

فصل ششم

محلولاها

تمامی نکات و خلاصه مباحث شیمی عمومی مورثیمر

گروه آموزشی شیمی ناحیه ۲ ری

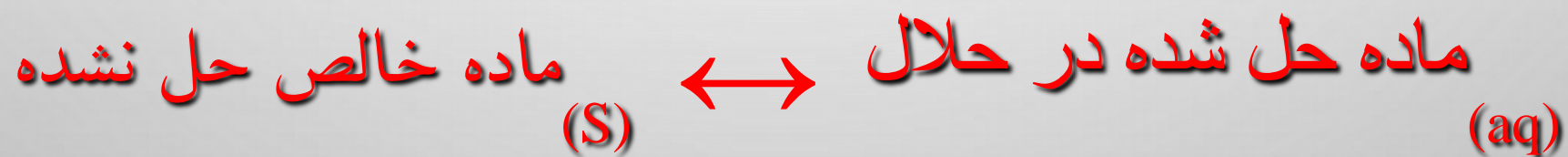
www.ShimiPedia.ir

جزئی از محلول که مقدار آن نسبت به سایر اجزاء بیشتر است را حلال و سایر اجزاء را حل شونده می گوئیم. بسته به حالت فیزیکی شونده و حلال انواع محلولها وجود دارد که جدول زیر انواع آنها را می بینید.

جدول ۶-۱. انواع محلولها

مثال	حالت فیزیکی اجزای سازنده محلول به طور خالص	حالت فیزیکی محلول
هوا یا هر مخلوط دیگری از گازها. آب در هوا یا برم در کلر. نفتالین در متان یا ید در ازت.	گاز در گاز مایع در گاز جامد در گاز	گاز
گاز آمونیاک در آب یا گاز اسیدکلریدریک در بنزن الکل در آب یا برم در کربن تتراکلرید شکر در آب یا ید در اتر	گاز در مایع مایع در مایع جامد در مایع	مایع
هیدروژن در پالادیم جیوه در تالیوم طلا در نقره یا کلرید آمونیم در کلرید پتاسیم	گاز در جامد مایع در جامد جامد در جامد	جامد

حداکثر مقدار ماده خالصی که در دمای معین در یک حلال مشخص حل می شود و یک سیستم پایدار را به وجود می آورد، انحلال پذیری آن ماده می گوئیم. حال اگر به چنین محلولی مقداری از جامد را اضافه کنیم بین جامد حل نشده و جامد حل شده در محلول تعادل زیر به قرار می گردد به چنین محلولی محلول اشباع می گوئیم.



فرآیند انحلال

محلولها را از نظر ساختار ماده حل شونده به دو دسته تقسیم می‌شوند:

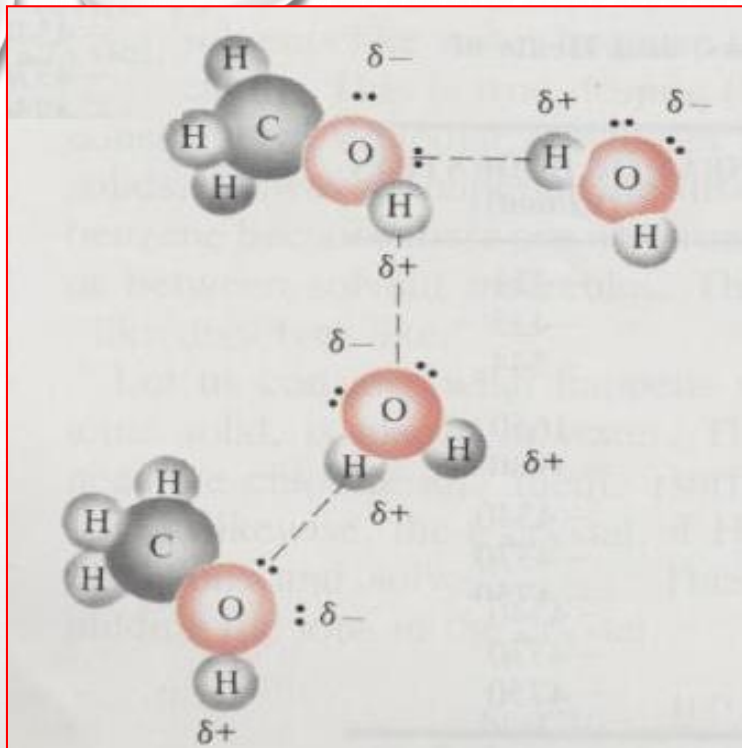
الف) محلول هایی که در آنها جسم حل شده مولکولی کووالانسی است.

ب) محلول هائی که در آنها جسم حل شده یک ترکیب یونی است.

هنگامیکه جسم حل شده مولکولی کووالانسی و در حال حل شدن در یک مایع باشد دو حالت ممکن است رخ دهد.

1) اگر حل شونده و حلال هر دو غیر قطبی یا خیلی کم قطبی باشند تنها نیروی جاذبه پیش آنها نیروی لاندن می باشد و به هر نسبتی می توانند در یک دیگر حل گردند مانند حل شدن ید در تتراکلرید کربن.

2) اگر مولکولهای حل شونده و حلال هر دو یا فقط یکی از آنها قطبی باشد به یکی از دو طریق زیر در یکدیگر حل می شوند:



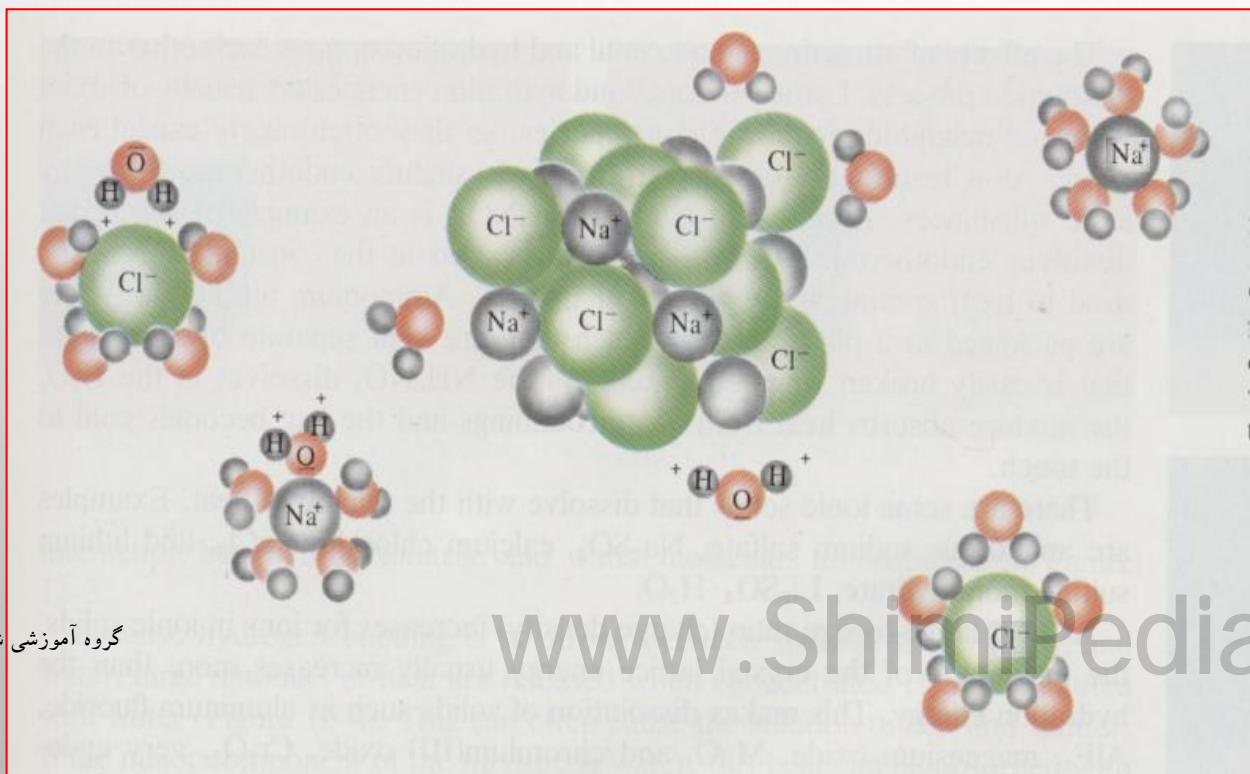
طریقه اول : مولکولهای حل شونده با یکدیگر پیوند هیدروژنی تشکیل می دهند. مانند انحلال متانل در آب .

طریقه دوم: مولکول های حل شونده و حلال با یکدیگر ترکیب شده و در یک زوج یون با بارهای مخالف تشکیل می دهند مانند حل شدن اسیدهای قوی در آب.



هنگامی که جسم حل شونده یک ترکیب یونی باشد

یونهای منفی توسط قطب مثبت مولکولهای حلال و یونهای مثبت توسط قطب منفی مولکولهای حلال کشیده شده و جذب می شوند. پس این یونها وارد فضای محلول می گردند. احاطه شدن یونها توسط مولکولهای حلال را حلال پوش شدن می گوئیم و در صورتی که حلال



آب باشد، آب پوش شدن گفته می شود. فرآیند حل شدن یک بلور یونی NaCl در آب در شکل روبرو مشاهده می گردد.

یونهای آب پوشیده

اغلب کاتیونهای فلزی با شش مولکول آب و بعضی دیگر با چهار مولکول آب پوشیده می شوند.

مثال های از کوئوردیناسیون شش تایی عبارتند از :



مثال هایی از کوئوردیناسیون چهار تایی عبارتند از :



عوامل موثر بر انحلال پذیری

به طور کلی همجنس در همجنس حل می گردد ولی عواملی از قبیل فشار و دما نیز موثر می باشند. در مورد انحلال دو ماده در یکدیگر به قواعد زیر توجه فرمائید.

اگر دو مایع با یکدیگر ایده آل تشکیل دهند می توانند به هر نسبت در یکدیگر حل گردند.

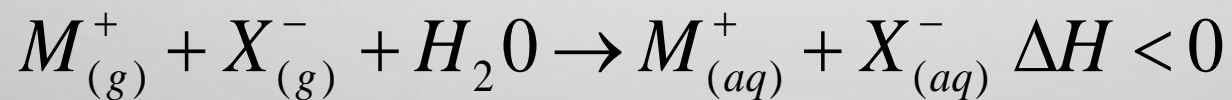
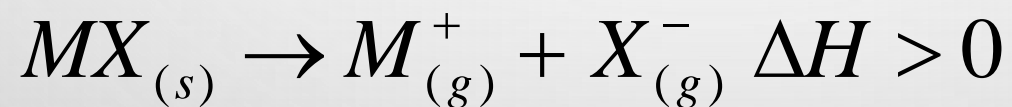
هر گاه اختلاف دو مایع با آزاد شدن گرما همراه باشد ، انحلال پذیری آنها در یک دیگر محدود است.

اگر فرآیند انحلال دو مایع در یکدیگر ، گرما گیر باشد باز هم انحلال پذیری آنها در یکدیگر محدود می باشد .

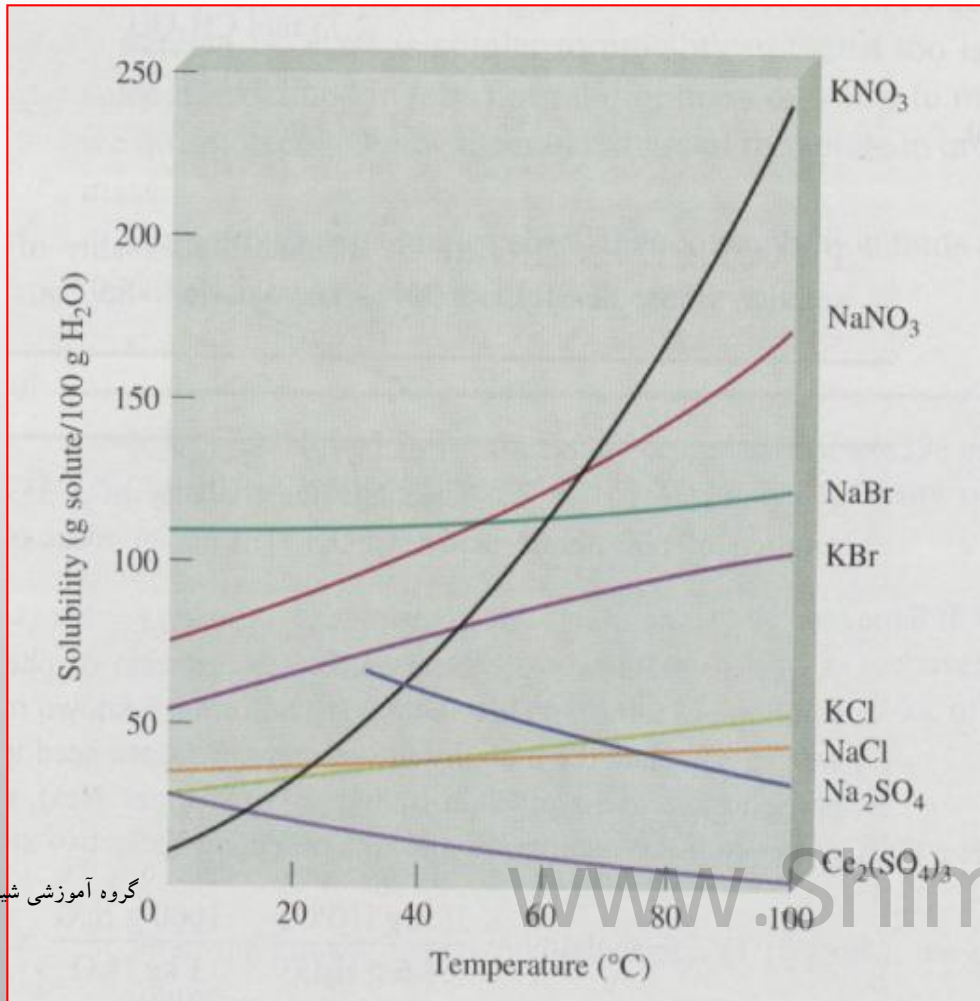
اگر انحلال جامد در مایع گرماگیر باشد، انحلال پذیری کم خواهد بود.

اگر انحلال جامد در مایع گرمازا باشد، انحلال پذیری زیاد خواهد بود.

اگر یک ماده یونی بخواهد در حلالی حل گردد در ابتدا باید یونهای مثبت و منفی آن از یکدیگر جدا شوند (عکس انرژی شبکه) و سپس یونهای جدا شده حلال پوشیده شوند. پس بنابراین گرمای انحلال تفاوت انرژی لازم را برای در هم شکستن شبکه بلور و انرژی آزاد شده بر اثر حلال پوش شدن یونها می باشد.



اگر فرآیند انحلال یک ترکیب گرما ده ($\Delta H < 0$) باشد ، طبق اصل لوشاتلیه افزایش دما میزان انحلال پذیری کاهش می یابد.



اگر فرآیند انحلال یک ترکیب گرماگیر ($\Delta H > 0$) باشد ، افزایش دما طبق اصل لوشاتلیه انحلال پذیری را کاهش خواهد داد. شکل روبرو انحلال پذیری تعدادی ماده را به عنوان تابعی از درجه حرارت نشان می دهد.

تغییرات فشار معمولاً در انحلال پذیری مواد جامد و مایع اثری ندارد اما برای حل شدن یک گاز در مایع موثر می باشد. هنری نشان داد که مقدار گاز حل شده در یک حلال متناسب است با فشار گاز در روی محلول.

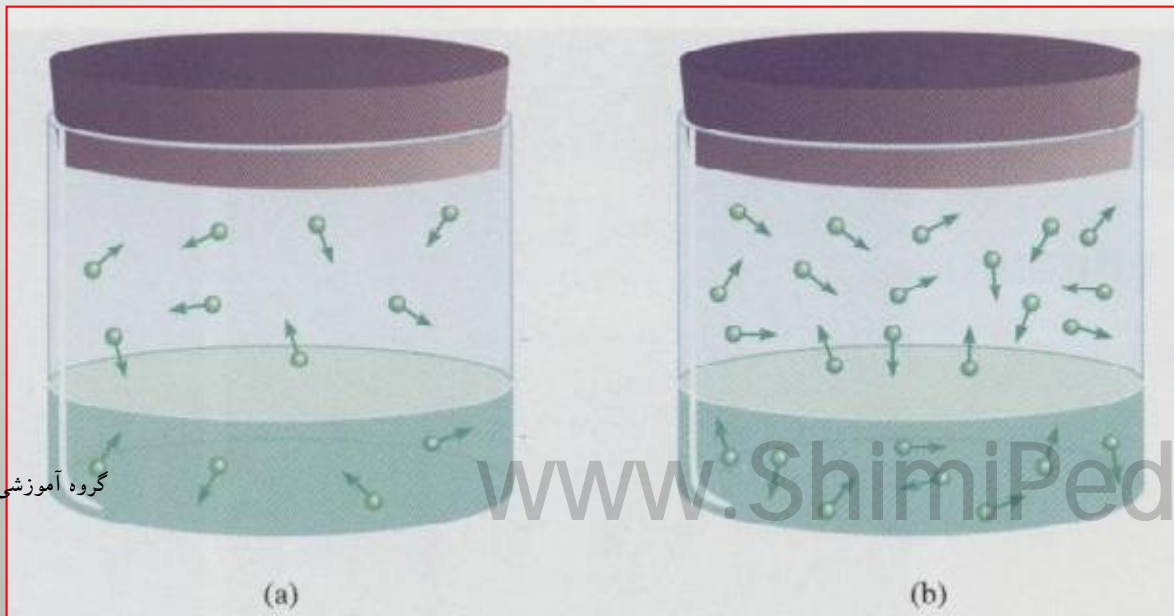
$$P=KX$$

قانون هنری

X: کسر مولی حل شونده P

: فشار گاز روی محلول

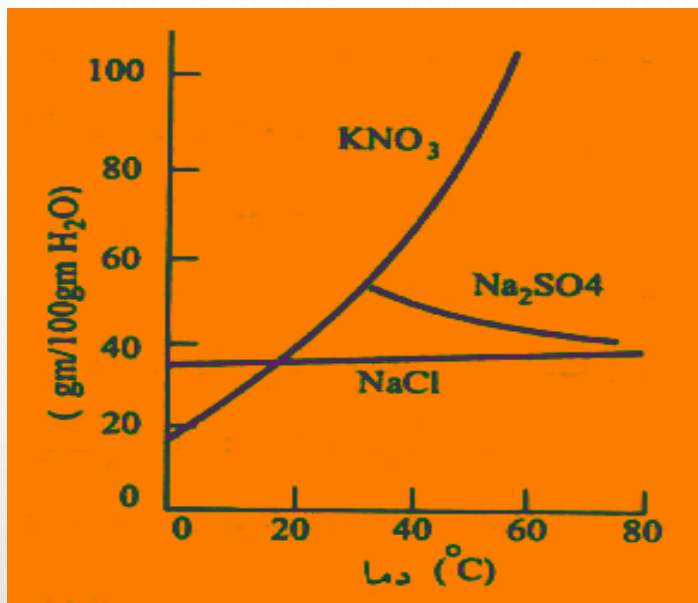
K: ثابت هنری می باشد که برای هر گاز در دمای معین مقدار مشخصی دارد.



تصویر روبرو

این قانون را

نشان می دهد.



مثال: با توجه به شکروبرو،
 ΔH انحلال کدام یک از
 نمکهای زیر مثبت و کدام یک
 منفی است؟

در مورد KNO_3 و NaCl مقدار ΔH مثبت می باشد. زیرا با افزایش دما
 انحلال پذیری بیشتر شده است.

چون با افزایش دما انحلال پذیری Na_2SO_4 کاهش می یابد پس ΔH
 انحلال آن منفی می باشد.

غلظت محلولها

برای بیان نسبت بین حل شونده و حلال از غلظت استفاده می‌نمائیم.
برای بیان غلظت از واحدهای مختلفی استفاده می‌نمائیم که در زیر
آنها را بررسی می‌نمائیم.

الف) درصد وزنی : جرم ماده شده موجود در صد گرم از محلول را
درصد وزنی آن می‌گوئیم . مثلاً یک محلول 10 درصد اسید سولفوریک
به این مفهوم می‌باشد که ده گرم اسید سولفوریک و 90 گرم آب با
یکدیگر مخلوط شده و این محلول را درست کرده‌اند.

$$\text{درصد وزنی} = \frac{\text{وزن حل شونده}}{\text{وزن محلول}} \times 100$$

ب) کسر مولی یا جزء مولی (X)

تعداد مول ماده A

$$\text{کسر مولی ماده A} = \frac{\text{تعداد مول ماده A}}{\text{تعداد کل مولهای حل شونده و حلال}}$$

برای مخلوط A و B خواهیم داشت:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

$$\sum_{i=1}^{\infty} X_i = X_1 + X_2 + X_3 + \dots + X_{\infty} = 1$$

www.ShimiPedia.ir

مثال: کسر مولی حلال و حل شونده را در یک محلول آبی ده درصد اسید سولفوریک محاسبه نمائید.

$$\text{تعداد مول آب} = 90/5 = 5 \text{ mol}$$

$$\text{تعداد مول اسید سولفوریک} = 10/98 = 0.1 \text{ mol}$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = 5/(5+0.1) = 0.98$$

$$X_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0.1/(5+0.1) = 0.02$$

ج) مولاریته (M)

تعداد مولهای حل شونده موجود در یک لیتر از محلول را مولاریته آن محلول می گوینم.

$$M = n / V \quad (\text{حجم محلول بر حسب لیتر} / \text{تعداد مول حل شونده})$$

مثال: برای تهیه 250 میلی لیتر محلول اسید نیتریک 2 M ، چند گرم اسید نیتریک 70% نیاز می باشد؟ اگر چگالی اسید نیتریک غلیظ 1.42 باشد ، چند میلی لیتر اسید لازم می باشد؟

برای این گونه محاسبات ابتدا از حجم و سپس غلظت آن استفاده می کنیم.

$$\begin{array}{l} \text{جرم اسید} \\ \text{مورد} \end{array} = \begin{array}{l} \text{غلظت} \\ \text{نیاز} \end{array} 250 \text{ ml} \times \frac{2 \text{ mol}}{1000 \text{ ml}} \times \frac{63 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \times \frac{100 \text{ g}}{70 \text{ g}} = 45 \text{ g}$$

$$\begin{array}{l} \text{حجم اسید} \\ \text{مورد} \end{array} = \begin{array}{l} \text{غلظت} \\ \text{نیاز} \end{array} 45 \text{ g} \times \frac{1 \text{ ml } HNO_3}{1.42 \text{ g } HNO_3} = 31.7 \text{ ml } HNO_3$$

د) نرمالیتہ (N)

تعداد اکی و الان گرمایہای مادہ حل شدہ دریک لیٹر از محلول را نرمالیتہ آن محلول می گوئیم.

(حجم محلول بر حسب لیٹر / تعداد اکی والان حل شونده) $N = n_{eq} / V$ نرمالیتہ

وزن اکی والان حل شدہ / وزن مادہ حل شونده = تعداد اکی والانهای حل شونده

ظرفیت حل شونده / جرم مولکولی حل شونده = وزن اکی والانهای حل شونده

ظرفیت حل شونده بستگی به واکنشی دارد که در آن شرکت می کند.
برای اسیدها و بازها ، ظرفیت برابر است با تعداد H^+ یا OH^- در
واکنش واکنشی داده است. در واکنش های اکسایش ، ظرفیت برابر
است با تغییر عدد اکسایش .

به عنوان مثال اگر $KMnO_4$ در یک واکنشی به Mn^{2+} تبدیل
گردد، ظرفیت آن 5 می باشد در حالیکه اگر محصول واکنش
 MnO_2 باشد ، ظرفیت آن 3 می باشد .

مثال : در صورتیکه یون دی کرومات به عنوان یک اکسید کننده عمل کند. برای تهیه 500 میلی لیتر محلول 0-1N به وزنی از دی کرومات پتاسیم لازم می باشد ؟ مولاریته این محلول چقدر می باشد ؟



$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ وزن اکی والان مولکولی} = \frac{\text{جرم}}{n} = \frac{294.19}{6} = 49.03 \text{ g/eq}$$

$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ وزن مورد نیاز} = 500 \text{ ml} \times \frac{0.1 \text{ eq}}{1000 \text{ ml}} \times \frac{49.03 \text{ g}}{1 \text{ eq}} = 2.452 \text{ g}$$

هـ) مولالیته (m)

مولالیته با تغییرات دمای محلول تغییر خواهد کرد. برای رفع مشکل از مولالیته استفاده می کنیم.

تعداد مول حل شونده موجود در یک کیلوگرم از حلال را مولالیته آن محلول می گوئیم.

$$\text{(جرم حلال بر حسب Kg / تعداد مول حل شونده)} \quad m = n / m'$$

مثال: کسرهای مولی حل شونده و حلال را در یک محلول آبی

یک مولال محاسبه نمائید؟

محلول آبی یک مولال یعنی یک مول حل شونده در 1000 گرم

آب بنابراین :

$$\text{تعداد مول آب} = 1000 \text{ g } H_2O \times \frac{1 \text{ mol } H_2O}{18 \text{ g } H_2O} = 55.5 \text{ mol } H_2O$$

$$X_{H_2O} = \frac{55.5}{55.5 + 1} = 0.9823 \Rightarrow$$

گروه آموزشی شیمی ناحیه ۲ ری **حل شونده $X = 1 - 0.9823 = 0.01777$**

حجم سنجی (تیتراسیون)

هدف از یک تجزیه حجم سنجی ، یک ماده مجهول با استفاده از واکنش کامل آن با یک ماده استاندارد می باشد . هنگامی که واکنش ماده مجهول و ماده استاندارد کامل شد، تعداد آکی والانهای دو ماده با یکدیگر برابر می باشد. پس بنابراین می توانیم از روابط زیر استفاده نمائیم.

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

N_1 و V_1 : نرمالیت و حجم ماده استاندارد

N_2 و V_2 : نرمالیت و حجم ماده مجهول

گاهی اوقات جرم مشخصی از ماده حل شده را در مقداری آب حل کرده پس تجزیه را انجام می دهیم در این حالت رابطه زیر بین دو ماده برقرار است .

$$N_1 V_1 = \frac{g_2}{eq_2} \quad (\text{حجم بر حسب لیتر})$$

g_2 وزن حل شونده بر

$$N_1 V_1 = \frac{1000 \times g_2}{eq_2} \quad (\text{حجم بر حسب میلی لیتر})$$

حسب گرم و eq_2 وزن
اکی والان حل شونده

اگر نمونه جامد نا خالص باشد رابطه فوق به رابطه زیر تبدیل می گردد.

$$N_1 V_1 = \frac{1000 p_2 g_2}{eq_2}$$

P_2 درجه خلوص حل شونده

مثال : نمونه خالصی از یک اسید جامد به وزن 0.2676 گرم را در 100 ml آب حل کرده و با مقدار 35.68 ml از یک محلول قلیایی 0.119 N خنثی می کنیم. وزن آکی والان اسید را حساب کنید. اگر این اسید دو پروتونی باشد ، جرم مولکولی آن چقدر است ؟

$$N_1 \times V_1 = \frac{1000 g_2}{eq_2} \Rightarrow$$

$$eq_2 = \frac{1000 \times 0.2676}{35.68 \times 0.119} = 63.03 \frac{g}{eq} \Rightarrow$$

$$\text{وزن مولکولی اسید} = 2 \times 63.03 = 126.06 \text{ g/mol}$$

فشار بخار محلول های مایع در مایع

فشار بخار کل هر محلول (P_t) برابر است با مجموع فشار بخار اجزای

تشکیل دهنده آن به عنوان مثال برای یک محلول دو جزئی داریم:

$$P_t = P_A + P_B$$

$$P_A = X_A P_A^0$$

$$P_B = X_B P_B^0$$

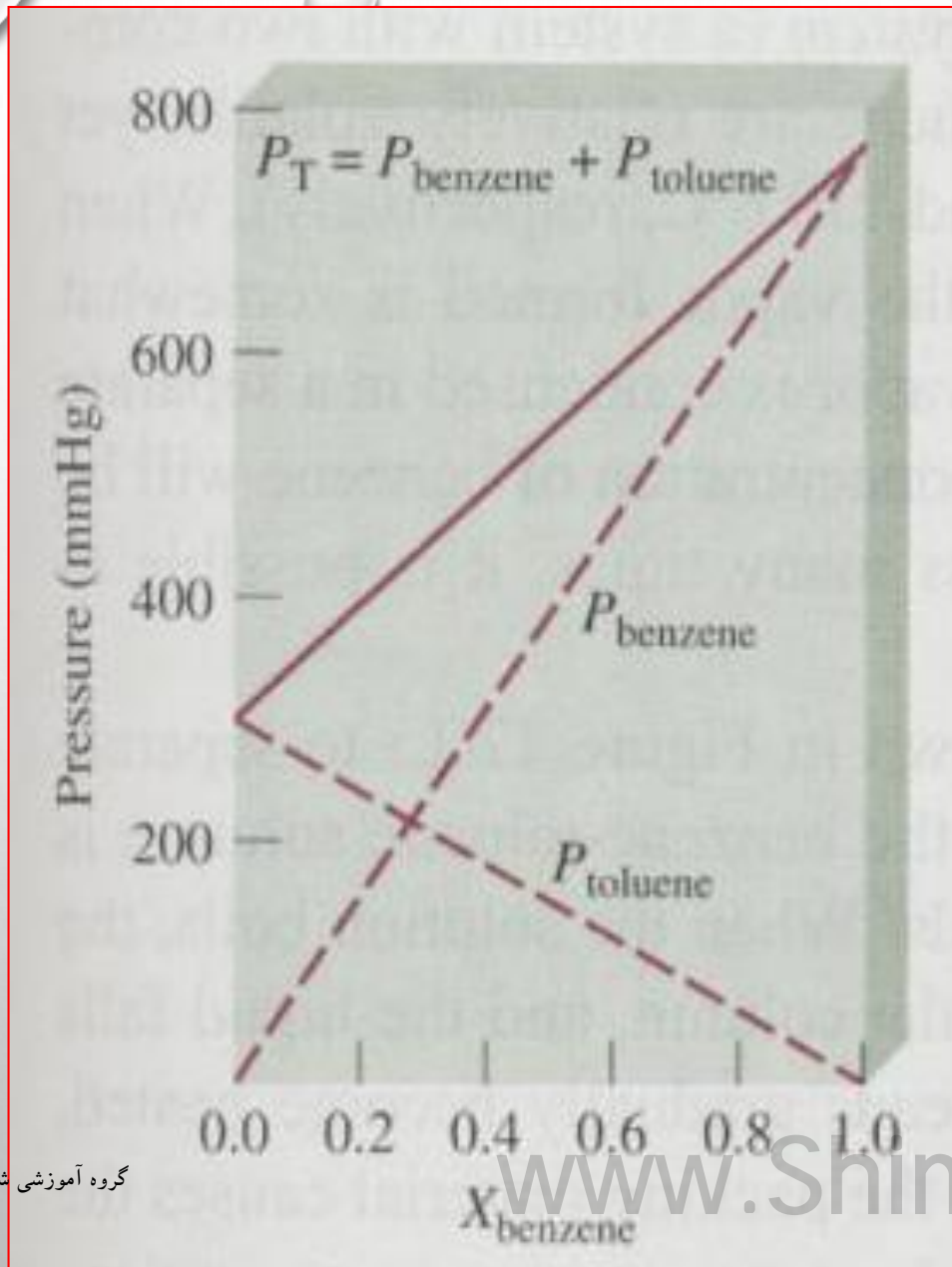
$$P_t = X_A P_A^0 + X_B P_B^0$$

بنابراین:

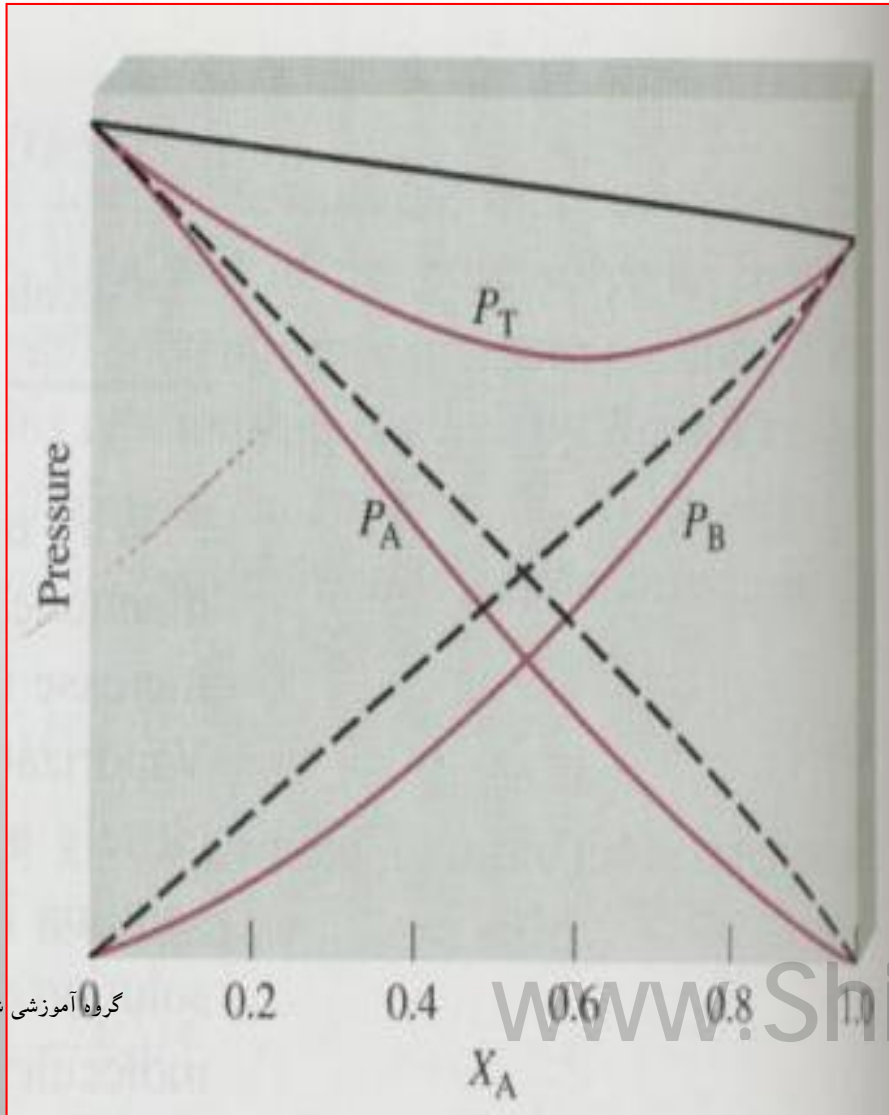
این رابطه به قانون رانول معروف می باشد.

منحنی فشار کل و فشارهای
جزئی برای محلول هائی که از
قانون راول پیروی می کنند
در روبرو نشان داده شده است .

در محلول های ایده آل نیروی
جاذبه بین مولکولهای A-B با
نیروی جاذبه بین مولکولهای
A-A و B-B برابر است.



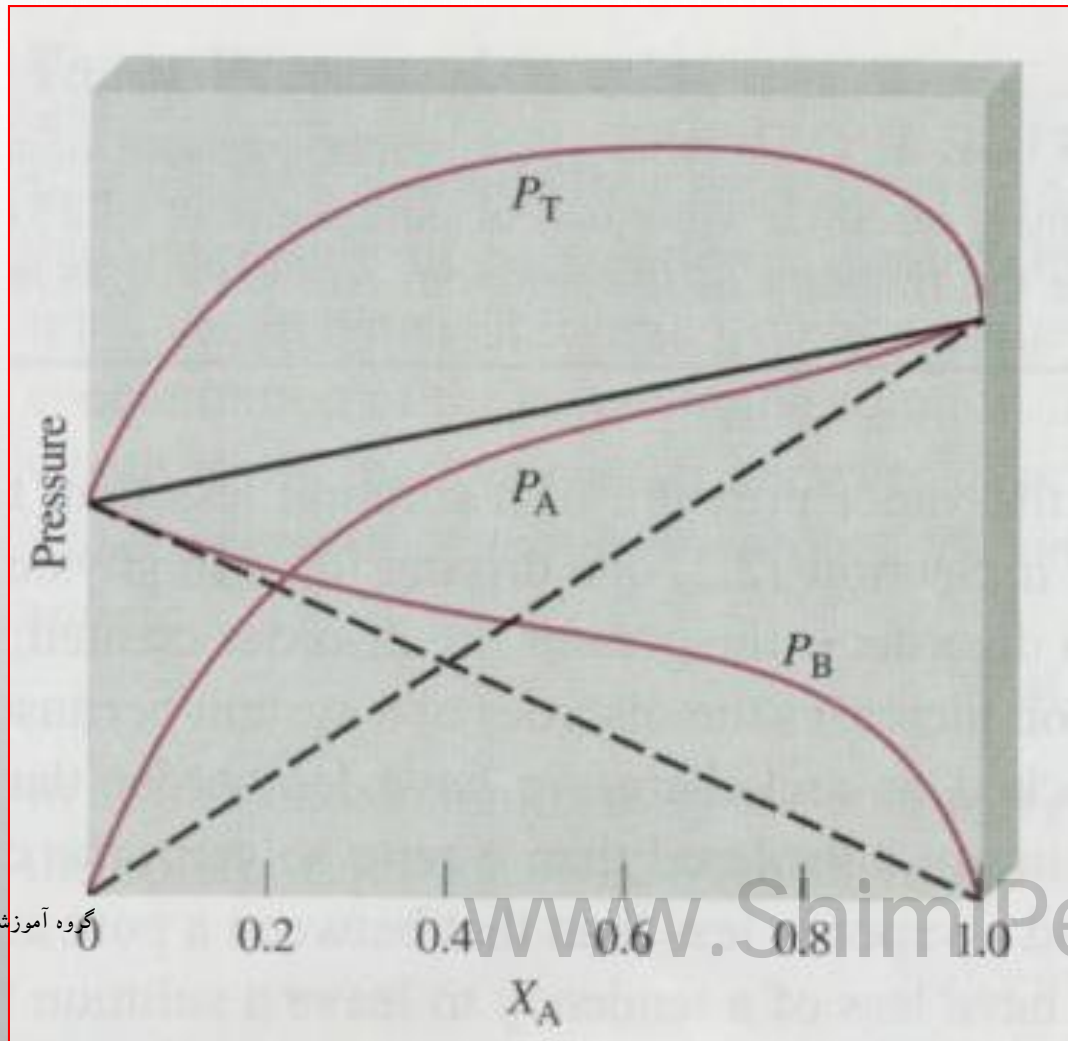
ولی تمام محلول ها ایده آل نیستند و از قانون راول انحراف دارند.



انحراف منفی هنگامی مشاهده می گردد که نیروی جاذبه بین A-B قویتر از نیروی جاذبه بین اجزاء خالص (B-B, A-A) باشد.

تهیه چنین محلولهائی گرما ده می باشد. (شکل روبرو)

اما هنگامی که جاذبه بین اجزاء خالص A-A و B-B قویتر از جاذبه بین A-B باشد ، انحراف مثبت رخ می دهد.



تهیه چنین محلول هائی
گرمگیر است. شکل
روبرو نشان دهنده
انحراف مثبت می باشد.

محلول های رقیق مواد حل شده غیر فرار مولکولی عموماً از قانون راول پیروی می کنند. وقتی که حل شونده غیر فرار شونده غیر فرار باشد ، فشار بخار کل محلول تقریباً مربوط به حلال تنها می باشد .
اگر A حلال و B حل شونده باشد می توان نوشت:

$$P_t = X_A P_A^0 = P_A^0 (1 - X_B)$$

بنابراین در اثر حل کردن یک حل شونده غیر فرار در یک حلال ،
فشار بخار محلول کاهش خواهد یافت.

خواص تجمعی یا کولیگا تیو

ماده حل شونده در حلال باعث تغییر بعضی از خواص حلال خواهد شد. بعضی از این خواص تنها به تعداد ذرات ماده حل شونده بستگی دارد و به نوع ، شکل ، حجم و وزن مولکولی آن بستگی ندارد. این خواص به خواص تجمعی یا کولیگا تیو مشهور می باشند و عبارتند از: کاهش فشار بخار محلول ، صعود نقطه جوش محلول ، نزول نقطه انجماد محلول و فشار اسمزی.

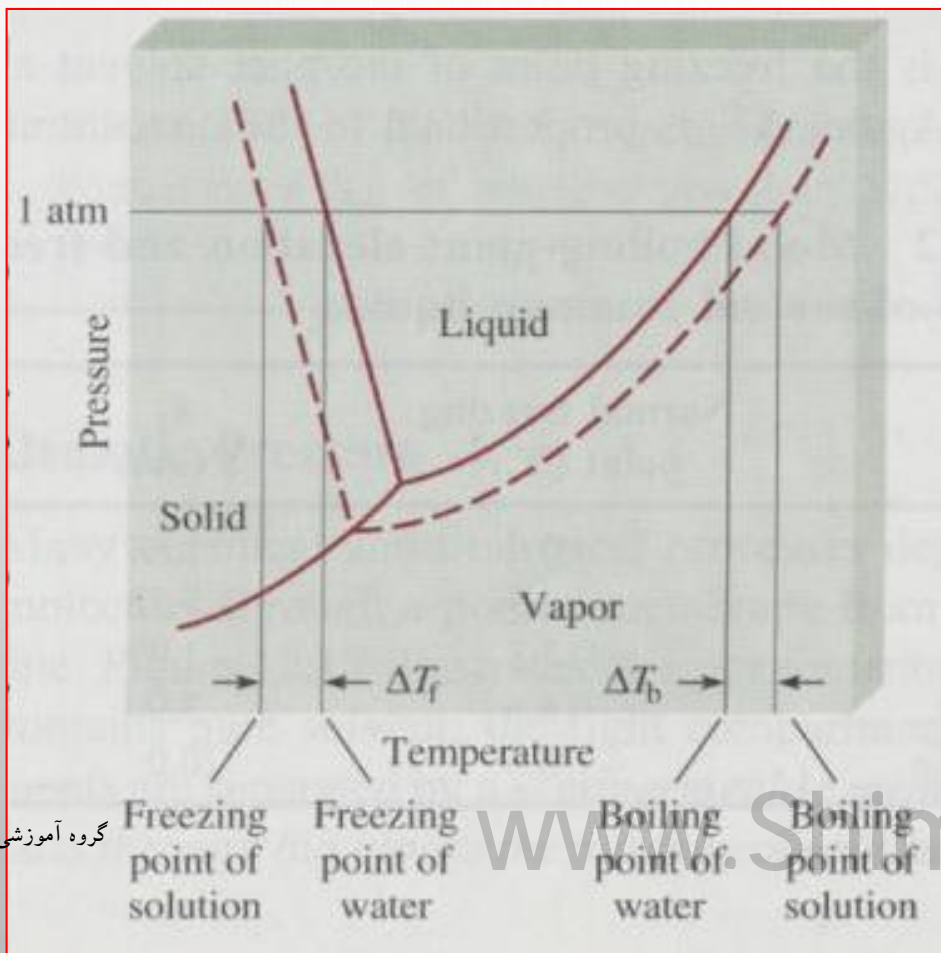
مثال : با فرض ایده آل بودن یک محلول یک مولال از یک جسم غیر فرار در آب و در دمای 50°C ، فشار بخار محلول را حساب کنید. فشار بخار آب در 50°C برابر 92.5 میلی متر جیوه است .

در مثالهای قبلی کسر مولی حلال در یک محلول آبی یک مولال محاسبه گردید. بنابراین :

$$P_t = X_A P_A^0 = 0.982 (92.5) = 90.3 \text{ mmHg}$$

دمای جوش و دمای انجماد محلول

کاهش فشار بخار محلول (در اثر حل شدن ماده غیر فرار در حلال) باعث می شود که محلول در دمای بالاتری نسبت به حلال خالص بجوشد.



شکل روبرو منحنی های فشار بخار حلال خالص و محلول را نشان می دهد. فاصله بین دو منحنی متناسب با کسر مولی حل شونده در محلول است. معمولاً در محاسبات به جای کسر مولی از مولالیت استفاده می کنیم.

میزان صعود نقطه جوش محلول (ΔT_b) از رابطه زیر بدست می آید.

$\Delta T_b = m k_b$ مولالیتة محلول و k_b ثابت مولالی صعود نقطه جوش می باشد که برای هر حلال مقدار مشخصی می باشد.

میزان نزول نقطه انجماد محلول نیز از رابطه زیر محاسبه می شود.

$$\Delta T_f = m k_f$$

K_f ثابت مولالی نزول نقطه انجماد که برای هر حلال مقدار مشخصی می باشد.

مثال: یک گرم اوره در 75 گرم آب حل شده است و دمای جوش محلول حاصل $100.114\text{ }^{\circ}\text{C}$ شد. K_b را در مورد آب محاسبه نمایید. (وزن مولکولی اوره 60.1)

$$\Delta T_b = mk_b$$

$$\text{مولالیته اوره} = 1000 \text{ gH}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ g}}{75 \text{ gH}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol}}{60.1 \text{ g}} = 0.222 \text{ m}$$

$$k_b = \frac{(100.114 - 100.000)}{0.222} = 0.513\text{ }^{\circ}\text{C} / \text{m}$$

مثال : محلولی از انحلال 2.4 گرم دی فنیل ($C_{12}H_{10}$) در 75g بنزن تهیه شده است. دمای جوش و دمای انجماد محلول را حساب کنید. وزن مولکول دی فنیل 154 می باشد و دمای جوش و دمای انجماد بنزن خالص به ترتیب $80.10^{\circ}C$ و $5.50^{\circ}C$ می باشد.

در ابتدا مولالیته بی فنیل را محاسبه می کنیم.

$$\text{مولالیته بی فنیل} = 1000 \text{ g } C_6H_6 \times \frac{2.4 \text{ g}}{75 \text{ g } C_6H_6} \times \frac{1 \text{ mol}}{154 \text{ g}} = 0.208 \text{ m}$$

$$\Delta T_f = mk_f = 0.208 \times 5.12 = 1.1 \text{ } ^\circ\text{C} \quad \Rightarrow$$

$$T_b = 80.1 + 0.53 = 80.63 \text{ } ^\circ\text{C}$$

\Rightarrow

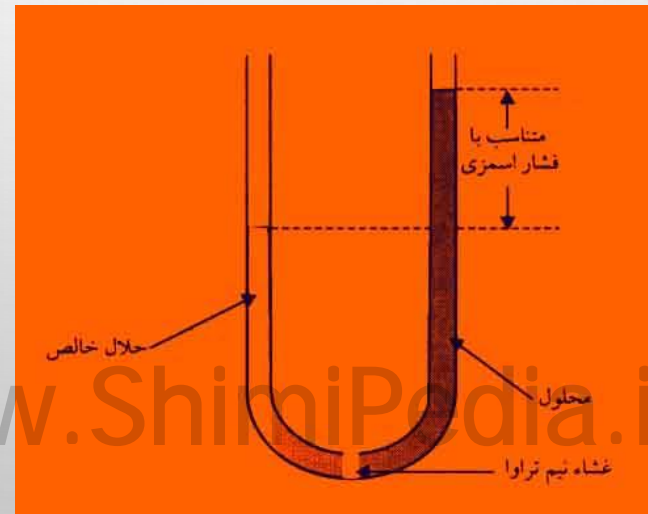
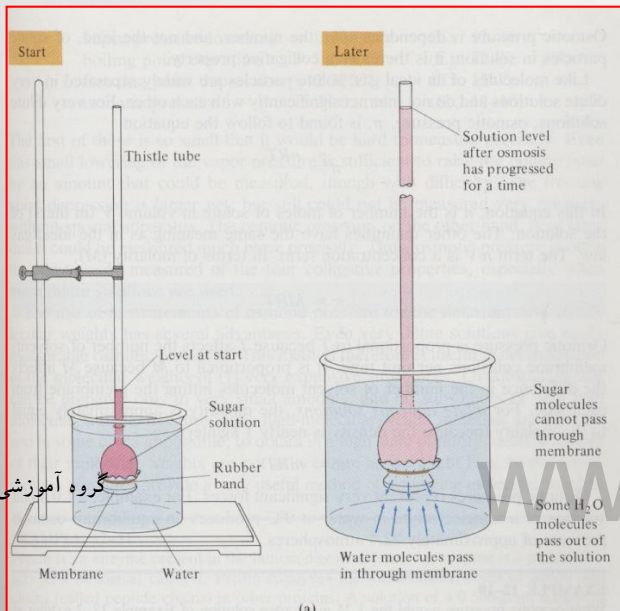
$$\Delta T_b = mk_b = 0.208 \times 2.53 = 0.526 \text{ } ^\circ\text{C} \quad \Rightarrow$$

$$T_f = 505 - 1.1 = 4.4 \text{ } ^\circ\text{C}$$

فشار اسمزی

اگر در وسط یک لوله شکل غشای نیمه تر اول قرار دهیم و در سمت چپ آب خالص و در شاخه سمت راست محلول آب قند قرار دهیم و پس از مدتی مراجعه کنیم مشاهده می کنیم که ارتفاع آب در سمت چپ پائین آمده و در سمت راست بالا رفته است. اختلاف ارتفاع محلول در دو شاخه متناسب است با فشار اسمزی محلول. دو دستگاه برای نمایش پدیده اسمز در شکل

زیر مشاهده می گردد.



مقدار فشار اسمزی را می توان از رابطه زیر محاسبه کرد.

$$\pi V = nRT$$

$$\pi = (n/V)RT \implies$$

$$\pi = MRT$$

در این معادله π فشار اسمزی بر حسب اتمسفر، V حجم محلول بر حسب لیتر، T دمای مطلق، R ثابت گازها و M مولاریته می باشد.

تقطیر

محلول حاوی جسم غیر فرار را می توان به وسیله یک تقطیر ماده از هم جدا کرد. برای این کار محلول را می جوشانیم ، حلال بخار شده و خارج میگردد و از حل شونده جدا می گردد.

محلولی که از دو جزء فرار تشکیل شده است و از قانون رانول پیروی می کند را می توان با استفاده از تقطیر جزء به جزء خالص کرد.

در هر مرحله از تقطیر محلول حاصل از تقطیر نسبت به جزء فرارتر غنی تر می شود و پس از چند مرحله تقطیر به جزء خالص دست می یابیم. به عنوان مثال اگر فشار بخار جزء خالص A, 0.2 atm و فشار بخار جزء خالص B, 0.4 atm باشد، برای محلولی که کسر مولی جز B در آن 0.6 باشد، فشار بخار کل عبارت است از :

$$P_t = X_A P_A^0 + X_B P_B^0 = 0.4 (0.2) + 0.6 (0.4) = 0.32 \text{ atm}$$

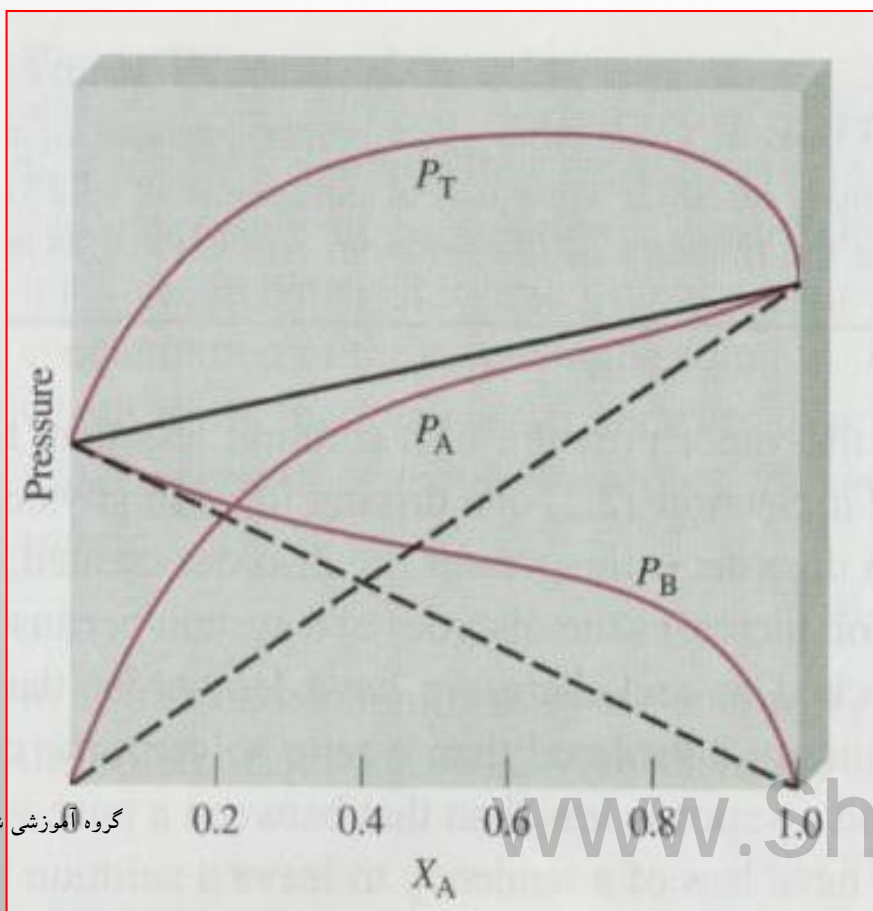
ترکیب درصد بخار در حال تعادل با این محلول را می توان محاسبه کرد:

$$X_A \text{ بخار} = \frac{(0.4 \times 0.2)}{0.32} = 0.25$$

$$X_B \text{ بخار} = \frac{(0.6 \times 0.4)}{0.32} = 0.75$$

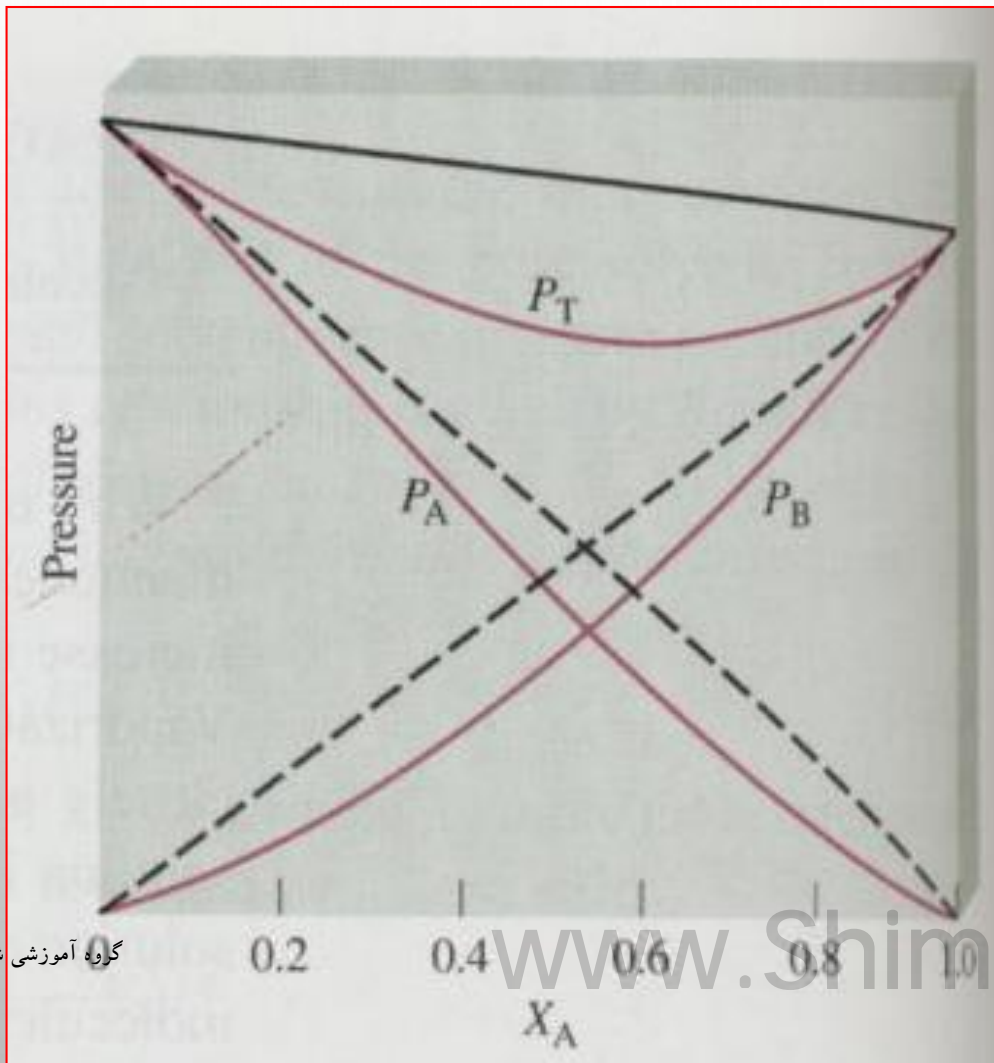
بنابراین ، همانطور که مشاهده می شود محلولی با غلظت $X_B=0.6$ با بخاری به غلظت $X_B = 0.75$ در حال تعادل است بنابراین بخار نسبت به جز فرارتر غنی تر می شود و پس از چند مرحله B از A جدا می گردد.

اما محلولهایی که دارای انحراف مثبت می باشند در منحنی فشار بخار محلول بر حسب کسر مولی نقطه ماکزیمی وجود دارد .



این محلول در دمای کمتر از دمای جوش اجزاء تشکیل دهنده خالص به جوش می آید . این محلول یک آنوتروپ (هم جوش) با دمای جوش مینیمم می باشد .

محلول‌هایی که دارای انحراف منفی می‌باشند در منحنی فشار بخار
محلول یک نقطه مینیمم وجود دارد. این محلول در دمایی بالاتر از



دمای جوش هر یک از
اجزاء تشکیل دهنده خالص
می‌جوشد. این محلول یک
آزنوتروپ (هم جوش) با
دمای جو ماکزیمم نامیده
می‌شود.

مخلوطهای آزنوتروپ مانند اجسام خالص در درجه حرارت ثابت می جوشند و بر اثر تقطیر تغییری در غلظت آن پیدا نمی شود. تقطیر جزء به جزء یک مخلوط آزنوتروپ منجر به جدا کردن یکی از اجزاء خالص و محلول آزنوتروپ خواهد شد.

محلول های الکترولیت

الکترولیت ترکیبی است که در صورت انحلال در یک حلال ، سبب افزایش هدایت الکتریکی آن حلال میشود. الکترولیتها به دو دسته قوی و ضعیف تقسیم می شوند. الکترولیتهای قوی در محلول به طور کامل به اجزاء تشکیل دهنده خود تفکیک می گردد در حالیکه الکترولیت ضعیف در محلول به طور ناقص تفکیک می گردد.

آرنیوس در سال 1887 محلولهای 0.001 مولال از محلول قند، NaCl و K_2SO_4 به ترتیب تقریباً دو و سه برابر صعود نقطه جوش محلول قند می باشد. برای توجیه این مشاهدات، آرنیوس پیشنهاد کرد که الکترولیت ها در حالت محلول یونی می شوند. به عنوان مثال NaCl بعد از حل شدن به دویون Na^+ و Cl^- تبدیل می گردد و بنابراین چون تعداد ذرات دو برابر شده است پس صعود نقطه جوش نیز دو برابر شده است.

پس روابط قبلی باید به صورت زیر اصلاح گردند :

$$\Delta T_b = i m k_b \quad \text{and} \quad \Delta T_f = i m k_f$$

در این رابطه ضریب i ، ضریب وانت هوف نامیده می شود. در جدول زیر برای بعضی از الکترولیتها ضریب وانت هوف داده شده

0.1 m	0.01 m	0.001 m	الکترولیت
1.87	1.94	1.97	NaCl
2.21	1.53	1.82	MgSO ₄
2.32	2.69	2.84	K ₂ SO ₄
2.85	3.36	3.82	K ₃ [Fe(CN) ₆]

است .

مشاهده می شود که هر چه محلول رقیق تر باشد مقدار i به تعداد یونهای تشکیل دهنده الکترولیت (ضریب وانت هوف نظری) نزدیک می شود. زیرا در محلول های رقیق تر فاصله یونها از یکدیگر بیشتر شده و یونها می توانند مستقل تر از هم عمل کنند.

دبای و هوکل در سال 1923 برای تشریح رفتار محلول های رقیق الکترولیتها نظریه خود را ارائه دادند . طبق این نظریه در محلول الکترولیتها جاذبه بین یونی وجود دارد و بر اثر نیروی جاذبه ای که بین یونهای مخالف وجود دارد ، از موثر بودن یونها کاسته می گردد

میزان فعالیت و موثر بودن یک یون در محلول را می توانیم از رابطه زیر بدست آوریم .

a: فعالیت یون

$$a = \gamma C$$

γ : ضریب فعالیت

C: غلظت یون

ضریب فعالیت همیشه کوچکتر از یک می باشد و هر چه محلول رقیق تر باشد به یک نزدیکتر می شود.