

## محلولها

- ماهیت محلولها
- فرایند انحلال
- گرما و انحلال
- غلظت محلولها
- خواص کولیگاتیو محلولها
- تقطیر
- الکترولیتها

## محلولها

- مخلوطهای همگن را محلول می گویند.
- انواع محلولها بر اساس حالت فیزیکی:

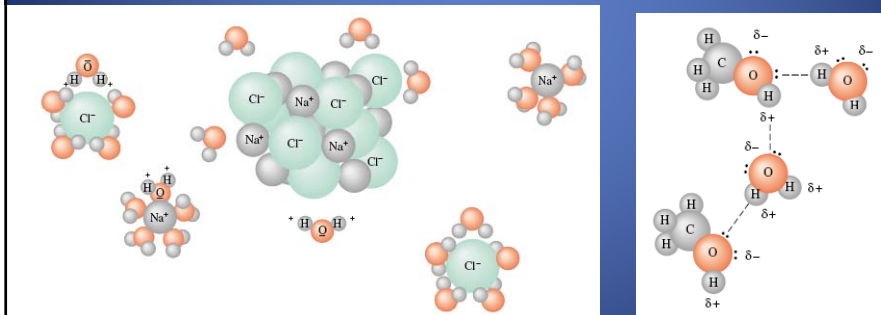
Component 1	Component 2	State of Resulting Solution	Examples
Gas	Gas	Gas	Air
Gas	Liquid	Liquid	Soda water (CO <sub>2</sub> in water)
Gas	Solid	Solid	H <sub>2</sub> gas in palladium
Liquid	Liquid	Liquid	Ethanol in water
Solid	Liquid	Liquid	NaCl in water
Solid	Solid	Solid	Brass (Cu/Zn), solder (Sn/Pb)

## محلولها

- تعاریف:
- حلال: جزء بیشتر از لحاظ مقدار
- حل شده: سایر اجزاء محلول
- حلالت: حداکثر مقدار ماده حل شده در دمای معین که پایدار باشد.
- غلظت: مقدار ماده حل شده در مقدار معین حلال
- محلول رقیق و غلیظ: اگر غلظت حل شده بسیار کم باشد محلول رقیق و اگر زیاد باشد محلول غلیظ می گویند
- محلول اشباع: محلولی که در آن ماده حل شده بصورت حل شده و حل نشده در حال تعادل باشد.
- محلول فوق اشباع: محلولی که ماده حل شده بیش از حد در آن حل شده باشد که ناپایدار است.

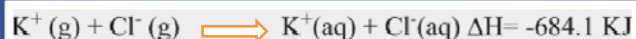
## محلولها: فرایند انحلال

- فرایند حل شدن مستلزم قرار گرفتن مولکولهای حل شونده بین مولکولهای حلال است.
- انحلال زمانی اتفاق می افتد که نیروی جاذبه بین مولکولهای حلال و حل شونده برابر یا بیشتر از نیروی جاذبه بین مولکولهای حلال و حل شونده به تنهایی باشد.
- بنابراین مواد قطبی در مواد قطبی و مواد غیر قطبی در مواد غیر قطبی حل می شوند.
- قانون کلی: نظیر در نظیر حل می شود.
- پیوند هیدروژنی بین مولکولهای حلال و حل شونده به حلالت کمک می کند مانند آب و متانل
- ترکیبات یونی در حلالهای قطبی حل می شوند.

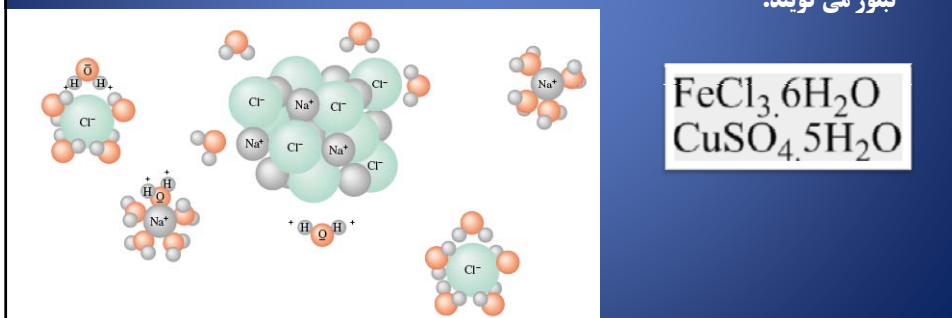


## محلولا: آب پوشی یونها

- یونها در محلول آبی توسط مولکولهای آب احاطه می شوند.
- هر قدر بار یون بیشتر و چگالی بار روی یون بیشتر باشد قدرت اتصال مولکولهای آب به یون بیشتر
- آنتالپی آبپوشی: فرایندی فرضی که در آن یونهای گازی در آب تشکیل یونهای آب پوشیده می دهند. این مقدار نشانه قدرت جاذبه بین یونها و مولکولهای آب

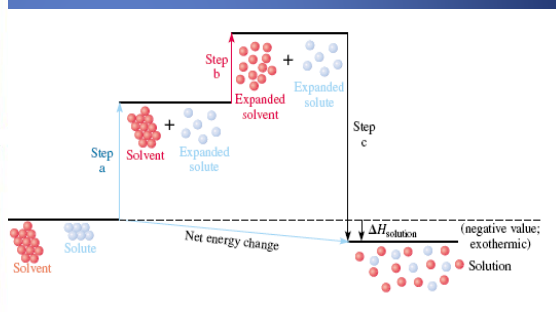


- آبپوشی کامل زمانی که محلول بسیار رقیق باشد اتفاق می افتد
- مولکولهای آب پوشاننده یونها ممکن است در ساختار ترکیب جامد نیز باقی بمانند که به آن آب تبلور می گویند.



## محلولا: آنتالپی انحلال

- نمودار انرژی فرضی فرایند انحلال برای یک حلالیت انرژی زا.
- مقدار تغییر آنتالپی در فرایند حل شدن یک ماده در حلال را آنتالپی انحلال می گویند.
- این مقدار در رقت بی نهایت برای هر حل شونده و حلال ثابت است.
- مقدار آنتالپی انحلال می تواند مثبت یا منفی باشد.
- در مورد حل شدن گازها آنتالپی انحلال منفی است.

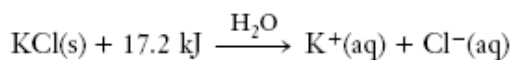
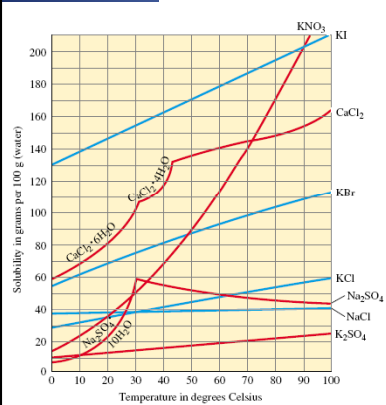


## محلولها: اثر دما بر حلالیت

- اصل لوشاتلیه: اگر فشاری بر یک سیستمی وارد شود که در حال تعادل است سیستم در جهتی پیش می رود که آن فشار را کم کند و به تعادل جدید برسد.

Exothermic: reactants  $\longrightarrow$  products + heat

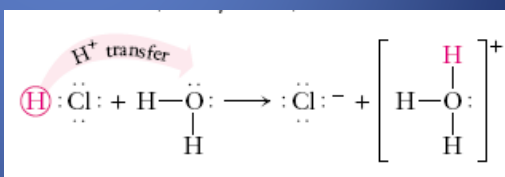
Endothermic: reactants + heat  $\longrightarrow$  products



- در حلالیت گازها در مایعات افزایش دما همواره باعث کاهش حلالیت می شود
- میزان تغییر انحلال پذیری با دما به میزان آنتالپی انحلال بستگی دارد

## محلولها: اثر فشار بر حلالیت

- افزایش یا کاهش فشار بر حلالیت جامدات و مایعات تأثیری خیلی کمی دارد.
- ولی در حلالیت گازها تأثیر زیادی دارد.
- قانون هنری: میزان حلالیت گاز در حلال با فشار جزئی آن در بالای محلول نسبت مستقیم دارد.
- این قانون در مورد گازهایی که با حلال واکنش نمی دهند و محلولهای رقیق و فشارهای کم معتبر است.



## محلولها: غلظت

غلظت بیانگر مقدار ماده حل شده در مقدار معینی از محلول یا حلال است و به روشهای مختلف بیان می شود.

درصد:

وزنی - وزنی: مقدار گرم ماده حل شده در ۱۰۰ گرم محلول

وزنی - حجمی: مقدار گرم ماده حل شده در ۱۰۰ سی سی محلول

حجمی - حجمی: مقدار سی سی ماده حل شده در ۱۰۰ سی سی محلول

مولاریته: مقدار مولهای ماده حل شده در یک لیتر محلول (حساس به دما)

مولالیت: مقدار مولهای ماده حل شده در یک کیلوگرم حلال (غیر حساس به دما)

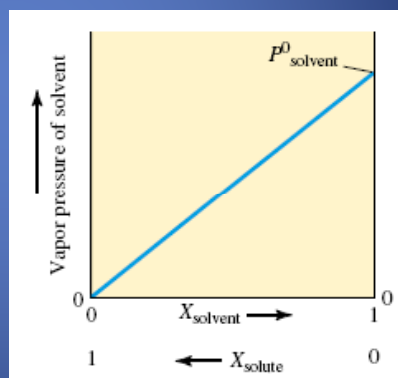
کسر مولی: نسبت مولهای یک جزء محلول به مجموع مولهای مواد موجود در محلول

نرمالیت: تعداد اکی والانهای ماده حل شده در یک لیتر محلول

## محلولها: فشار بخار

قانون راول: در یک محلول ایده ال فشار بخار حلال متناسب با کسر مولی حلال می باشد. محلول ایده ال محلولی است که نیروی جاذبه بین اجزاء آن یکسان باشد.

$$P_{\text{solvent}} = X_{\text{solvent}} P^0_{\text{solvent}}$$

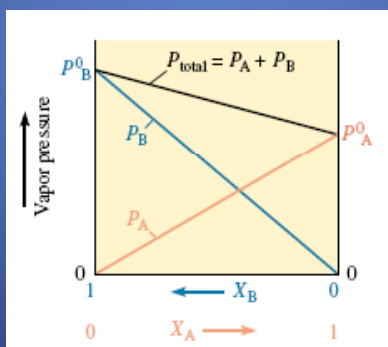


## محلولها: فشار بخار

اگر محلولی شامل دو جزء فرار باشد:

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B$$

$$P_{\text{total}} = X_A P_A^0 + X_B P_B^0$$



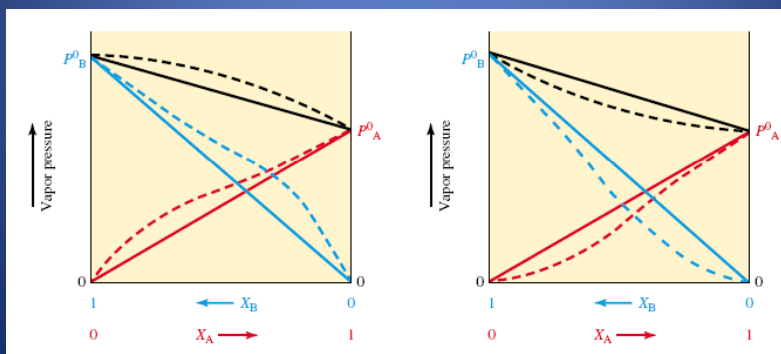
## محلولها: فشار بخار

اغلب محلولها ایده ال نیستند و از قانون راول انحراف دارند.

انحراف دو نوع است:

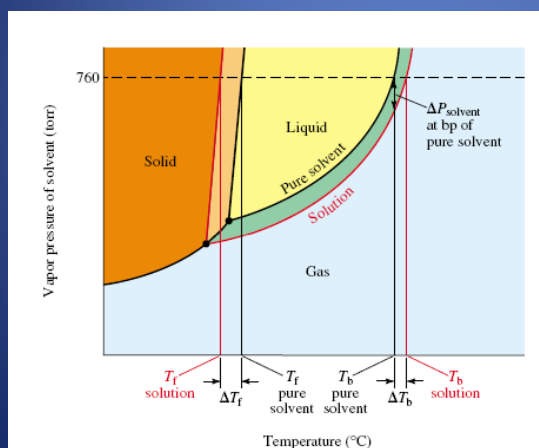
انحراف مثبت

انحراف منفی



## محلولها: دمای جوش و انجماد

اگر حل شونده غیر فرار در یک حلال حل شود:  
باعث صعود نقطه جوش و نزول نقطه انجماد می شود

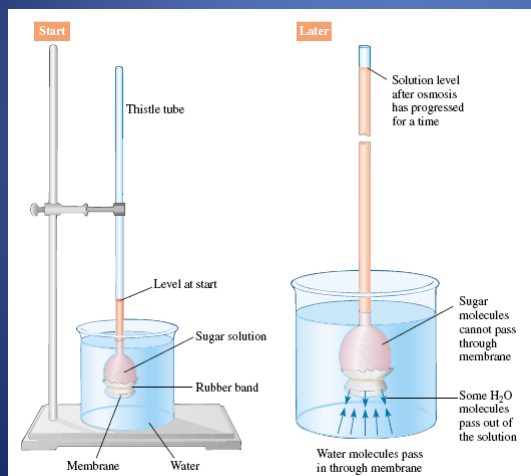


$$\Delta T_b = K_b m$$

$$\Delta T_f = K_f m$$

## محلولها: فشار اسمزی

عبور حلال از غشاء نیمه تراوا از محل با غلظت محلول کمتر به محل با غلظت محلول بیشتر را اسمز می گویند.



$$\pi = \frac{nRT}{V}$$

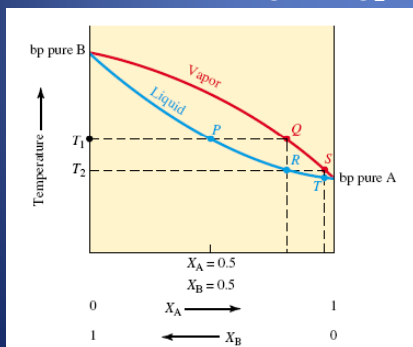
$$\pi = MRT$$

$$\pi = mRT$$

(dilute aqueous solutions)

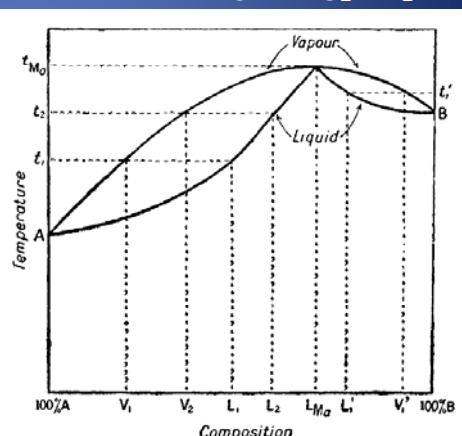
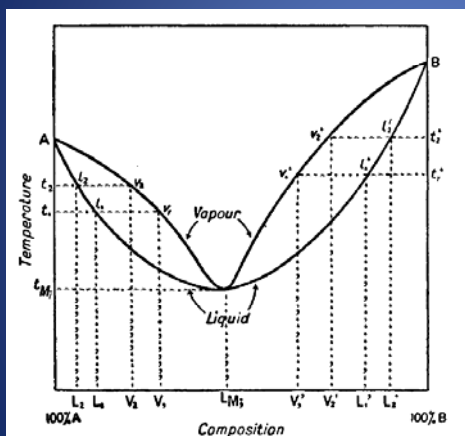
## محلولا: تقطیر

تقطیر روشی است برای جداسازی اجزاء محلول از یکدیگر  
 تقطیر ساده: اگر ماده غیر فرار در حلال باشد حلال را تبخیر و مجدداً آنرا سرد می کنند  
 تقطیر جزء به جزء: اگر محلول شامل دو جزء فرار باشد از تقطیر جزء به جزء استفاده می شود (نمودار مربوط به محلول ایده ال)



## محلولا: تقطیر

اگر محلول ایده ال نباشد:





## محلولها: اثر الکترولیتها بر خواص کولیگاتیو

خواص کولیگاتیو خواصی که فقط به تعداد ذرات حل شونده بستگی دارد و نه ماهیت آنها (مانند صعود نقطه جوش - نزول نقطه انجماد - فشار اسمزی)  
 الکترولیت: اگر ماده حل شونده در آب یونیزه شود محلول رسانای جریان الکتریسیته خواهد بود و به آن الکترولیت می گویند  
 الکترولیت قوی: در آب بصورت کامل یونیزه می شوند  
 الکترولیت ضعیف: مواد کوالانسی قطبی که در آب جزئی یونیزه می شوند  
 چون خواص کولیگاتیو به تعداد ذرات بستگی دارد الکترولیتها در غلظت مساوی با غیر الکترولیتها اثر بیشتری روی خواص کولیگاتیو دارند.  
 مثلا NaCl با مولالیتیه مساوی با یک غیر الکترولیت تعداد ذراتی که ایجاد می کند دو برابر است. پس اثر آن روی خواص کولیگاتیو باید دو برابر باشد.

ضریب وانتهوف (i): برابر است با نسبت تغییر واقعی یک خاصیت کولیگاتیو برای یک ماده حل شده به مقدار پیش بینی شده برای این تغییر در صورتی که ماده تفکیک نمی شد.

$$i = \frac{\Delta T_{f(\text{actual})}}{\Delta T_{f(\text{if nonelectrolyte})}}$$

ضریب وانتهوف برای الکترولیتهای قوی بصورت نظری برابر تعداد یونهای حاصل از تفکیک حل شونده می باشد مثلا برای NaCl برابر ۲ می باشد

## محلولها: اثر الکترولیتها بر خواص کولیگاتیو

در محلول الکترولیتهای قوی بعلت تداخلات بین یونها ضریب وانتهوف برابر تعداد یونهای حاصل از تفکیک نیست. چون یونها مستقل از هم عمل نمی کنند.  
 ولی در محلولهای بسیار رقیق بعلت اینکه فاصله یونها از هم زیاد است ضریب وانتهوف تقریبا به تعداد یونهای حاصل از تفکیک نزدیک می شود.

Compound	<i>i</i> for	<i>i</i> for
	1.00 <i>m</i> Solution	0.100 <i>m</i> Solution
nonelectrolytes	1.00 (ideal)	1.00 (ideal)
sucrose, C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub>	1.00	1.00
If 2 ions in solution/formula unit	2.00 (ideal)	2.00 (ideal)
KBr	1.77	1.88
NaCl	1.83	1.87
If 3 ions in solution/formula unit	3.00 (ideal)	3.00 (ideal)
K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	2.39	2.45
K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	1.95	2.39
If 4 ions in solution/formula unit	4.00 (ideal)	4.00 (ideal)
K <sub>3</sub> [Fe(CN) <sub>6</sub> ]	—	2.85

$$\Delta T_f = imk_f \quad \Delta t_b = imk_b \quad \pi = iMRT$$