

کونکوریست

آموزش فرهنگی  
اسسیو



شیمی ۳  
بخش سوم:  
 محلول‌ها

WWW.KONKURIST.COM



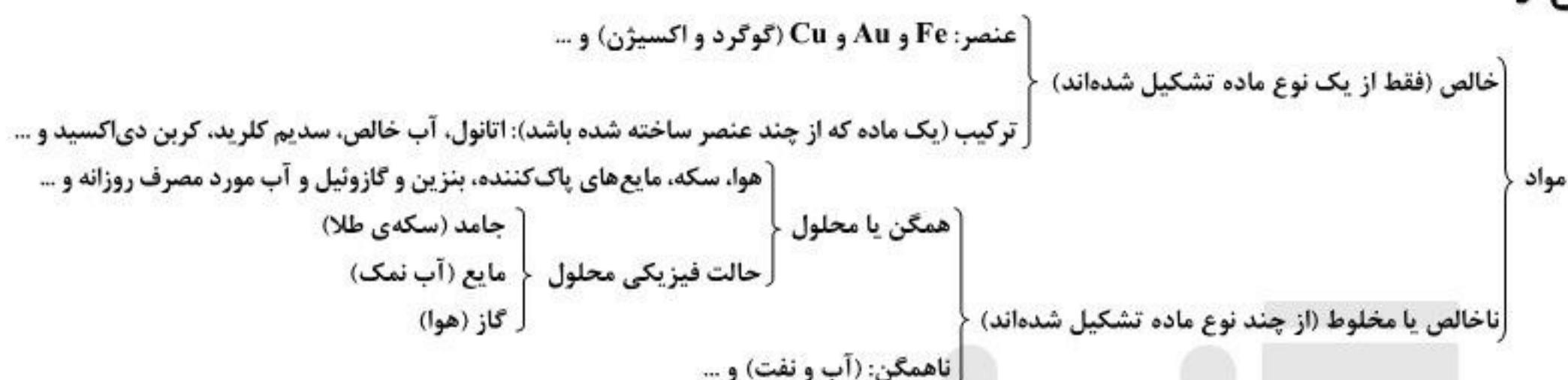
**FORUM.KONKURIST.COM**  
**MOSHAVERE.KONKURIST.COM**

# بخش سوم

## محلول‌ها

### تعاریف و مفاهیم مهم در ارتباط با محلول‌ها

#### انواع مواد:



#### 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 هواي 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 ناقطبی دارد. این ماده حلال بسیار مناسبی برای تعداد زیادی از ترکیب‌های ناقطبی است. هگزان مایعی بی‌رنگ و فراری است که از نفت خام به دست می‌آید و به عنوان رقیق کننده (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 ضد عفونی کردن زخم‌ها و تولید مواد دارویی، آرایشی و بهداشتی نیز استفاده می‌شود.



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



انحلال یذیری:

- «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 می شود. 
$$\frac{\text{حل شونده g}}{\text{آب g} \times 100}$$

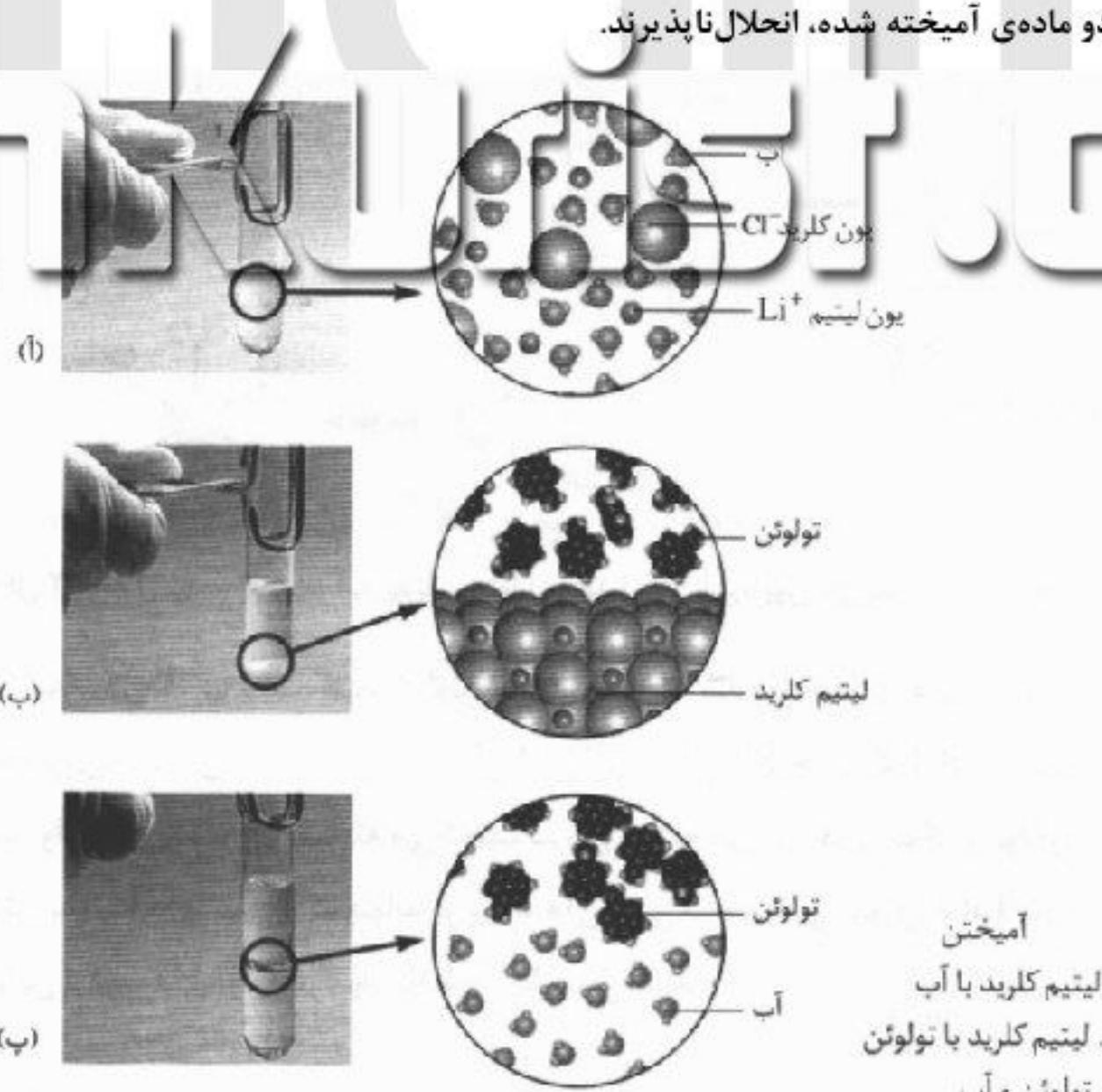
به عنوان مثال وقتی می‌گوییم انحلال پذیری یک ماده  $\frac{21}{21+0}$  است یعنی در هر ۱۰۰ گرم آب، حداقل  $\frac{21}{21+0}$  از آن ماده می‌تواند حل شود.

نامحلول: انحلال پذیری ترکیب کمتر از  $(0.01\text{ g})$  حل شونده در  $100\text{ g}$  آب باشد.  
 محلول ها:  
 کم محلول: انحلال پذیری ترکیب بین  $(0.01\text{ g})$  تا  $(1\text{ g})$  حل شونده در  $100\text{ g}$  آب باشد.  
 محلول: انحلال پذیری ترکیب بیشتر از  $(1\text{ g})$  حل شونده در  $100\text{ g}$  آب باشد.

**توجه:** دو مبحث (نامحلول، کم محلول یا محلول بودن ترکیب‌ها در آب) و (گرماده و گرماییر 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 کنید.

نیروهای مؤثر در احتمال

- آسان ترین 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 انحلال‌پذیری دو ماده در یکدیگر بدون انجام آزمایش باقیستی مجموع مقدار نیروهای جاذبه بین ذرات تشکیل‌دهندهٔ حلال و نیروهای جاذبهٔ ذرات مادهٔ حل‌شدنی را با مقدار نیروهای جاذبهٔ بین ذرات مادهٔ حل‌شدنی و حلال مقایسه کرد.
  - دانشمندان اغلب برای انحلال‌پذیری مواد در یکدیگر این عبارت را به کار می‌برند: (شبیه، شبیه را در خود حل می‌کند).
  - با این عبارت می‌توان گفت که مواد یونی و مولکولی قطبی شبیه هم هستند، ولی مواد ناقطبی فقط شبیه سایر مواد ناقطبی هستند.
  - این عبارت خلاصهٔ موارد زیر است:

- مواد قطبی در مواد قطبی حل می شوند: (شکر و آب)
- مواد قطبی و مواد ناقطبی در یکدیگر حل نمی شوند: (تولوئن و آب)
- مواد ناقطبی در مواد ناقطبی حل می شوند: (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 و 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 (ریتینول) و ویتامین C (آسکوربیک اسید) می‌باشد: در ویتامین A بخش ناقطبی به بخش قطبی غلبه دارد  $\Leftarrow$  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.

**آنالپی یا گرمای انحلال (انحلال  $\Delta H$ )**

به تغییر آنالپی مربوط به حل شدن یک مول حل شونده در مقدار زیادی حل 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 (گرماییر): از بین رفتن نیروهای جاذبه بین مولکول‌های شکر
  - ۲) جدا شدن مولکول‌های حل (آب) از یکدیگر (گرماییر): کاهش نیروهای جاذبه بین مولکول‌های آب و افزایش فاصله‌ی میان آن‌ها
  - ۳) پراکنده شدن همگن مولکول‌های حل شونده (شکر) بین مولکول‌های حل (آب) (گرماده): ایجاد نیروهای جاذبه‌ای تازه بین مولکول‌های شکر و آب

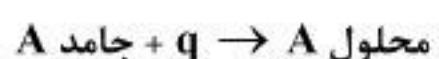
گرمای انحلال از جمع جبری مقداری انرژی  
صرف شده در مراحل ۱ و ۲ (مقدار مثبت) و  
مقدار انرژی آزاد شده در مرحله ۳ (مقدار  
منفی) به دست می‌آید.

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$



مراحل فرایند انحلال ترکیب‌های مولکولی

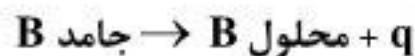
- اگر فرآیند انحلال گرماییر باشد، با افزایش دما مقدار بیشتری از حل شونده در حل حل می‌شود یا قابلیت حل شدن آن افزایش می‌یابد و در نتیجه مقدار عددی گرمای انحلال مثبت است. ( $+ > \Delta H$ )

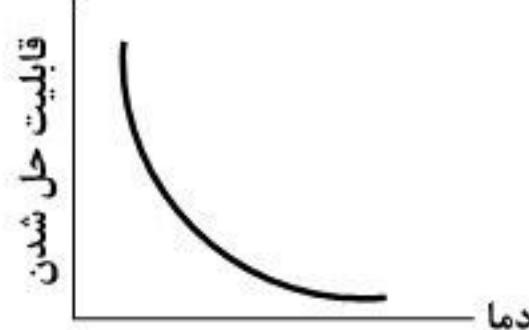


در انحلال گرماییر، اگر حین انحلال مبادله‌ای با محیط پیرامون انجام نشود دمای محلول کاهش می‌یابد.



- اگر فرآیند انحلال گرماده باشد، با کاهش دما مقدار بیشتری از حل شونده در حل حل می‌شود یا قابلیت حل شدن آن افزایش می‌یابد و در نتیجه مقدار عددی گرمای انحلال منفی است. ( $< + \Delta H$ )





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

**نکته بسیار مهم:** برای آن‌که بفهمید گرما بر انحلال پذیری کدام ماده تأثیر بیشتری دارد، باید به «چند برابر شدن انحلال پذیری» 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): (گرم‌گیر)

۲) جدا شدن مولکول‌های حلal (آب) از یکدیگر: (گرم‌گیر)

۳) برقراری جاذبه‌ی قوی بین یون‌ها ( $\text{Na}^+$  و  $\text{Cl}^-$ ) و مولکول‌های آب: (گرم‌گاه)

مجموع مراحل ۲ و ۳ را «مرحله‌ی آب‌پوشی» می‌نامند که در مجموع «گرم‌گاه» است و طی آن یون‌های ( $\text{Na}^+$  و  $\text{Cl}^-$ ) به وسیله‌ی مولکول‌های حلal (آب) محاصره می‌شوند.

با این‌که انحلال NaCl در آب گرم‌گیر است اما خود به خودی انجام می‌شود، زیرا به جز 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  $\leftarrow$  افزایش آنتروپی: پتانسیم کلرید در آب (حل شدن جامد در مایع اغلب با افزایش آنتروپی همراه است).

- حل شدن مایع در مایع  $\leftarrow$  افزایش آنتروپی: اتانول (الکل) در آب

- حل شدن گاز در مایع  $\leftarrow$  کاهش آنتروپی: گاز آمونیاک در آب

## تأثیر دما بر انحلال پذیری ترکیب‌های یونی در آب

### محلول سیرشده:

اگر از یک ماده به اندازه‌ی مقدار انحلال پذیری آن در یک همای معین در آب حل کنیم محلول سیرشده یا اشباع به دست می‌آید.

- اگر مقداری حل شونده به محلول سیرشده اضافه شود، به صورت نامحلول (رسوب) باقی می‌ماند.

- با کاهش دما به علت کاهش انحلال پذیری (در مورد گازها صادق نیست) مقداری از ماده‌ی حل شده رسوب می‌کند تا به محلول سیرشده اما در دمای پایین‌تر تبدیل شود.

- اگر کاهش دما «به آهستگی» باشد محلول به صورت فراسیرشده درمی‌آید.

### محلول سیر نشده:

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

### محلول فراسیر شده:

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

## انحلال پذیری گازها

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

\* قانون هنری: بیان‌گر تأثیر فشار گاز بر انحلال پذیری آن می‌باشد. براساس این قانون، با افزایش فشار انحلال پذیری گازها در آب افزایش می‌یابد.

## روش‌های بیان غلظت

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

**درصد جرمی:**

نوعی بیان غلظت برای محلول‌هاست:

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

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 ۹۰/۰ درصد» یعنی در هر ۱۰۰ گرم از این محلول ۹۰ گرم سدیم کلرید وجود دارد و بقیه‌ی آن آب است.
- درصد جرمی واحد ندارد.

برای محلول‌های بسیار رقیق (جرم حل شونده بسیار کم)، غلظت محلول به جای درصد بر حسب قسمت در میلیون (ppm) بیان می‌شود:

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

**غلظت معمولی:**

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

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

**غلظت مولار یا غلظت مولی یا مولاریته:**

۱- رایج‌ترین روش برای بیان غلظت

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

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

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

$$C = C_M \times M_w$$

↓ ↓  
جرم مولکولی غلظت مولار

**غلظت مولال (m):**

- مقدار مول ماده‌ی حل شده در یک کیلوگرم «حلال» (۱۰۰۰ گرم حلال) را بیان می‌کند.
- غلظت مولال در مطالعه‌ی خواص کولیگاتیو محلول‌ها به کار می‌رود.
- به عنوان مثال محلول ۰/۰۰ مولال سولفوریک اسید یعنی در هر کیلوگرم حلال (آب) ۰/۰۰ مول سولفوریک اسید وجود دارد.

**تذکرہ:** 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 حل شده در حجم مشخصی از محلول است.

**تذکرہ:** به طور کلی در مسائل به تفاوت واژه‌های محلول و حلال دقت کنید. محلول مجموع حلال و ماده‌ی حل شده در آن است. البته حتماً می‌دانید که ماده‌ی رسوب شده یا حل نشده در حلal 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 حل شده از یک ماده در یک لیتر محلول است:

$$\frac{\text{تعداد مول‌های حل شونده}}{\text{حجم محلول بر حسب لیتر}} = M = \text{غلظت مولی محلول}$$

$$n = M(\text{mol/L}) \times V(\text{L})$$

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

$$\text{غلیظ} V \times \text{غلیظ} M = \text{رقیق} V \times \text{رقیق} M$$

که معمولاً در مسائل یکی از این موارد مجھول است که با گذاشتن سایر موارد در رابطه، خواست مسئله به دست 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 بر حسب لیتر یا میلی‌لیتر یا ... و برای غلظت‌ها مول بر لیتر یا میلی‌مول 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 جزئی تر آن به صورت زیر می‌باشد:

(۱) اندازه‌گیری جرم ماده

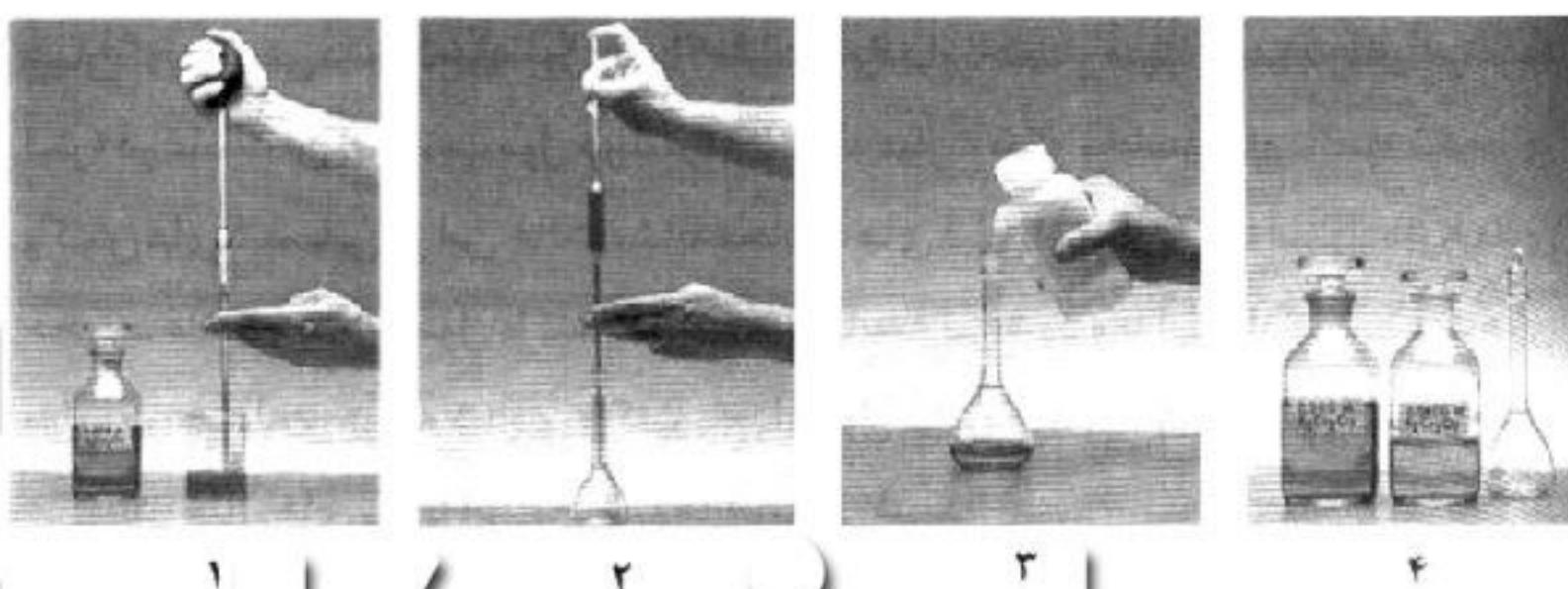
(۲) انحلال ماده در آب

(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 غلظت‌تر محلولی با غلظت مشخص تهیه می‌شود:



**توجه:** تمامی شکل‌ها را در کتاب درسی به خاطر بسیارید 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 ( $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$ )، تعداد مول واکنش‌دهنده‌ها محاسبه می‌شود و با استفاده از نسبت‌های مولی در معادله‌ی موازن‌شده‌ی 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:

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

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

$\text{تعداد } H^+ \text{ های اسیدی} : n = 2 \Rightarrow H_2SO_4 : n = 2$

$\text{تعداد } OH^- \text{ های بازی} : n = 2 \Rightarrow Ba(OH)_2 : n = 2$

$\text{ظرفیت فلز} \times \text{تعداد فلز نمک} : n = 1 \times 1 = 1 \Rightarrow AgNO_3 : n = 1 \times 1 = 1$

**توجه:** اگر از این رابطه استفاده نکنید باید معادله را نوشه و با روش نسبت ناسنی 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:

- 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  $NaCl$ ,  $HCl$ ,  $NH_3$  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 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  $\leftrightarrow$  محلول آن‌ها رسانای جریان برق می‌باشد.

( $\text{HCl}$ ,  $\text{CuSO}_4$  و  $\text{NaCl}$ )

۲) الکترولیت ضعیف: موقع انحلال در آب به طور عمدۀ به صورت مولکولی حل شده و تعداد کمی از مولکول‌ها به یون تفکیک می‌شوند  $\leftrightarrow$  رسانای ضعیف جریان برق می‌باشند. ( $\text{NH}_3$  و  $\text{HF}$  و ...)

برای رسانای قوی بودن دو شرط لازم است.

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

میزان تفکیک یونی هیچ ارتباطی به حلایت ندارد.

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

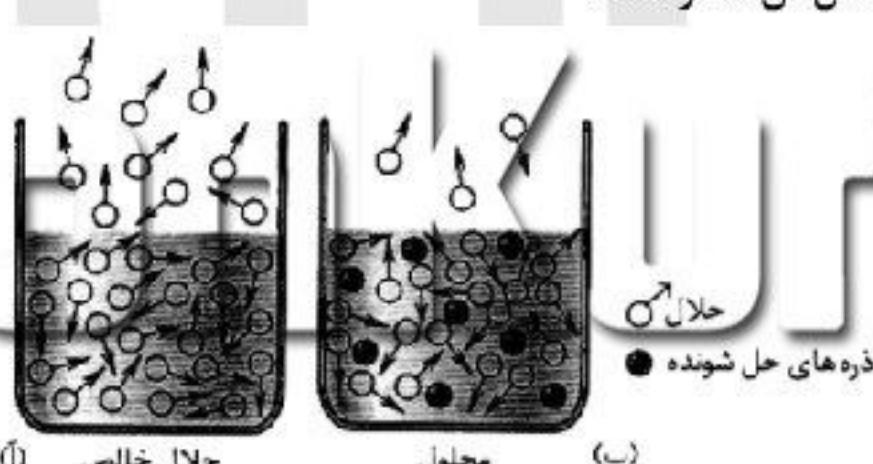
• مثلاً  $\text{AgCl}$  که یک رسوب است الکترولیت قوی است چون به صورت یونی حل می‌شود اما چون انحلال‌پذیری آن خیلی کم است محلول آن نارسانا است.

### خواص کولیگاتیو محلول‌ها

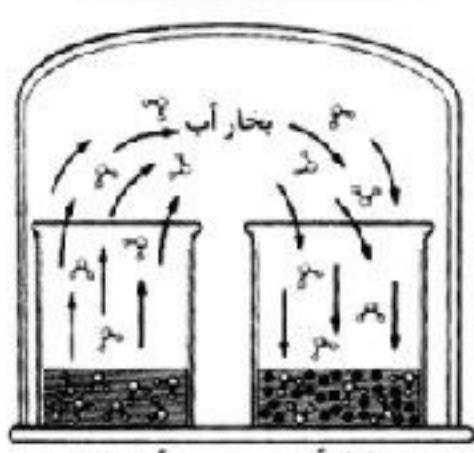
خواصی از یک محلول که به تعداد ذره‌های حل شونده موجود در محلول (نه نوع ذره‌ها) بستگی دارند، مانند:

(۳) نقطه‌ی جوش

(۲) فشار بخار



۱. حلال خالص ۲. محلول دارای ماده‌ی حل شونده‌ی غیرفرار



مقایسه سرعت تبخیر آب خالص و یک محلول آبی

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 (فسار 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).

#### نقطه‌ی جوش:

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

به طور کلی نقطه‌ی جوش محلول (با ماده‌ی حل شونده‌ی غیرفرار) از نقطه‌ی جوش حلal خالص آن بیشتر است.

نقطه‌ی جوش محلول‌ها برخلاف حلal خالص ثابت نیست و با گذشت زمان افزایش می‌یابد. زیرا با گذشت زمان نسبت مولکول‌های حل شونده (غیرفرار) کمتر شده (تبخیر مایع  $\leftrightarrow$  افزایش غلظت) و زمان بیشتری طول می‌کشد تا برابری فشار بخارها صورت گیرد.

**علت:** از آن جا 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 بیایند و پس از تبخیر به مولکول‌های روی سطح محلول بپیوんندن، 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 انجاماد:

انجاماد محلول آبی که دارای ماده‌ی حل‌شونده‌ی غیرفرار است در دمایی پایین‌تر از صفر  ${}^{\circ}\text{C}$  رخ می‌دهد.

\* به ازای هر مول ماده حل‌شونده‌ی غیرفرار در ۱ کیلوگرم حلال:

۱) نقطه‌ی جوش  $52/0$  افزایش می‌یابد.

۲) نقطه‌ی انجاماد  $85/1$  کاهش می‌یابد.

### انواع محلول

#### ۱- محلول (مخلوط همگن):

۱) شفاف هستند و ماده‌ی حل شده در آن قابل رویت نیست.

۲) کاملاً پایدارند و با گذشت زمان ماده‌ی حل شده‌ی آن‌ها تهشین 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- کلوبیدها:

۱) اغلب کلوبیدها مانند محلول‌ها ظاهری شفاف دارند.

۲) در شرایط عادی پایدارند و با گذشت زمان ذرات معلق در آن تهشین 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 کلوبید حالت نیمه‌حامد یا ژله به خود می‌گیرد و یا این‌که کاملاً می‌بندد و لخته می‌شود.

۳) ذره‌های کلوبیدی از ذره‌های محلول‌ها که به اندازه‌ی یون‌ها و مولکول‌ها هستند بزرگ‌ترند و عموماً به صورت انباسته و  $100$  تا  $1000$  برابر انواع یون‌ها و مولکول‌های حل‌شونده در محلول هستند.

۴) ذره‌های کلوبیدی 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. کلوبیدها نور را پخش می‌کنند و این پراکندگی نور قابل توجه و محسوس است.



۶) کلوبیدها حداقل از دو فاز تشکیل شده‌اند. یکی فاز پراکنده شونده و دیگر فاز پراکنده‌کننده. در ضمن کلوبیدها 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 کلوبید، 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) اندازه ذرات سوسپانسیون از اندازه ذرات محلول‌ها و کلوبیدها 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 تهشین 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 بهدلیل کم‌تر بودن جرم حجمی در بالا قرار می‌گیرد) که لسیتین در زردی تخم مرغ به عنوان عامل امولسیون کننده‌ی آن عمل می‌کند.

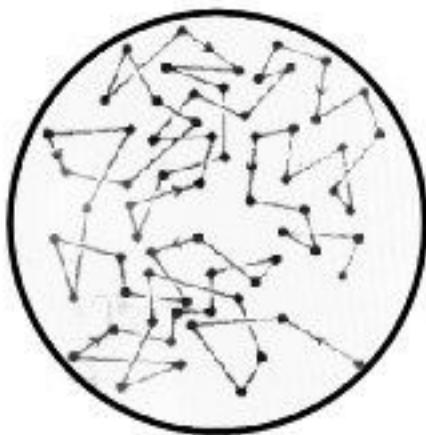
مولکول‌های لسیتین لایه‌ای در اطراف قطره‌های روغن تشکیل می‌دهند که مانع از جمع شدن آن‌ها و تشکیل قطره‌های بزرگ‌تر می‌شود.

لستین و مولکول‌های امولسیون کننده دارای دو ناحیه هستند:

- اول: نواحی آب گریز  $\rightarrow$  چسبیدن به روغن که آن هم آب گریز است.  
 عامل امولسیون کننده پلی بین مولکول‌های روغن و آب تشکیل می‌دهد  
 دوم: نواحی آب دوست  $\rightarrow$  چسبیدن به آب

#### خواص کلوییدها:

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

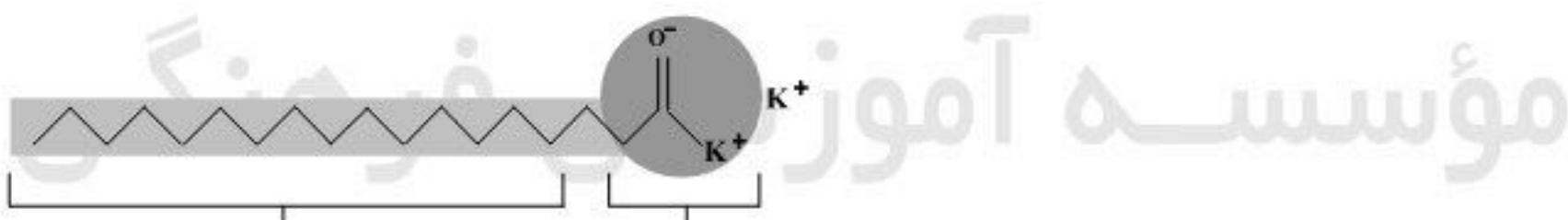


- «لخته شدن»: فرآیند ته نشین شدن ذرات کلوییدی بر اثر افزایش الکتروولیت به کلویید را می‌گویند. ذرات کلوییدی در سطح خود دارای نوعی بار الکتریکی هستند که پایداری کلوییدها را به وجود این بار الکتریکی نسبت می‌دهند.
- انعقاد آن‌ها  $\Rightarrow$  گرد همایی ذرات کلوییدی  $\Rightarrow$  کاهش دافعه‌ی بین آن‌ها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

#### پاک‌کننده‌های صابون و غیرصابون

##### صابون و نقش امولسیون کنندگی 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 پاک‌کننده‌های است و نقش امولسیون کنندگی 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 آب گریز که سر غیر قطبی صابون را تشکیل می‌دهد و در حللاهای غیر قطبی حل می‌شود.  
 ب) سر قطبی و آب دوست صابون که در حللاهای قطبی نظیر آب حل می‌شود.

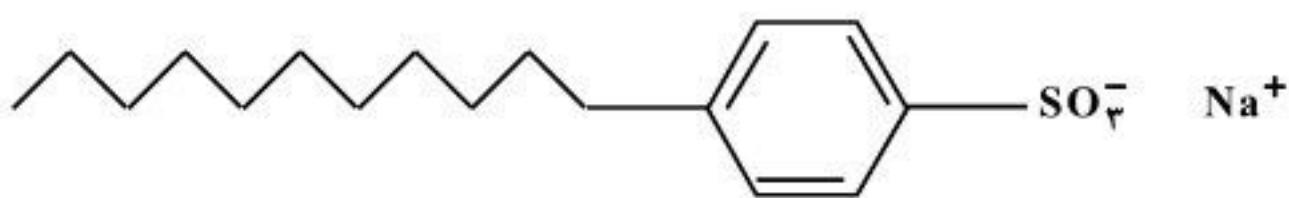


قسمت ناقطبی  $\leftarrow$  چربی گریز  $\rightarrow$  قسمت بازدار آب دوست

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

#### پاک‌کننده‌های غیرصابون

- در پاک‌کننده‌های غیرصابونی به جای گروه کربوکسیلات ( $-COO^-$ ) 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