندازه‌گیری جرم ماده

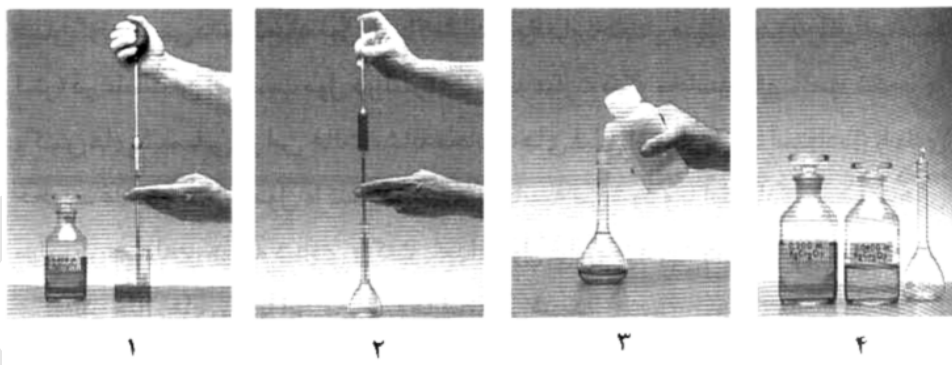
(۲) انحلال ماده در آب

(۳) انتقال محلول به درون بالون حجمی و افزایش آب به آن

(۴) تکان دادن بالون به منظور حل شدن کامل ماده

(۵) افزودن آب درون بالون تا رسیدن سطح آب به خط نشانه

روش دوم: در این روش با استفاده از رقیق کردن یک محلول غلیظ‌تر محلولی با غلظت مشخص تهیه می‌شود:

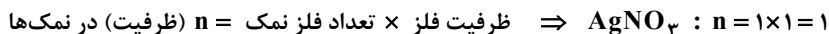


توجه: تمامی شکل‌ها را در کتاب درسی به خاطر بسپارید و بدانید دقیقاً هر شکل متعلق به چه مبحثی است.

- محاسبه‌های انجام شده برای واکنش‌های شیمیایی در این حالت مشابه محاسبه‌های قبلی است یعنی با استفاده از رابطه‌ی حجم-غلظت ($n = M \times V$)، تعداد مول واکنش‌دهنده‌ها محاسبه می‌شود و با استفاده از نسبت‌های مولی در معادله‌ی موازنه‌شده‌ی واکنش تعداد مول فرآورده(ها) را حساب می‌کنیم.
- روش بسیار سریع: هرگاه دو محلول غیر هم جنس هم دیگر را کاملاً خنثی کنند و در واقع به طور کامل با یکدیگر واکنش دهند، میان این دو محلول رابطه روبرو برقرار است:

$$\underbrace{M_1 \times n_1 \times V_1}_{\text{تعداد مول}} = M_2 \times n_2 \times V_2 \quad (M \text{ (مولاریته)}, n \text{ (ظرفیت)}, V \text{ (حجم)})$$

برای محاسبه‌ی مقدار n در ترکیب‌های مختلف به این صورت عمل می‌کنیم:



توجه: اگر از این رابطه استفاده نکنید باید معادله را نوشته و با روش نسبت تناسب عمل کنید که البته وقت‌گیرتر است.

رسانای الکتریکی محلول‌ها

- محلول‌های آبی دارای یون، جریان برق را از خود عبور می‌دهند. آب خالص به مقدار بسیار کم به یون تفکیک می‌شود و رسانایی الکتریکی ضعیفی دارد.

محلول‌ها:

- (۱) محلول الکترولیت: اغلب محلول‌هایی که از حل کردن ترکیب‌های یونی یا ترکیب‌های مولکولی قطبی در آب حاصل می‌شوند الکترولیت هستند. برای مثال رسانایی الکتریکی محلول ترکیب‌هایی مانند HCl ، $NaCl$ ، NH_3 و HF از آب خالص بیش‌تر است. این مواد را الکترولیت و محلول آبی آن‌ها را محلول الکترولیت می‌نامند.

(۲) محلول غیر الکترولیت: محلول‌هایی که از حل کردن ترکیب‌های مولکولی ناقطبی در آب یا حلال‌های ناقطبی حاصل می‌شوند، غیرالکترولیت هستند. مواد غیر الکترولیت در محلول به صورت مولکولی حل شده و بر اثر انحلال یون ایجاد نمی‌کنند. (الکل، ید، شکر و ...)

انواع الکترولیت:

(۱) الکترولیت قوی: موقع انحلال در آب به طور کامل به یون تفکیک شده \Leftarrow محلول آن‌ها رسانای جریان برق می‌باشد.

(NaCl و CuSO_4 ، HCl و ...)

(۲) الکترولیت ضعیف: موقع انحلال در آب به طور عمده به صورت مولکولی حل شده و تعداد کمی از مولکول‌ها به یون تفکیک می‌شوند \Leftarrow رسانای ضعیف جریان برق می‌باشند. (NH_3 و HF و ...)

• برای رسانای قوی بودن دو شرط لازم است.

(۱) الکترولیت قوی باشد. (تفکیک یونی بالا باشد)

(۲) انحلال پذیری آن بالا باشد (غلظت آن بالا باشد)

• مثلاً AgCl که یک رسوب است الکترولیت قوی است چون به صورت یونی حل می‌شود اما چون انحلال‌پذیری آن خیلی کم است محلول آن نارسا است.

خواص کولیگاتیو محلول‌ها

خواصی از یک محلول که به تعداد ذره‌های حل شونده موجود در محلول (نه نوع ذره‌ها) بستگی دارند، مانند:

(۱) فشار بخار (۲) نقطه‌ی جوش (۳) نقطه‌ی انجماد

فشار بخار:

به فشار ناشی از حضور مولکول‌های بخار در بالای مایع، فشار بخار مایع گفته می‌شود.

• فشار بخار محلول (با ماده حل‌شونده‌ی غیرفرار) از فشار بخار حلال خالص آن کمتر است.

(مایع فرار به مایعی گفته می‌شود که نقطه‌ی جوش آن کمتر از 100°C باشد).

علت: با انحلال ماده‌ی غیر فرار در حلال مایع \Leftarrow معمولاً

در سطح مایع برخی ذره‌های حل شونده جای ذره‌های

حلال را می‌گیرند \Leftarrow تعداد مولکول‌های حلال در

سطح کم می‌شود. \Leftarrow سرعت تبخیر سطحی مایع کم

می‌شود زیرا سرعت تبخیر هر مایع به تعداد

مولکول‌های مایع موجود در سطح بستگی دارد \Leftarrow

فشار بخار حلال کم می‌شود

• تبخیر سطحی مایعات در هر دمایی انجام می‌شود. سرعت تبخیر سطحی هر مایع به

تعداد مولکول‌های موجود در سطح مایع بستگی دارد که هرچه این تعداد بیش‌تر

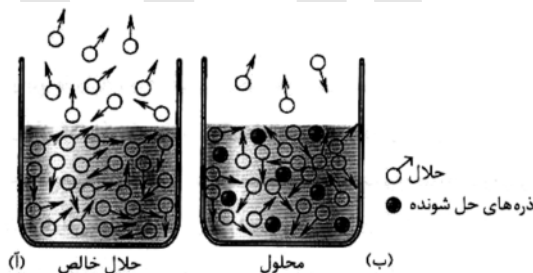
باشد سرعت تبخیر مایع بیش‌تر خواهد بود.

• در شکلی که ملاحظه می‌کنید سطح آب پس از مدتی کاهش یافته و سطح ظرف

محلول آب نمک بالا می‌رود. چون سرعت تبخیر آب خالص بیش از سرعت تبخیر آب

در محلول نمک است (فشار آب بخار بالای آب خالص بیشتر است به سمت محل با

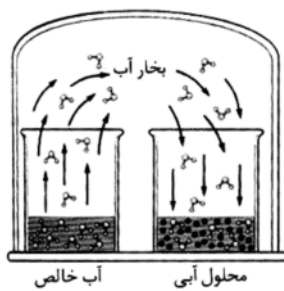
فشار کمتر حرکت می‌کند و در نتیجه سطح آب در محلول آبی بالا می‌رود).



(ب) محلول (ا) حلال خالص

تبخیر مولکول‌های مایع

ا. حلال خالص ب. محلول دارای ماده‌ی حل‌شونده‌ی غیرفرار



مقایسه سرعت تبخیر آب خالص و یک محلول آبی

نقطه‌ی جوش:

زمانی است که فشار بخار مایع با فشار هوای روی سطح مایع (فشار محیط) «برابر» شود.

• به‌طور کلی نقطه‌ی جوش محلول (با ماده‌ی حل‌شونده‌ی غیرفرار) از نقطه‌ی جوش حلال خالص آن بیش‌تر است.

• نقطه‌ی جوش محلول‌ها برخلاف حلال خالص ثابت نیست و با گذشت زمان افزایش می‌یابد. زیرا با گذشت زمان نسبت مولکول‌های حلال به

حل‌شونده (غیرفرار) کمتر شده (تبخیر مایع \Leftarrow افزایش غلظت) و زمان بیشتری طول می‌کشد تا برابری فشار بخارها صورت گیرد.

علت: از آنجا که فشار بخار محلول (با ماده‌ی حل‌شونده‌ی غیرفرار) از حلال خالص کم‌تر است، بنابراین برای رساندن فشار بخار آن به فشار محیط، باید مولکول‌های آب از قسمت‌های زیرین محلول به سطح بیابند و پس از تبخیر به مولکول‌های روی سطح محلول بپیوندند، چون این مولکول‌ها انرژی کمتری دارند \Leftarrow تبخیر آن‌ها به انرژی بیشتری نیازمند است \Leftarrow نقطه‌ی جوش محلول نسبت به حلال خالص افزایش می‌یابد.

نقطه‌ی انجماد:

انجماد محلول آبی که دارای ماده‌ی حل‌شونده غیرفرار است در دمایی پایین‌تر از صفر 0°C رخ می‌دهد.

- به ازای هر مول ماده حل‌شونده‌ی غیر فرار در ۱ کیلوگرم حلال:

(۱) نقطه‌ی جوش $0/52$ افزایش می‌یابد.

(۲) نقطه‌ی انجماد $1/85$ کاهش می‌یابد.

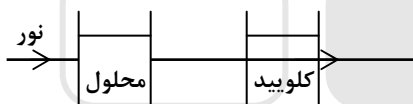
انواع مخلوط

۱- محلول (مخلوط همگن):

- (۱) شفاف هستند و ماده‌ی حل شده در آن قابل رؤیت نیست.
- (۲) کاملاً پایدارند و با گذشت زمان ماده‌ی حل‌شده‌ی آن‌ها ته‌نشین نمی‌شود.
- (۳) اندازه ذرات حل شده کوچک و در حدود اندازه یون یا مولکول است.
- (۴) کاملاً همگن و تک فازی هستند یعنی خواص محلول در تمام نقاط آن یکسان است.
- (۵) نور را از خود عبور می‌دهند ولی «پخش نور محسوس نیست»، یعنی وقتی نور از آن‌ها رد می‌شود، مسیر عبور نور مشخص نیست.

۲- کلوئیدها:

- (۱) اغلب کلوئیدها مانند محلول‌ها ظاهری شفاف دارند.
- (۲) در شرایط عادی پایدارند و با گذشت زمان ذرات معلق در آن ته‌نشین نمی‌شوند، اما در شرایط معینی مثل سرد شدن یا گرم شدن یا قرار گرفتن در مجاورت با برخی ذره‌ها به یکدیگر متصل شده و ذره‌های بزرگ‌تری تشکیل می‌دهند که در این صورت کلوئید حالت نیمه‌جامد یا ژله به خود می‌گیرد و یا این که کاملاً می‌بندد و لخته می‌شود.
- (۳) ذره‌های کلوئیدی از ذره‌های محلول‌ها که به اندازه‌ی یون‌ها و مولکول‌ها هستند بزرگ‌ترند و عموماً به صورت انباشته و 10 تا 100 برابر انواع یون‌ها و مولکول‌های حل‌شونده در محلول هستند.
- (۴) ذره‌های کلوئیدی معمولاً (نه همیشه) می‌توانند از کاغذ صافی عبور کنند.
- (۵) مانند محلول‌ها نور را از خود عبور می‌دهند و در ضمن مسیر عبور نور را مشخص می‌کنند. کلوئیدها نور را پخش می‌کنند و این پراکندگی نور قابل توجه و محسوس است.



- (۶) کلوئیدها حداقل از دو فاز تشکیل شده‌اند. یکی فاز پراکنده شونده و دیگر فاز پراکنده‌کننده. در ضمن کلوئیدها مانند محلول‌ها کاملاً همگن و یکنواخت نیستند. در محلول گرم شده نشاسته در آب (که این مخلوط دائماً در حال به هم خوردن است) به عنوان کلوئید، ذره‌های نشاسته فاز پراکنده‌شونده و آب فاز پراکنده‌کننده است.

۳- سوسپانسیون:

- (۱) به مخلوط ناهمگن جامد در مایع سوسپانسیون گویند (ذرات جامد در حلال مایع معلقند).
- (۲) اندازه‌ی ذرات سوسپانسیون از اندازه‌ی ذرات محلول‌ها و کلوئیدها بزرگ‌تر است و اغلب با چشم دیده می‌شود.
- (۳) ذرات سوسپانسیون از سوراخ‌های کاغذ صافی نمی‌گذرند.
- (۴) پایدار نیستند و فاز جامد درون آن‌ها تمایل به ته نشین شدن دارد.
- (۵) «پخش نور در سوسپانسیون کاملاً محسوس است».

۴- امولسیون:

هرگاه به دو مایع مخلوط نشدنی ماده‌ی سومی اضافه شود تا آن‌ها را پس از به هم خوردن در کنار هم پایدار نگه دارد، مخلوط سه ماده «مخلوط امولسیون» نامیده می‌شود و ماده‌ی سوم را یک عامل امولسیون کننده می‌نامند.

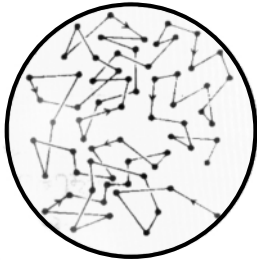
مثال: سس مایونز یک امولسیون روغن در سرکه است (روغن و سرکه مخلوط نشدنی هستند و روغن به دلیل کم‌تر بودن جرم حجمی در بالا قرار می‌گیرد) که لسیترین در زرده‌ی تخم مرغ به عنوان عامل امولسیون کننده‌ی آن عمل می‌کند. مولکول‌های لسیترین لایه‌ای در اطراف قطره‌های روغن تشکیل می‌دهند که مانع از جمع شدن آن‌ها و تشکیل قطره‌های بزرگ‌تر می‌شود.

لسیتین و مولکول‌های امولسیون کننده دارای دو ناحیه هستند:

- اول: نواحی آب‌گریز ← چسبیدن به روغن که آن هم آب‌گریز است.
 - دوم: نواحی آب‌دوست ← چسبیدن به آب
- عامل امولسیون کننده پلی بین مولکول‌های روغن و آب تشکیل می‌دهد

خواص کلویدها:

- این مخلوط‌ها به دلیل داشتن ذره‌های به نسبت بزرگ (۱۰ تا ۱۰۰ مرتبه بزرگ‌تر از انواع یون‌ها و مولکول‌های حل‌شونده در محلول‌ها) نقش مهمی در فرآیندهای زیستی دارند، به طوری که رفتار برخی از مایع‌های زیستی دارای پروتئین‌ها به‌عنوان کلویید بهتر قابل درک است.
- «اثر تیندال»: پخش نور به وسیله‌ی ذره‌های کلوییدی را اثر تیندال می‌نامند.
- «حرکت براونی»: به حرکت دائمی و نامنظم ذرات کلوییدی می‌گویند.

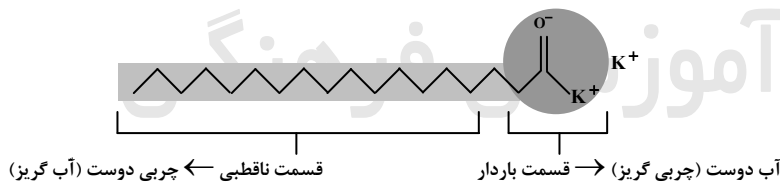


- «لخته شدن»: فرآیند ته‌نشین شدن ذرات کلوییدی بر اثر افزایش الکتروولیت به کلویید را می‌گویند.
- ذرات کلوییدی در سطح خود دارای نوعی بار الکتریکی هستند که پایداری کلوییدها را به وجود این بار الکتریکی نسبت می‌دهند.
- انعقاد آن‌ها ⇒ گردهمایی ذرات کلوییدی ⇒ کاهش دافعه‌ی بین آن‌ها ⇒ قرار گرفتن ذرات باردار الکتروولیت بین ذرات کلویید

پاک‌کننده‌های صابون و غیرصابون

صابون و نقش امولسیون‌کنندگی آن:

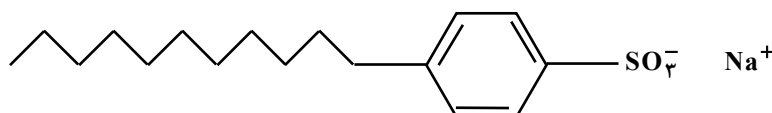
- چرک لباس و پوست بدن بیشتر از جنس چربی است. چربی و آب در حالت عادی در یکدیگر حل نمی‌شوند. به همین دلیل آب نمی‌تواند همه‌ی چرک‌ها را جدا کند. برای برداشتن بهتر چرک‌ها باید امولسیون پایداری از چرک‌ها در آب ایجاد کرد که این کار به کمک پاک‌کننده‌ها انجام می‌شود.
- صابون یکی از رایج‌ترین پاک‌کننده‌هاست و نقش امولسیون‌کنندگی دارد. عملکرد صابون در جداسازی چربی‌ها به همین نقش مربوط است.
- صابون، نمک سدیم اسید چرب (صابون جامد) و یا نمک پتاسیم اسید چرب (صابون مایع) است.
- جزء آنیونی (جزء منفی) صابون دو قسمت دارد:
- الف) زنجیر هیدروکربنی آب‌گریز که سر غیر قطبی صابون را تشکیل می‌دهد و در حلال‌های غیر قطبی حل می‌شود.
- ب) سر قطبی و آب‌دوست صابون که در حلال‌های قطبی نظیر آب حل می‌شود.



- در شکل «چگونگی عمل کردن صابون در جدا کردن چرک از روی پوست دست» را می‌بینید.

پاک‌کننده‌های غیرصابونی

- در پاک‌کننده‌های غیرصابونی به جای گروه کربوکسیلات ($-C(=O)-O^-$) صابون، گروه‌های دیگری از جمله گروه سولفونات ($-SO_3^-$) به کار رفته است. مانند «سدیم دو دسیل بنزن سولفونات».
- در این پاک‌کننده‌ها چربی‌ها به زنجیر آلکیل می‌چسبند و گروه سولفونات که انتهای باردار صابون را تشکیل می‌دهد سبب حل شدن چربی‌ها در آب می‌شود.



ساختار سدیم دو دسیل بنزن سولفونات