



General Chemistry

Chapter 12



By: S.M.S.M

Physical Properties of Solutions

Types of Solutions

A Molecular View of the Solution Process

Concentration Units

The Effect of Temperature on Solubility

The Effect of Pressure on the Solubility of Gases

Colligative Properties of Nonelectrolyte Solutions

Colligative Properties of Electrolyte Solutions

Colloids

is a homogeneous mixture of two or more sub-stances.

12.1 Types of Solutions

Types depending on the original states

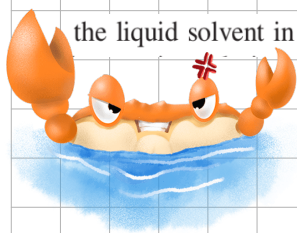
Solid
Liquid
Gas

6 Types

TABLE 12.1 Types of Solutions

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

Our focus in this chapter will be on solutions involving at least one liquid



the liquid solvent in most of the solutions we will study is water.

Saturated solution

unsaturated solution

supersaturated solution

are not very stable

contains the maximum amount of a solute that will dissolve in a given solvent at a specific temperature.

contains less solute than it has the capacity to dissolve.

contains more solute than is present in a saturated solution



Crystallization

is the process in which dissolved solute comes out of solution and forms crystals

may be large and well formed

the separation of excess solid substance from a supersaturated solution.

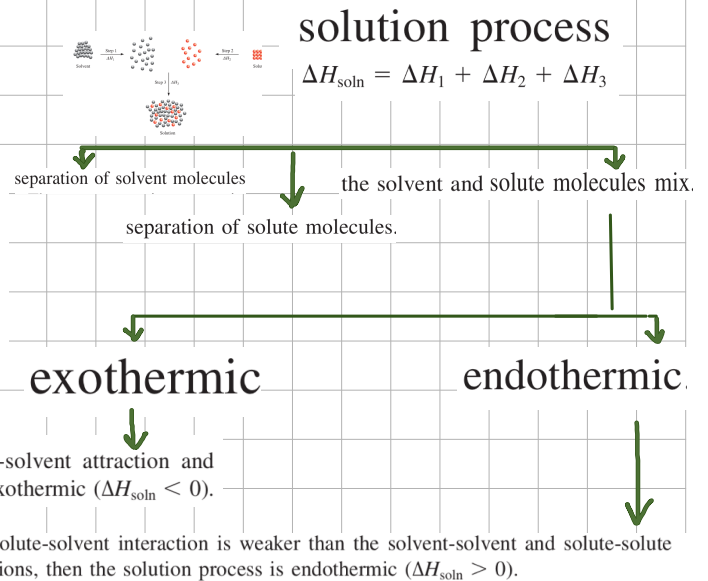
precipitation

made up of small particles.

12.2 A Molecular View of the Solution Process

Liquid
Solid
The intermolecular attractions

- solvent-solvent interaction
- solute-solute interaction
- solvent-solute interaction



لكن السؤال الذي يطرح نفسه في هذه الحالة وهو ماذا يلجأ المذاب الى الذوبان في المذيب رغم ان الروابط بين جزيئاته اقوى من التجاذب بينه وبين المذيب؟!؟

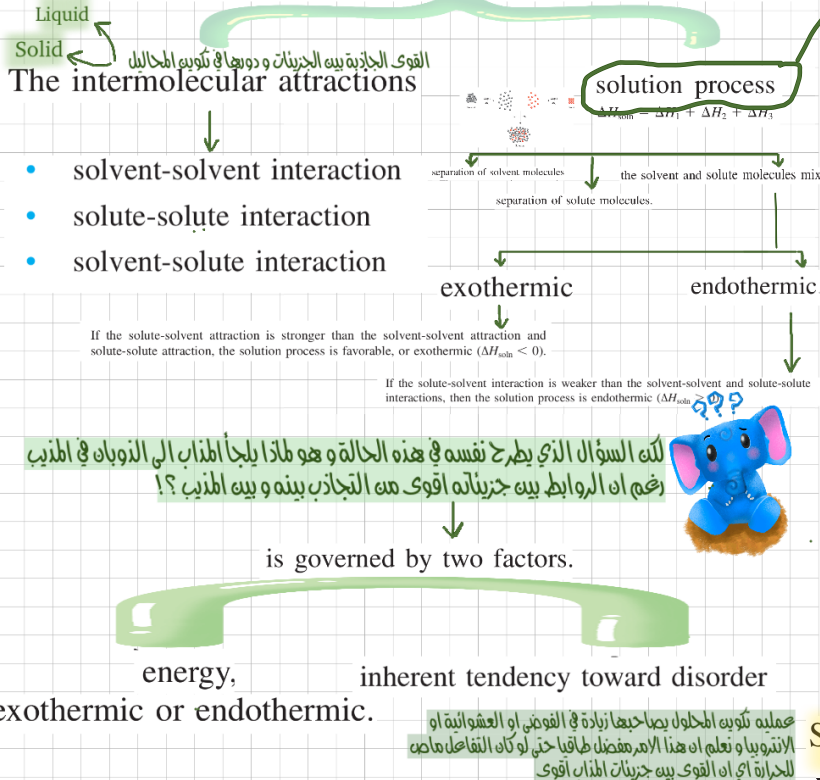


is governed by two factors.

energy, inherent tendency toward disorder
exothermic or endothermic.

عملية تكوين المحلول يصاحبها زيادة في الفوضى او العشوائية او الانتروبيا ونعلم ان هذا الامر مفضل طاقيا حتي لو كان التفاعل ماص للحرارة اي ان القوى بين جزيئات المذاب اقوى

12.2 A Molecular View of the Solution Process



والآن سنتحدث عن
أساسيات عملية تكوين
المحاليل خاصة المائية
عند تكوين المحلول يجب أن
أخضع لعدة قواعد لإنتاج
محلول بشكل صحيح ومنه

“like dissolves like”

two substances with
intermolecular forces of similar
similar type and magnitude are likely
to be soluble in each other.

وهذا يجب أن نتطرق لمفهوم الذوبانية

Solubility is a measure of how much solute
will dissolve in a solvent at a specific temperature

Nonpolar-nonpolar

both carbon tetrachloride (CCl_4)
The only intermolecular forces present
and benzene (C_6H_6) are nonpolar
in these substances are dispersion forces
قوى التشتت

Polar-polar

Alcohols such as methanol, ethanol, and
1,2-ethylene glycol are **miscible** with water
because they can form hydrogen bonds
with water molecules:

miscible if they are completely soluble in each other in all proportions.



والان كيف تذوب المذابات الايونية (القطبية) في الماء شاهد فيديو توضيحي ١



أقسام تفاعلات التآين (Ion Interactions)

(2) أيون - ثنائي القطب (Ion-Dipole)

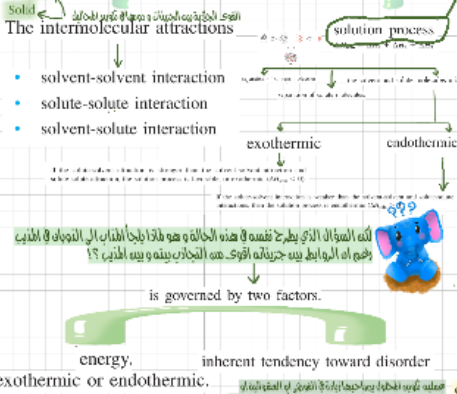
- يحدث بين أيون وجزيء قطبي (مثل Na مع جزيء ماء).
- قوي جداً ويساعد على الذوبان في المذيبات القطبية.

(3) أيون - ثنائي القطب المستحث (Ion-Induced Dipole)

- يحدث بين أيون وجزيء غير قطبي.
- الأيون يستحث ثنائي قطب مؤقت في الجزيء.
- ضعيف جداً → ذوبان ضعيف في المذيبات غير القطبية.

ذوبان NaCl في الماء
↓
تثبيت الأيونات بواسطة الترطيب (Hydration)
↓
تفاعل أيون - ثنائي القطب (Ion-Dipole)
↓
ذوبان جيد في المذيبات القطبية (مثل الماء، NH_3 ، HF)
↓
المذيبات غير القطبية (مثل البنزين، CCl_4) لا تذيب الأيونات جيداً
↓
تفاعل ضعيف: أيون - ثنائي القطب المستحث (Ion-Induced Dipole)
↓
ذوبان ضعيف جداً في المذيبات غير القطبية

12.2 A Molecular View of the Solution Process



“like dissolves like”

two substances with intermolecular forces of similar type and magnitude are likely to be soluble in each other.

وهنا يجب ان ننظر لفهم الذوبانية

Solubility is a measure of how much solute will dissolve in a solvent at a specific temperature.

Nonpolar-nonpolar

both carbon tetrachloride (CCl_4)

The only intermolecular forces present and benzene (C_6H_6) are nonpolar in these substances are dispersion forces

قوى التشتت

Polar-polar

Alcohols such as methanol, ethanol, and 1,2-ethylene glycol are miscible with water

because they can form hydrogen bonds with water molecules:

Solvation:

The process of surrounding an ion or molecule with **any** solvent.

Hydration:

A special type of solvation that occurs **only** when the solvent is water.

و لكه كيف نوظف ما درسناه سابقا في حل الاسئلة

فكرة الاسئلة انه يطلب منا نحدد قابلية الذوبان لحالات معينة فهنا اول شيء لازم نخطر على بالي هو قاعدة الشبيه يذيب الشبيه

١/ نحدد طبيعة المذيب هل هو قطبي ام لا

٢/ نحدد طبيعة المذاب هل هو قطبي ام لا

٣/ اذا توافق المذيب والمذاب من حيث القطبية فهناك قابلية للذوبان



Predict the relative solubilities in the following cases: (a) Bromine (Br_2) in benzene (C_6H_6 , $\mu = 0 \text{ D}$) and in water ($\mu = 1.87 \text{ D}$), (b) KCl in carbon tetrachloride (CCl_4 , $\mu = 0 \text{ D}$) and in liquid ammonia (NH_3 , $\mu = 1.46 \text{ D}$), (c) formaldehyde (CH_2O) in carbon disulfide (CS_2 , $\mu = 0 \text{ D}$) and in water.

Solution (a) Br_2 is a nonpolar molecule and therefore should be more soluble in C_6H_6 , which is also nonpolar, than in water. The only intermolecular forces between Br_2 and C_6H_6 are dispersion forces.

(b) KCl is an ionic compound. For it to dissolve, the individual K^+ and Cl^- ions must be stabilized by ion-dipole interaction. Because CCl_4 has no dipole moment, KCl should be more soluble in liquid NH_3 , a polar molecule with a large dipole moment.

(c) Because CH_2O is a polar molecule and CS_2 (a linear molecule) is nonpolar,



the forces between molecules of CH_2O and CS_2 are dipole-induced dipole and dispersion. On the other hand, CH_2O can form hydrogen bonds with water, so it should be more soluble in that solvent.

خطوات تحديد طبيعة المذاب:

1 هل يحتوي على أيونات؟

- إذا كان مركب مثل NaCl , KBr , $\text{Ca(NO}_3)_2$ → إذاً هو مركب أيوني.
- المذاب الأيوني يتفكك إلى أيونات في الماء ويحتاج تفاعل أيون-ثنائي القطب للذوبان.

2 هل يحتوي على ذرات ذات فرق كبير في الكهروسالبية؟

- مثل: F , N , O مرتبطة بـ H أو C → غالباً مركب قطبي.
- مثال: CH_2O , HCl , NH_3 → كلها قطبية.

3 هل الجزيء متماثل تماماً؟

- إذا كان الجزيء مكون من ذرات متشابهة أو توزيع الشحنة فيه متماثل → غالباً غير قطبي.
- مثال: Br_2 , I_2 , CH_4 , CCl_4 → كلها غير قطبية.

4 هل يمكنه تكوين روابط هيدروجينية؟

- إذا كان فيه OH أو NH أو FH → غالباً قطبي قوي جداً.
- مثال: H_2O , CH_3OH , $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$

إذا $\mu = 0 \text{ D}$ → المذيب غير قطبي

إذا $\mu > 0 \text{ D}$ → المذيب قطبي

كل ما زادت قيمة μ → زادت قدرة المذيب على إذابة المركبات القطبية أو الأيونية

Why is naphthalene ($C_{10}H_8$) more soluble than CsF in benzene?

CsF is an ionic solid; the ion-ion attractions are too strong to be overcome in the dissolving process in benzene. The ion-induced dipole interaction is too weak to stabilize the ion. Nonpolar naphthalene molecules form a molecular solid in which the only interparticle forces are of the weak dispersion type. The same forces operate in liquid benzene causing naphthalene to dissolve with relative ease. Like dissolves like.

هو مركب أيوني؛ قوى الجذب بين الأيونات قوية جداً بحيث لا يمكن التغلب عليها أثناء عملية الذوبان في CsF البنزين. التفاعل بين الأيون والأثر الثنائي القطب ضعيف جداً ولا يكفي لتثبيت الأيون.

أما جزيئات النفثالين غير القطبية، فهي تُكوّن مادة صلبة جزيئية تكون فيها القوى بين الجزيئات من نوع قوى التشتت الضعيفة فقط. نفس هذه القوى تعمل في البنزين السائل، مما يجعل النفثالين يذوب بسهولة نسبية.

القاعدة: "المتشابه يذيب المتشابه".

Explain why ethanol (C_2H_5OH) is not soluble in cyclohexane (C_6H_{12}).

Strategy: In predicting solubility, remember the saying: Like dissolves like. A nonpolar solute will dissolve in a nonpolar solvent; ionic compounds will generally dissolve in polar solvents due to favorable ion-dipole interactions; solutes that can form hydrogen bonds with a solvent will have high solubility in the solvent.

Solution: Strong hydrogen bonding (dipole-dipole attraction) is the principal intermolecular attraction in liquid ethanol, but in liquid cyclohexane the intermolecular forces are dispersion forces because cyclohexane is nonpolar. Cyclohexane cannot form hydrogen bonds with ethanol, and therefore cannot attract ethanol molecules strongly enough to form a solution.

الاستراتيجية: عند التنبؤ بالذوبانية، تذكر القول الشائع: "المتشابه يذيب المتشابه". المذاب غير القطبي سيذوب في المذيب غير القطبي؛ المركبات الأيونية تذوب عادةً في المذيبات القطبية بسبب التفاعلات الجذابة بين الأيونات وثنائيات القطب؛ المذابات التي يمكنها تكوين روابط هيدروجينية مع المذيب سيكون لها ذوبانية عالية في ذلك المذيب.

الحل: الترابط الهيدروجيني القوي (الجذب ثنائي القطب-ثنائي القطب) هو قوة الجذب الجزيئية الرئيسية في الإيثانول السائل، لكن في السيكلوهكسان السائل فإن القوى الجزيئية هي قوى التشتت لأن السيكلوهكسان غير قطبي. السيكلوهكسان لا يمكنه تكوين روابط هيدروجينية مع الإيثانول، وبالتالي لا يمكنه جذب جزيئات الإيثانول بقوة كافية لتكوين محلول.

Arrange the following compounds in order of increasing solubility in water: O_2 , $LiCl$, Br_2 , methanol (CH_3OH).

The order of increasing solubility is: $O_2 < Br_2 < LiCl < CH_3OH$. Methanol is miscible with water because of strong hydrogen bonding. $LiCl$ is an ionic solid and is very soluble because of the high polarity of the water molecules. Both oxygen and bromine are nonpolar and exert only weak dispersion forces. Bromine is a larger molecule and is therefore more polarizable and susceptible to dipole-induced dipole attractions.

ترتيب الذوبانية من الأقل إلى الأعلى هو:
 $O_2 < Br_2 < LiCl < CH_3OH$

الميثانول يمتزج مع الماء بسبب الروابط الهيدروجينية القوية. هو مركب أيوني ويذوب بدرجة كبيرة بسبب القطبية العالية لجزيئات الماء $LiCl$. كل من الأكسجين والبروم غير قطبيين، وتكون القوى بين جزيئتهما من نوع قوى التشتت الضعيفة فقط. البروم جزيء أكبر، وبالتالي أكثر قابلية للاستقطاب وأكثر عرضة لتفاعلات ثنائي القطب المستحث.

12.3 Concentration Units

percent by weight or weight percent

Percent by Mass

percent by mass = $\frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solute} + \text{mass of solvent}} \times 100\%$

percent by mass = $\frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of soln}} \times 100\%$

ليست لها وحدة قياس لانها ببس
نسبتيه متشابهتيه

Mole Fraction (X)

mole fraction of component A = $X_A = \frac{\text{moles of A}}{\text{sum of moles of all components}}$

ليست لها وحدة قياس لانها ببس
نسبتيه متشابهتيه

Molality (m)

molality = $\frac{\text{moles of solute}}{\text{mass of solvent (kg)}}$

mol/kg

وحدة القياس بالكيلو غرام يعني لو
اعطاني كتله المذيب بالغرام مثلا لازم
احولها كيلو غرام

Molarity (M)

molality = $\frac{\text{moles of solute}}{\text{liters of soln}}$

mol/L.

وحدة قياسها مول لكل لتر يعني
لو اعطاني الحجم باللي لتر مثلا
لازم احول ...

12.3 Concentration Units

percent by weight or weight percent

Percent by Mass

$$\text{percent by mass} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solute} + \text{mass of solvent}} \times 100\%$$

$$\text{percent by mass} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of soln}} \times 100\%$$

ليست لها وحدة قياس لأنها ليست كمية متشابهة

Mole Fraction (X)

$$\text{mole fraction of component A} = X_A = \frac{\text{moles of A}}{\text{sum of moles of all components}}$$

ليست لها وحدة قياس لأنها ليست كمية متشابهة

Molality (m)

$$\text{molality} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{mass of solvent (kg)}}$$

mol/kg

وحدة القياس بالكيلو غرام يعني لو اعطاني كتلة المذيب بالغرام مثلاً لازم احولها كيلو غرام

Molarity (M)

$$\text{molarity} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{liters of soln}}$$

mol/L.

وحدة قياسها مول لكل لتر يعني لو اعطاني الحجم بالليتر مثلاً لازم احول ...

A sample of 0.892 g of potassium chloride (KCl) is dissolved in 54.6 g of water. What is the percent by mass of KCl in the solution?

Strategy We are given the mass of a solute dissolved in a certain amount of solvent. Therefore, we can calculate the mass percent of KCl using Equation (12.1).

Solution We write

$$\begin{aligned} \text{percent by mass of KCl} &= \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of soln}} \times 100\% \\ &= \frac{0.892 \text{ g}}{0.892 \text{ g} + 54.6 \text{ g}} \times 100\% \\ &= 1.61\% \end{aligned}$$

Practice Exercise A sample of 6.44 g of naphthalene (C_{10}H_8) is dissolved in 80.1 g of benzene (C_6H_6). Calculate the percent by mass of naphthalene in this solution.

المعطيات:

- كتلة المذاب (النفتالين) $6.44 \text{ g} = (\text{C}_{10}\text{H}_8)$
- كتلة المذيب (البنزين) $80.1 \text{ g} = (\text{C}_6\text{H}_6)$

(1) حساب كتلة المحلول:

$$\begin{aligned} &= + \\ &= 6.44 + 80.1 = 86.54 \text{ g} \end{aligned}$$

(2) تطبيق قانون النسبة المئوية بالكتلة:

$$\begin{aligned} &= \left(\frac{\quad}{\quad} \right) \times 100\% \\ &= \left(\frac{6.44}{86.54} \right) \times 100\% \\ &= 0.0744 \times 100 = 7.44\% \end{aligned}$$

الإجابة النهائية:

النسبة المئوية بالكتلة للنفتالين في البنزين = 7.44%

هنا تعويض مباشر على القانون و طالما النسبة ما لها وحدة قياس فانا غير مقيد بوحدة معينة المهم انه نفس الوحدة بين الكميتين يعني بقسم كيلو غرام على كيلو غرام او غرام على غرام

Calculate the percent by mass of the solute in each of the following aqueous solutions: (a) 5.50 g of NaBr in 78.2 g of solution, (b) 31.0 g of KCl in 152 g of water, (c) 4.5 g of toluene in 29 g of benzene.

Percent mass equals the mass of solute divided by the mass of the solution (that is, solute plus solvent) times 100 (to convert to percentage).

(a) $\frac{5.50 \text{ g NaBr}}{78.2 \text{ g soln}} \times 100\% = \mathbf{7.03\%}$

(b) $\frac{31.0 \text{ g KCl}}{(31.0 + 152) \text{ g soln}} \times 100\% = \mathbf{16.9\%}$

(c) $\frac{4.5 \text{ g toluene}}{(4.5 + 29) \text{ g soln}} \times 100\% = \mathbf{13\%}$

Calculate the amount of water (in grams) that must be added to (a) 5.00 g of urea $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ in the preparation of a 16.2 percent by mass solution, and (b) 26.2 g of MgCl_2 in the preparation of a 1.5 percent by mass solution.

Strategy: We are given the percent by mass of the solute and the mass of the solute. We can use Equation (12.1) of the text to solve for the mass of the solvent (water).

Solution:

(a) The percent by mass is defined as

$$\text{percent by mass of solute} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solute} + \text{mass of solvent}} \times 100\%$$

Substituting in the percent by mass of solute and the mass of solute, we can solve for the mass of solvent (water).

$$16.2\% = \frac{5.00 \text{ g urea}}{5.00 \text{ g urea} + \text{mass of water}} \times 100\%$$

$$(0.162)(\text{mass of water}) = 5.00 \text{ g} - (0.162)(5.00 \text{ g})$$

$$\text{mass of water} = 25.9 \text{ g}$$

(b) Similar to part (a),

$$1.5\% = \frac{26.2 \text{ g MgCl}_2}{26.2 \text{ g MgCl}_2 + \text{mass of water}} \times 100\%$$

$$\text{mass of water} = 1.72 \times 10^3 \text{ g}$$

هنا ما طلب النسبة المئوية بل اعطاني ياها و اعطاني كتلة المذاب و طلب كتلة المذيب التي هي جزء من المحلول فهنا بنعوض كل معطى في مكانه و المجهول بنحاول نخله رياضيا بطرف لحاله

$$16.2\% = \frac{5.00 \text{ g urea}}{5.00 \text{ g urea} + \text{mass of water}} \times 100\%$$

$$\frac{16.2}{100} = \frac{5.00 \text{ g urea}}{5.00 \text{ g urea} + \text{mass of water}} \times \frac{100}{100}$$

انتبه عند حذف النسبة المئوية

12.3 Concentration Units

Percent by Mass

percent by weight or weight percent

$$\text{percent by mass} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solute} + \text{mass of solvent}} \times 100\%$$

$$\text{percent by mass} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of soln}} \times 100\%$$

ليست لها وحدة قياس لانها بيه
كميتيه متشابهتت

Mole Fraction (X)

$$\text{mole fraction of component A} = X_A = \frac{\text{moles of A}}{\text{sum of moles of all components}}$$

ليست لها وحدة قياس لانها بيه
كميتيه متشابهتت

Molality (m)

$$\text{molality} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{mass of solvent (kg)}}$$

mol/kg

وحدة القياس بالكيلو غرام يعني لو
اعطاني كتلة المذيب بالغرام مثلا لازم
احولها كيلو غرام

Molarity (M)

$$\text{molarity} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{liters of soln}}$$

mol/L.

وحدة قياسها مول لكل لتر يعني
لو اعطاني الحجم بالليتر مثلا
لازم احول ...

الكسر المولي هيلزمنا في قوانينه لقدام و
هناخد تطبيقات لحسابه كخطوة لحل المسائل

:

12.3 Concentration Units

percent by weight or weight percent

Percent by Mass

$$\text{percent by mass} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solute} + \text{mass of solvent}} \times 100\%$$

$$\text{percent by mass} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of soln}} \times 100\%$$

ليست لها وحدة قياس لأنها بديهية
كمية متشابهة

Mole Fraction (X)

$$\text{mole fraction of component A} = X_A = \frac{\text{moles of A}}{\text{sum of moles of all components}}$$

ليست لها وحدة قياس لأنها بديهية
كمية متشابهة

Molality (m)

$$\text{molality} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{mass of solvent (kg)}}$$

mol/kg

وحدة القياس بالكيلو غرام يعني لو
أعطاني كتلة المذيب بالغرام مثلاً لازم
أحولها كيلو غرام

Molarity (M)

$$\text{molarity} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{liters of soln}}$$

mol/L.

وحدة قياسها مول لكل لتر يعني
لو أعطاني الحجم بالليتر مثلاً
لازم أحول ...

فيل ما نأخذ المولالية تقانون لازم نرجع
لتعريفها لأنو هي بتعني عند حل المسائل

Molality is the number of moles of solute dissolved in 1 kg (1000 g) of solvent

أفكار مسائل المولالية

معطى : كتلة المذاب + كتلة المولالية
كتلة المذيب

خطوات الحل :
المولالية = $\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (kg)}}$
كتلة المذاب (g)
كتلة مولية (g/mol)

* معطى :
كتلة حوية للمذاب
كتلة المذيب
كتلة المذيب

* خطوات الحل :
نفرض حجم المحلول = 1 لتر
نضع القنطرة = كتلة المحلول
كتلة المذاب = كتلة المحلول - كتلة المذيب
كتلة المذيب = كتلة المحلول - كتلة المذاب

* تصحيح المولالية = عدد مولات المذاب
كتلة المذيب (kg)

* تصحيح المولالية = عدد مولات المذاب
كتلة المذيب (kg)

* تصحيح المولالية = عدد مولات المذاب
كتلة المذيب (kg)

* تصحيح المولالية = عدد مولات المذاب
كتلة المذيب (kg)

* معطى :
نسبة مئوية لكتلة المذاب في المحلول
كتلة مولية للمذاب

* خطوات الحل :
1. نفرض كتلة المحلول = 100%
2. كتلة المذاب = 100% - النسبة المئوية للمذاب
3. عدد مولات المذاب = $\frac{\text{كتلة المذاب (الرقم بدون \% لانه فرضنا انهم كتلة 100)}}{\text{الكتلة المولية}}$
4. المولالية = $\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (kg)}}$

معطى : كتلة المذاب + كتلة المولالية
كتلة المذيب

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (kg)}}$$

$$= \frac{\frac{\text{كتلة المذاب (g)}}{\text{كتلة مولية (g/mol)}}}{\text{كتلة المذيب (kg)}}$$

Calculate the molality of a sulfuric acid solution containing 24.4 g of sulfuric acid in 198 g of water. The molar mass of sulfuric acid is 98.09 g.

Strategy To calculate the molality of a solution, we need to know the number of moles of solute and the mass of the solvent in kilograms.

Solution The definition of molality (m) is

$$m = \frac{\text{moles of solute}}{\text{mass of solvent (kg)}}$$

First, we find the number of moles of sulfuric acid in 24.4 g of the acid, using its molar mass as the conversion factor.

$$\begin{aligned} \text{moles of H}_2\text{SO}_4 &= 24.4 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98.09 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \\ &= 0.249 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \end{aligned}$$

The mass of water is 198 g, or 0.198 kg. Therefore,

$$\begin{aligned} m &= \frac{0.249 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{0.198 \text{ kg H}_2\text{O}} \\ &= 1.26 \text{ m} \end{aligned}$$

Practice Exercise What is the molality of a solution containing 7.78 g of urea $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ in 203 g of water?

لحساب المولالية (molality)، نستخدم القانون:

$$\text{molality} = \frac{\text{mol solute}}{\text{kg solvent}}$$

المعطيات: *

• كتلة اليوريا (solute): 7.78 g

• كتلة الماء (solvent): 203 g = 0.203 kg

• الصيغة الجزيئية لليوريا: $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

• الكتلة المولية لليوريا:

$$2 \times 14.01 + 4 \times 1.008 + 12.01 + 16.00 = 60.06 \text{ g/mol}$$

تكون معطاة في الامتحان

الخطوات: ✓

1. نحسب عدد المولات:

$$\text{mol urea} = \frac{7.78}{60.06} \approx 0.1295 \text{ mol}$$

2. نحسب المولالية:

$$\text{molality} = \frac{0.1295}{0.203} \approx 0.638 \text{ mol/kg}$$

الناتج النهائي: 🎯

المولالية $\approx 0.638 \text{ mol/kg}$

Calculate the molality of each of the following solutions: (a) 14.3 g of sucrose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) in 676 g of water, (b) 7.20 moles of ethylene glycol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$) in 3546 g of water.

- (a) The molality is the number of moles of sucrose (molar mass 342.3 g/mol) divided by the mass of the solvent (water) in kg.

$$\text{mol sucrose} = 14.3 \cancel{\text{g sucrose}} \times \frac{1 \text{ mol}}{342.3 \cancel{\text{g sucrose}}} = 0.0418 \text{ mol}$$

$$\text{Molality} = \frac{0.0418 \text{ mol sucrose}}{0.676 \text{ kg H}_2\text{O}} = \mathbf{0.0618 \text{ } m}$$

(b)
$$\text{Molality} = \frac{7.20 \text{ mol ethylene glycol}}{3.546 \text{ kg H}_2\text{O}} = \mathbf{2.03 \text{ } m}$$

عومئنا عى الحجم المفروض بال ml لانه الكثافة بال ml

$$m = \frac{0.405 \text{ mol KBr}}{0.0518 \text{ kg H}_2\text{O}} = 7.82 m$$

$$\text{molality} = \frac{5.24 \text{ mol NaHCO}_3}{0.750 \text{ kg H}_2\text{O}} = 6.99 \text{ m}$$

The density of a 2.45 *M* aqueous solution of methanol (CH₃OH) is 0.976 g/mL. What is the molality of the solution? The molar mass of methanol is 32.04 g.

Strategy To calculate the molality, we need to know the number of moles of methanol and the mass of solvent in kilograms. We assume 1 L of solution, so the number of moles of methanol is 2.45 mol.

$$m = \frac{\text{moles of solute}}{\text{mass of solvent (kg)}}$$

want to calculate given need to find

Solution Our first step is to calculate the mass of water in one liter of the solution, using density as a conversion factor. The total mass of 1 L of a 2.45 *M* solution of methanol is

$$1 \text{ L soln} \times \frac{1000 \text{ mL soln}}{1 \text{ L soln}} \times \frac{0.976 \text{ g}}{1 \text{ mL soln}} = 976 \text{ g}$$

Because this solution contains 2.45 moles of methanol, the amount of water (solvent) in the solution is

$$\begin{aligned} \text{mass of H}_2\text{O} &= \text{mass of soln} - \text{mass of solute} \\ &= 976 \text{ g} - \left(2.45 \text{ mol CH}_3\text{OH} \times \frac{32.04 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}} \right) \\ &= 898 \text{ g} \end{aligned}$$

The molality of the solution can be calculated by converting 898 g to 0.898 kg:

$$\begin{aligned} \text{molality} &= \frac{2.45 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{0.898 \text{ kg H}_2\text{O}} \\ &= 2.73 \text{ m} \end{aligned}$$

For dilute aqueous solutions in which the density of the solution is roughly equal to that of the pure solvent, the molarity of the solution is equal to its molality. Show that this statement is correct for a 0.010 M aqueous urea (NH₂)₂CO solution.

Let's assume that we have 1.0 L of a 0.010 M solution.

Assuming a solution density of 1.0 g/mL, the mass of 1.0 L (1000 mL) of the solution is 1000 g or 1.0×10^3 g.

The mass of 0.010 mole of urea is:

$$0.010 \text{ mol urea} \times \frac{60.06 \text{ g urea}}{1 \text{ mol urea}} = 0.60 \text{ g urea}$$

The mass of the solvent is:

$$(\text{solution mass}) - (\text{solute mass}) = (1.0 \times 10^3 \text{ g}) - (0.60 \text{ g}) = 1.0 \times 10^3 \text{ g} = 1.0 \text{ kg}$$

$$m = \frac{\text{moles solute}}{\text{mass solvent}} = \frac{0.010 \text{ mol}}{1.0 \text{ kg}} = 0.010 \text{ m}$$

💡 فكرة السؤال:

في المحاليل المائية المخففة (زي محلول يوريا بتركيز 0.010 M)، كمية المذاب صغيرة جداً مقارنة بالماء، فـ:

- كتلة المحلول ≈ كتلة الماء
- كثافة المحلول ≈ 1.0 g/mL (زي الماء)

وبالتالي، الحجم والكتلة يبصروا متناسبين، فـ:

$$\text{Molarity} \approx \text{Molality}$$

1. افترض حجم المحلول:

نفترض إن عندنا 1.0 L من المحلول بتركيز 0.010 M
→ يعني فيه 0.010 mol من اليوريا

2. حساب كتلة المحلول:

بما إن الكثافة ≈ 1.0 g/mL
→ 1.0 L = 1000 mL → 1000 g = 1.0 kg

3. حساب كتلة المذاب:

$$0.010 \text{ mol} \times 60.06 \text{ g/mol} = 0.60 \text{ g}$$

4. حساب كتلة الماء (المذيب):

$$1.0 \text{ kg} \approx 999.4 \text{ g} = 1000 - 0.60$$

5. حساب المولالية:

$$\text{molality} = \frac{0.010 \text{ mol}}{1.0 \text{ kg}} = 0.010 \text{ mol/kg}$$

✅ النتيجة:

$$\text{Molarity} = 0.010 \text{ mol/L} \quad \text{Molality} = 0.010 \text{ mol/kg}$$

إذن: في المحاليل المخففة، المولارية ≈ المولالية

هذا السؤال إثبات ومنو ممكن نستنتج قاعدة وهي

☆ القاعدة العامة:

في المحاليل المائية المخففة جداً، تكون كثافة المحلول تقريباً مساوية لكثافة الماء (1.0 g/mL)، وبالتالي تكون كتلة 1 لتر من المحلول ≈ 1 كغ من الماء.

وبناءً على ذلك:

$$\text{Molarity (mol/L)} \approx \text{Molality (mol/kg)}$$

لأن عدد مولات المذاب في 1 لتر من المحلول ≈ عدد مولات المذاب في 1 كغ من المذيب.

لكن طريقة حل الإثبات نفس خطوات الفكرة الثانية والتي تعتمد أنه نفرض الحجم

* معطى: نسبة مئوية لكتلة المذاب في المحلول.
كتلة مولية للمذاب.

* خطوات الحل:

① نفرض كتلة المحلول = 100 %

② كتلة المذيب = 100 % - النسبة المئوية لمعطاة للمذاب

③ عدد مولات المذاب = $\frac{\text{كتلة المذاب (الرقم بدون \% لأنه فرضنا ليعم لي 100)}}{\text{الكتلة المولية}}$

④ المولالية = $\frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (kg)}}$

The concentrated sulfuric acid we use in the laboratory is 98.0 percent H_2SO_4 by mass. Calculate the molality and molarity of the acid solution. The density of the solution is 1.83 g/mL.

(a) Converting mass percent to molality.

Strategy: In solving this type of problem, it is convenient to assume that we start with 100.0 grams of the solution. If the mass of sulfuric acid is 98.0% of 100.0 g, or 98.0 g, the percent by mass of water must be $100.0\% - 98.0\% = 2.0\%$. The mass of water in 100.0 g of solution would be 2.0 g. From the definition of molality, we need to find moles of solute (sulfuric acid) and kilograms of solvent (water).

Solution: Since the definition of molality is

$$\text{molality} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{mass of solvent (kg)}}$$

we first convert 98.0 g H_2SO_4 to moles of H_2SO_4 using its molar mass, then we convert 2.0 g of H_2O to units of kilograms.

$$98.0 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{98.09 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{SO}_4}} = 0.999 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$2.0 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 2.0 \times 10^{-3} \text{ kg } \text{H}_2\text{O}$$

Lastly, we divide moles of solute by mass of solvent in kg to calculate the molality of the solution.

$$m = \frac{\text{mol of solute}}{\text{kg of solvent}} = \frac{0.999 \text{ mol}}{2.0 \times 10^{-3} \text{ kg}} = 5.0 \times 10^2 \text{ m}$$

(b) Converting molality to molarity.

Strategy: From part (a), we know the moles of solute (0.999 mole H_2SO_4) and the mass of the solution (100.0 g). To solve for molarity, we need the volume of the solution, which we can calculate from its mass and density.

Solution: First, we use the solution density as a conversion factor to convert to volume of solution.

$$? \text{ volume of solution} = 100.0 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mL}}{1.83 \text{ g}} = 54.6 \text{ mL} = 0.0546 \text{ L}$$

Since we already know moles of solute from part (a), 0.999 mole H_2SO_4 , we divide moles of solute by liters of solution to calculate the molarity of the solution.

$$M = \frac{\text{mol of solute}}{\text{L of soln}} = \frac{0.999 \text{ mol}}{0.0546 \text{ L}} = 18.3 \text{ M}$$

Calculate the molality of a 35.4 percent (by mass) aqueous solution of phosphoric acid (H_3PO_4). The molar mass of phosphoric acid is 97.99 g.

Strategy In solving this type of problem, it is convenient to assume that we start with a 100.0 g of the solution. If the mass of phosphoric acid is 35.4 percent, or 35.4 g, the percent by mass and mass of water must be $100.0\% - 35.4\% = 64.6\%$ and 64.6 g.

Solution From the known molar mass of phosphoric acid, we can calculate the molality in two steps, as shown in Example 12.3. First we calculate the number of moles of phosphoric acid in 35.4 g of the acid

$$\begin{aligned}\text{moles of H}_3\text{PO}_4 &= 35.4 \text{ g } \cancel{\text{H}_3\text{PO}_4} \times \frac{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{97.99 \text{ g } \cancel{\text{H}_3\text{PO}_4}} \\ &= 0.361 \text{ mol H}_3\text{PO}_4\end{aligned}$$

The mass of water is 64.6 g, or 0.0646 kg. Therefore, the molality is given by

$$\begin{aligned}\text{molality} &= \frac{0.361 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{0.0646 \text{ kg H}_2\text{O}} \\ &= 5.59 \text{ m}\end{aligned}$$

Practice Exercise Calculate the molality of a 44.6 percent (by mass) aqueous solution of sodium chloride.

Calculate the molarity and the molality of an NH_3 solution made up of 30.0 g of NH_3 in 70.0 g of water. The density of the solution is 0.982 g/mL.

$$\text{mol NH}_3 = 30.0 \cancel{\text{g NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17.03 \cancel{\text{g NH}_3}} = 1.76 \text{ mol NH}_3$$

$$\text{Volume of the solution} = 100.0 \cancel{\text{g soln}} \times \frac{1 \cancel{\text{mL}}}{0.982 \cancel{\text{g}}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \cancel{\text{mL}}} = 0.102 \text{ L}$$

$$\text{molarity} = \frac{1.76 \text{ mol NH}_3}{0.102 \text{ L soln}} = \mathbf{17.3 \text{ M}}$$

$$\text{kg of solvent (H}_2\text{O)} = 70.0 \cancel{\text{g H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \cancel{\text{g}}} = 0.0700 \text{ kg H}_2\text{O}$$

$$\text{molality} = \frac{1.76 \text{ mol NH}_3}{0.0700 \text{ kg H}_2\text{O}} = \mathbf{25.1 \text{ m}}$$

12.3 Concentration Units

percent by weight or weight percent

Percent by Mass

$$\text{percent by mass} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solute} + \text{mass of solvent}} \times 100\%$$

$$\text{percent by mass} = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of soln}} \times 100\%$$

ليست لها وحدة قياس لأنها ليست كميتية متشابهة

Mole Fraction (X)

$$\text{mole fraction of component A} = X_A = \frac{\text{moles of A}}{\text{sum of moles of all components}}$$

ليست لها وحدة قياس لأنها ليست كميتية متشابهة

Molality (m)

$$\text{molality} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{mass of solvent (kg)}}$$

mol/kg

وحدة القياس بالكيلو غرام يعني لو أعطاني كتلة المذيب بالغرام مثلاً لازم أحوّلها كيلو غرام

Molarity (M)

$$\text{molarity} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{liters of soln}}$$

mol/L.

وحدة قياسها مول لكل لتر يعني لو أعطاني الحجم بالليتر مثلاً لازم أحوّل... لازم أحوّل

the number of moles of solute in 1 L of solution;

افكار مسائل المولارية

* معطى: عدد مولات المذاب + كتلة حويّة المذاب
كتافة المحلول = كتلة المذاب / حجم المحلول

* خطوات الحل:
بحسب كتلة المذاب = عدد المولات × كتلة المولية
نفرض كتلة المذيب = 1000g
كتلة المحلول = 1000 + كتلة المذاب
نقوم في قانون الكثافة
كتافة المحلول = كتلة المحلول / حجم المحلول (مطلوب)
حجم المحلول = كتلة / كثافة

* وكذا نفرض كتلة المذيب = 1000g
حجم المذيب = 1000g / كثافة المذيب

* صيغة = عدد مولات المذاب / كتلة المذاب
حجم المحلول = 1000g / كثافة المحلول



* معطى: كتلة المذاب + كتلة حويّة
حجم المحلول

* عدد مولات المذاب = كتلة / كتلة حويّة

* مولارية = عدد مولات المذاب / حجم المحلول (L)

الخواص والعوامل المؤثرة

تأثير الحرارة والضغط على الذوبانية



تزداد ذوبانية معظم المواد الصلبة مع الحرارة

بينما تقل ذوبانية الغازات

الخواص الجامعة: العدد أهم من النوع

خصائص تعتمد فقط على عدد جسيمات المذاب، وليس على طبيعتها.

الخواص الجامعة الأربعة الرئيسية



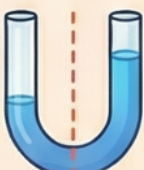
انخفاض الضغط البخاري



ارتفاع درجة الغليان



انخفاض درجة التجمد



الضغط الأسموزي

العنوان	يشرح ماذا؟	نوع المادة
تأثير الحرارة على الذوبانية	كيف تؤثر درجة الحرارة على كمية المادة التي تذوب	غالبًا مواد صلبة وسائل
تأثير الضغط على ذوبانية الغازات	كيف يؤثر الضغط على ذوبان الغازات في السوائل	غازات فقط
الخواص الجامعة لمحاليل غير إلكترويتية	تأثير عدد الجزيئات الذائبة (وليس نوعها) على خصائص المحلول	مواد لا تتأين (مثل السكر)
الخواص الجامعة لمحاليل إلكترويتية	نفس الخواص لكن مع مواد تتأين وتغطي أيونات	إلكتروليات (مثل NaCl)

الحياة السرية للمحاليل

كيف يغير عدد قليل من الجسيمات قواعد اللعبة للمذيبات

قياس المكونات: لماذا المولالية هي الأهم؟



المولالية (تعتمد على الكتلة)



المولارية (تعتمد على الحجم)

لدراسة خصائص المحاليل، نحتاج إلى طريقة لقياس التركيز لا تتأثر بالحرارة. تتمدد السوائل عند تسخينها، مما يغير حجمها وتركيزها المولاري.

إذن، أي من وحدات التركيز التالية ستتغير قيمتها عند تسخين محلول من 20 درجة مئوية إلى 88 درجة مئوية: النسبة المئوية بالكتلة، المولالية، أم المولارية؟

المولالية هي التي تتغير. المولالية والنسبة المئوية بالكتلة تعتمدان على الكتلة، والتي لا تتغير مع درجة الحرارة.

المولالية (m)
عدد مولات المذاب لكل كيلوجرام من المذيب.

$$\text{المولالية (m)} = \frac{\text{مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (kg)}}$$

مثال: حساب مولالية محلول حمض الفوسفوريك (H_3PO_4) بفرض 100.0 جم من المحلول:

كتلة $\text{H}_3\text{PO}_4 = 35.4$ جم

كتلة $\text{H}_2\text{O} = 100.0 - 35.4 = 64.6$ جم = 0.0646 كجم

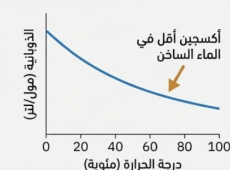
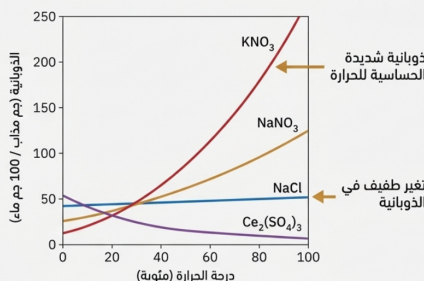
مولات $\text{H}_3\text{PO}_4 = 35.4 \text{ جم} / 97.99 \text{ جم/مول} = 0.361 \text{ مول}$

المولالية = 0.361 مول / 0.0646 كجم = 5.59 م

القاعدة الأولى: الحرارة تغير كل شيء

ذوبانية المواد الصلبة

تزداد ذوبانية معظم المواد الصلبة مع ارتفاع درجة الحرارة، ولكن ليس كلها. لا توجد علاقة واضحة بين إشارة ΔH_{soln} والتغير في الذوبانية مع الحرارة، لذا فإن التجربة هي الحكم الحكم النهائي.



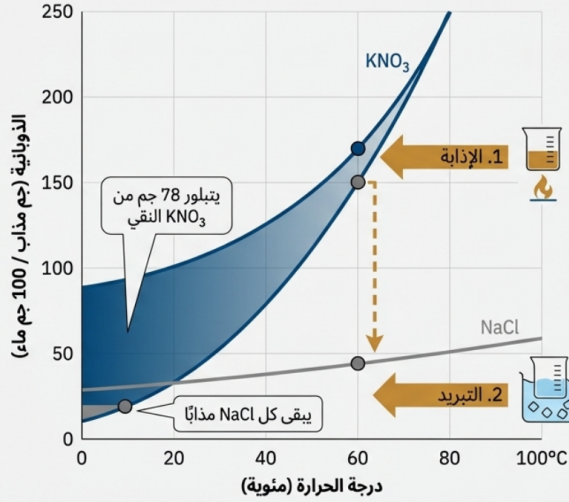
Application Snippet

التلوث الحراري: ارتفاع درجة حرارة الماء يسرع من عملية الأيض للأسماك، مما يزيد من حاجتها للأكسجين في وقت يقل فيه المعروف منه. لهذا السبب يبحث الصيادون المحترفون عن الأسماك في المناطق الأعمق والأكثر برودة في أيام الصيف الحارة.

ذوبانية الغازات

على عكس المواد الصلبة، تقل ذوبانية الغازات في الماء عادة مع زيادة درجة الحرارة. هذا هذا له عواقب وخيمة على البيئة المائية.

استغلال القواعد: فن التبلور التجزيئي



ما هو التبلور التجزيئي؟

هو عملية فصل خليط من المواد إلى مكونات نقية بناءً على اختلاف ذوبانيتها عند درجات حرارة مختلفة. تعمل هذه الطريقة بشكل أفضل عندما يكون للمركب المطلوب تنقيته منحني ذوبانية حاد.

دراسة حالة: تنقية نترات البوتاسيوم (KNO_3)

لنفترض أن لدينا عينة 90 جم من KNO_3 ملوثة بـ 10 جم من $NaCl$.

1. تُذاب العينة في 100 مل من الماء عند 60 درجة مئوية. عند هذه الحرارة، يذوب كلا المركبين بالكامل.

2. يُبرد المحلول تدريجياً إلى 0 درجة مئوية.

3. عند 0 درجة مئوية، تكون ذوبانية KNO_3 هي 12.1 جم فقط، بينما تظل ذوبانية $NaCl$ عند 34.2 جم. وبالتالي، يتبلور (90 - 12) = 78 جم من KNO_3 النقي، بينما يبقى كل $NaCl$ مذاباً في المحلول.

القاعدة الثانية: تحت الضغط



قانون هنري (Henry's Law)

تنص على أن ذوبانية غاز في سائل تتناسب طردياً مع ضغط هذا الغاز فوق المحلول.

$$c = kP$$

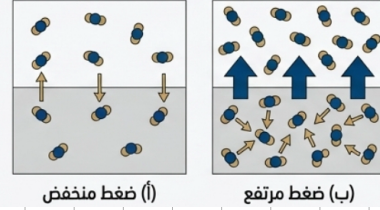
c : التركيز المولي للغاز المذاب (مول/لتر).

P : الضغط الجزئي للغاز فوق المحلول (atm).

k : ثابت قانون هنري (يعتمد على درجة الحرارة).

آلية العمل

بزيادة ضغط الغاز، يزداد عدد الجزيئات التي تصطدم بسطح السائل وتحتجز فيه، مما يؤدي إلى زيادة تركيز الغاز المذاب حتى الوصول إلى توازن ديناميكي جديد.



فورة المشروب الغازي

قبل إغلاق الزجاجة، يتم ضغطها بمزيج من الهواء وثنائي أكسيد الكربون بضغط عالٍ، مما يجبر كمية كبيرة من CO_2 على الذوبان في المشروب.

عند فتح الغطاء، ينخفض الضغط فجأة إلى الضغط الجوي، فتقل الذوبانية ويخرج CO_2 الزائد من المحلول على شكل فقاعات.

عندما تخرق الطبيعة القواعد: مأساة بحيرة نيوس

خلفية:

بحيرة نيوس في الكاميرون هي بحيرة بركانية ذات طبقات مائية لا تختلط. تتسرب البنايغ الغنية بثنائي أكسيد الكربون (CO_2) إلى قاع البحيرة العميق.

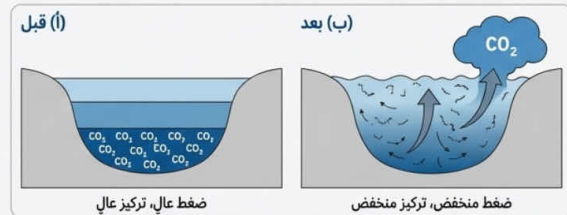
بفعل الضغط الهيدروستاتيكي الهائل في الأعماق، تراكم CO_2 المذاب بتركيزات عالية بشكل خطير، وفقاً لقانون هنري.

21 أغسطس 1986

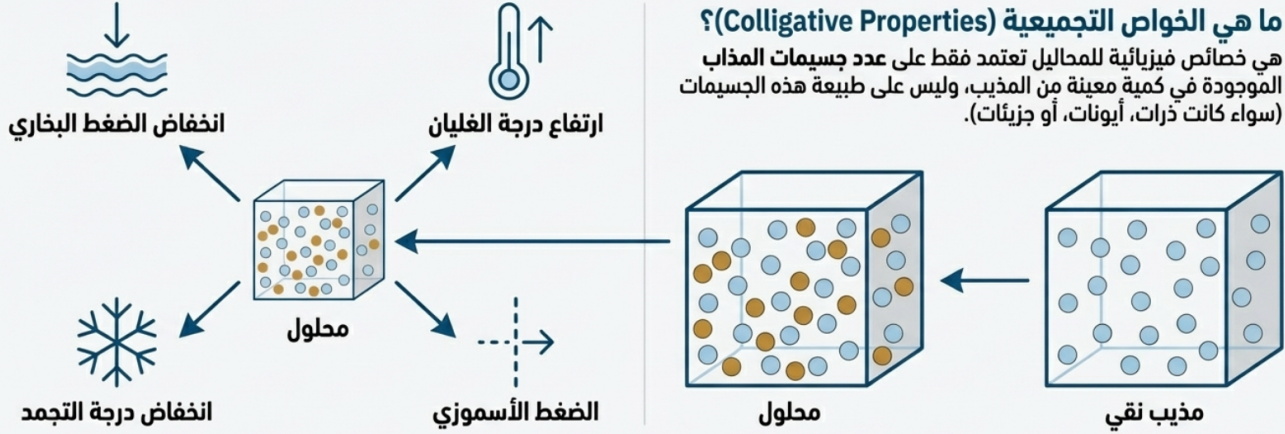
الزناد: يُعتقد أن زلزالاً أو انهياراً أرضياً أدى إلى اضطراب طبقات المياه، مما تسبب في صعود المياه العميقة المشبعة بالغاز إلى السطح.

النتيجة: مع انخفاض الضغط، خرج CO_2 المذاب من المحلول بشكل انفجاري. ولأنه أثقل من الهواء، تدفقت سحابة الغاز الخانقة أسفل الوادي، مما أدى إلى مقتل أكثر من 1700 شخص وماشيئهم.

النتائج: لمنع تكرار المأساة، تم تركيب أنابيب لضخ المياه العميقة إلى السطح بشكل متحكم فيه، مما يسمح بتحرير CO_2 بأمان.



قوة الجماعة: عندما يصبح العدد أهم من النوع



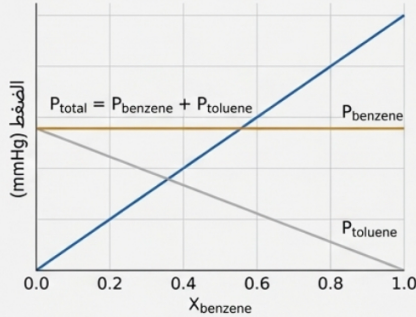
لماذا يحدث هذا؟

لأن وجود جسيمات المذاب يزيد من العشوائية (الإنتروبي) في المذيب. هذا يجعل المذيب "أكثر استقرارًا" في حالته السائلة، مما يقلل من ميله للتحول إلى بخار (انخفاض الضغط البخاري) أو إلى صلب (انخفاض درجة التجمد).

الخاصية الأولى: انخفاض الضغط البخاري

المحاليل المثالية وغير المثالية

المحلول المثالي (مثل البنزين-التولوين) يتبع قانون راؤول تمامًا. يكون الضغط الكلي هو مجموع الضغوط الجزئية لكل مكون.



معظم المحاليل تظهر انحرافًا إيجابيًا (ضغط أعلى من المتوقع) أو سلبًا (ضغط أقل) بسبب اختلاف قوى التجاذب بين الجزيئات.

قانون راؤول (Raoult's Law)



عندما يكون المذاب **غير متطاير**، يكون الضغط البخاري للمحلول (P_1) دائمًا أقل من الضغط البخاري للمذيب النقي (P_1°).

$$P_1 = X_1 P_1^\circ$$

P_1 : الضغط البخاري للمحلول

X_1 : الكسر المولي للمذيب

P_1° : الضغط البخاري للمذيب النقي

مقدار الانخفاض في الضغط البخاري (ΔP) يتناسب طرديًا مع الكسر المولي للمذاب (X_2):

$$\Delta P = X_2 P_1^\circ$$

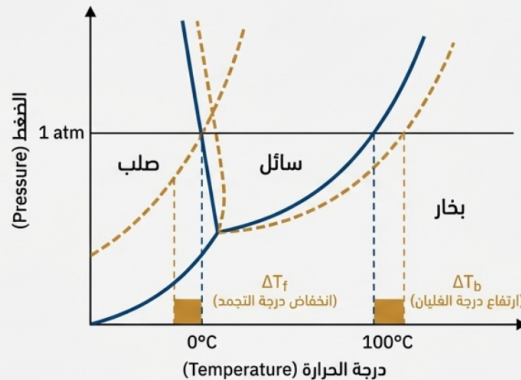
خاصيتان مترابطتان: ارتفاع الغليان وانخفاض التجمد

انخفاض درجة التجمد

لأن المحلول أكثر عشوائية من المذيب النقي، يجب إزالة المزيد من الطاقة (تبريده لدرجة حرارة أقل) لترتيب الجزيئات في بنية بلورية صلبة.

$$\Delta T_f = K_f \cdot m$$

ΔT_f : الانخفاض في درجة التجمد
 K_f : ثابت انخفاض درجة التجمد المولي
 m : المولالية



ارتفاع درجة الغليان

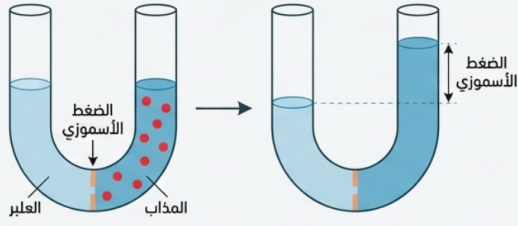
لأن ضغط المحلول البخاري أقل، يجب تسخينه إلى درجة حرارة أعلى ليصل إلى الضغط الجوي ويبدأ بالغليان.

$$\Delta T_b = K_b \cdot m$$

ΔT_b : الارتفاع في درجة الغليان
 K_b : ثابت ارتفاع درجة الغليان المولي
 m : المولالية

قيم الماء	
الثابت	القيمة (°C/m)
K_f	1.86
K_b	0.52

الخاصية الرابعة: الضغط الأسموزي وقوة الحياة



هي عملية الانتقال التلقائي لجزيئات المذيب عبر غشاء شبه منفذ (يسمح بمرور المذيب ويمنع المذاب) من محلول مخفف إلى محلول أكثر تركيزًا.

هو الضغط اللازم (π): هو الضغط اللازم لإيقاف عملية الأسموزية.

$$\pi = MRT$$

π : الضغط الأسموزي (atm)
M: المولالية (مول/لتر)
R: ثابت الغازات العام
T: درجة الحرارة المطلقة (K)

الخلايا في محاليل مختلفة

مرتفع التوتر (Hypertonic) التركيز خارج الخلية أعلى. يتدفق الماء إلى خارج الخلية، مما يؤدي إلى انكماشها (تحرن). 	مرتفع التوتر 	منخفض التوتر (Hypotonic) التركيز خارج الخلية أقل. يتدفق الماء إلى داخل الخلية، مما يؤدي إلى انتفاخها وانفجارها (انحلال الدم). 	منخفض التوتر 	متساوي التوتر (Isotonic) التركيز داخل الخلية وخارجها متساو. لا يوجد تدفق صاف. 	متساوي التوتر
التركيز خارج الخلية أعلى. يتدفق الماء إلى خارج الخلية، مما يؤدي إلى انكماشها (تحرن). 		التركيز خارج الخلية أقل. يتدفق الماء إلى داخل الخلية، مما يؤدي إلى انتفاخها وانفجارها (انحلال الدم). 		التركيز داخل الخلية وخارجها متساو. لا يوجد تدفق صاف للماء. 	

من النظرية إلى الواقع: تطبيقات حياتنا اليومية

رفع درجة الغليان

تطبيق: مبرد الصيف

مادة منع التجمد نفسها تعمل أيضًا على رفع درجة غليان سائل التبريد، مما يمنع المحرك من السخونة الزائدة في الصيف.

مثال: نفس محلول جلايكول الإيثيلين يغلي عند 102.2 درجة مئوية بدلاً من 100 درجة مئوية، مما يوفر حماية إضافية ضد الغليان.



مبدأ كيميائي واحد يوفر حماية على مدار العام.

منع التجمد

تطبيق 1: مضاد التجمد

يُضاف جلايكول الإيثيلين إلى مبردات السيارات لخفض درجة تجمد الماء، مما يحمي المحرك في الشتاء القارس.

مثال: محلول يحتوي على 651 جم من جلايكول الإيثيلين في 2505 جم من الماء يتجمد عند -7.79 درجة مئوية بدلاً من 0 درجة مئوية.



تطبيق 2: إزالة الجليد

يُرش الملح (NaCl أو $CaCl_2$) على الطرق لإذابة الجليد عن طريق خفض درجة تجمد الماء. تُستخدم سوائل مشابهة لإزالة الجليد عن أجنحة الطائرات.



قوة الأسموزية: من قمم الأشجار إلى حفظ الطعام



صعود الماء في النباتات

الأسموزية هي الآلية الرئيسية التي تنقل الماء من الجذور إلى قمم أطول الأشجار. مع فقدان الأوراق للماء عبر النتج، يزداد تركيز المذابات فيها، مما يسحب الماء إلى الأعلى عبر الساق بقوة هائلة.

يلزم ضغط أسموزي يصل إلى 10-15 atm لنقل الماء إلى قمة أشجار السيكويا في كاليفورنيا، التي يصل ارتفاعها إلى 120 مترًا.

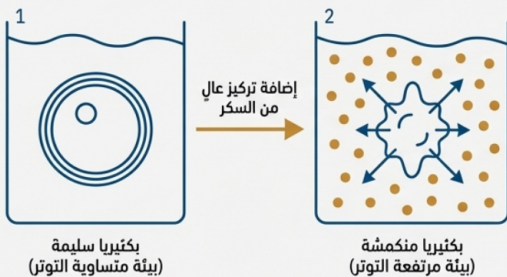


حفظ الأغذية

يُستخدم السكر بتركيزات عالية في صناعة المربى لحفظها. يخلق محلول السكر بيئة مرتفعة التوتر (hypertonic) يخرج الماء من خلايا البكتيريا عبر الأسموزية، مما يؤدي إلى انكماشها وموتها.

التطبيقات الطبية

تعتمد العديد من العمليات البيوكيميائية على التحكم في الأسموزية، مثل تقنية انحلال الدم (hemolysis) المستخدمة لدراسة محتويات خلايا الدم الحمراء عن طريق وضعها في محلول منخفض التوتر.



تطور في الحبكة: ماذا عن الإلكتروليتات؟

المشكلة

تتفكك الإلكتروليتات (مثل NaCl) إلى أيونات عند ذوبانها في الماء. وحدة واحدة من NaCl لا تعطي جسيماً واحداً، واحداً، بل جسيمين (Na^+ و Cl^-).

بما أن الخواص التجميحية تعتمد على عدد الجسيمات، فإن محلول 0.1 م من NaCl يجب أن يكون له تأثير مضاعف مقارنة بمحلول 0.1 م من السكروز (غير إلكتروليتي).

الحل

معامل فانت هوف (van't Hoff Factor, i):

هو النسبة بين العدد الفعلي للجسيمات في المحلول بعد التفكك وعدد الوحدات الصغية المذابة في البداية.

$$i = \frac{\text{العدد الفعلي للجسيمات في المحلول بعد التفكك}}{\text{عدد الوحدات الصغية المذابة في البداية}}$$

For nonelectrolytes (sucrose): $i \approx 1$

For NaCl $\rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$: $i \approx 2$

For $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$: $i \approx 3$

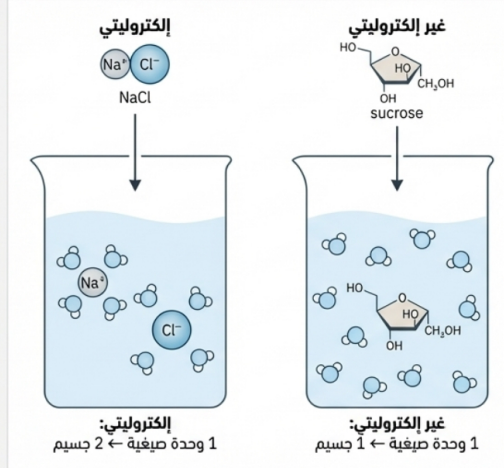
المعادلات المعدلة

المعادلات المعدلة

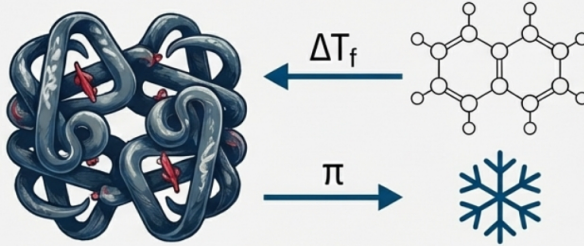
$$\Delta T_b = i * K_b * m$$

$$\Delta T_f = i * K_f * m$$

$$\pi = i * MRT$$



دراسة حالة: قياس الكتلة المولية للهيموجلوبين



لماذا قياس الضغط الأسموزي أفضل: لقياس الكتلة المولية للبروتينات الكبيرة. مثل الهوجلوبين، فإن الضغط الأسموزي هو الأفضل.

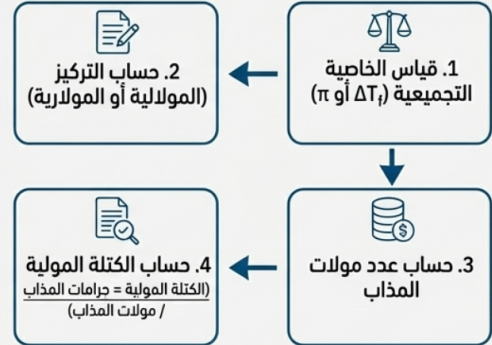
Example: محلول يحتوي على 35.0 جم من الهيموجلوبين في 1 لتر له ضغط أسموزي يبلغ 10.0 مم زئبق عند 25 درجة مئوية.

Result: الكتلة المولية للهيموجلوبين $\approx 6.51 \times 10^4$ جم/مول.

Comparison: لو حاولنا استخدام انخفاض درجة التجمد لنفس المحلول، لكان الانخفاض (ΔT_f) حوالي 0.001 درجة مئوية فقط، وهي قيمة صغيرة جداً لا يمكن قياسها بدقة.

كشف المجهول: استخدام الخواص التجميحية لتحديد الكتلة المولية

يمكن استخدام أي من الخواص التجميحية الأربع لتحديد الكتلة المولية للمذاب. عملياً، يعتبر انخفاض درجة التجمد والضغط والتجمد والضغط الأسموزي هما الأكثر استخداماً لأنهما يعطيان تغيرات قابلة للقياس بسهولة.



من العد إلى العواقب

بدأنا بسؤال بسيط: كيف نعد الجسيمات في محلول؟ أخذنا هذا المفهوم الأساسي - عدد الجسيمات - وكشفنا كيف أنه يملئ مجموعة من القوانين القوية التي تحكم سلوك المادة. من دوران المشروبات الغازية وكارثة بحيرة نيوس، إلى حماية محركات سياراتنا وصعود وصعود الماء إلى قمة أطول الأشجار، كل هذه الظواهر تنبع من "الحياة السرية للمحاليات".

في الكيمياء، لا شيء تافه. مجرد وجود جسيم مذاب يغير العالم من حوله بطرق يمكن التنبؤ بها، وقياسها، وتسخيرها.



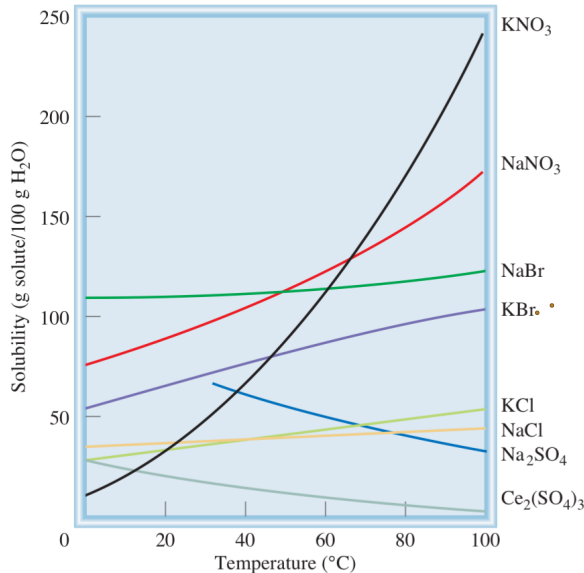
درجة الحرارة من العوامل التي تعتمد على نوع المذاب

12.4 The Effect of Temperature on Solubility

Solid Solubility and Temperature

Gas Solubility and Temperature

In most but certainly not all cases, the solubility of a solid substance increases with temperature.



اعتماد ذوبانية بعض المركبات الأيونية في الماء على درجة الحرارة



of ΔH_{soln} and the variation of solubility with temperature. there is no clear correlation between the sign

CaCl_2 is exothermic. NH_4NO_3 is endothermic

But the solubility of both compounds increases with increasing temperature.

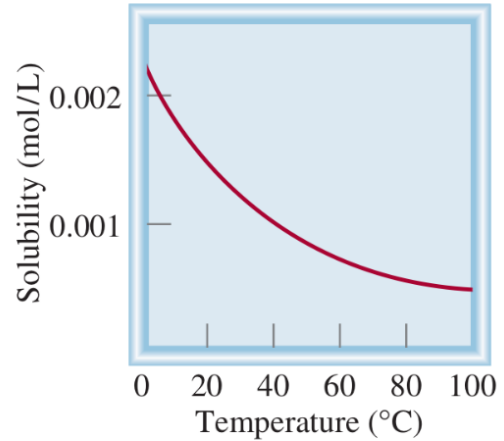


Figure 12.5 Dependence on temperature of the solubility of O_2 gas in water. Note that the solubility decreases as temperature increases. The pressure of the gas over the solution is 1 atm.

الشكل 12.5

يعرض العلاقة بين درجة الحرارة وذوبانية غاز الأكسجين (O_2) في الماء. لاحظ أن الذوبانية تقل كلما زادت درجة الحرارة. تم قياس الذوبانية عند ضغط غاز فوق المحلول مقداره 1 ضغط جوي (1 atm).

نلاحظ من خلال المنحنى العلاقة بين الذائبية ودرجة الحرارة وهو غالباً علاقة طردية إلا في بعض الشواذ

طبيب كيف ممكن انو نستفيد من هاي الخاصية ؟

نلاحظ في مركبات منحنىها حاد يعني تأثيرها كبير وسريع و هناك مركبات منحنىها عادي فاستدنا من هاي الشغلة بعملية اسمها عملية التبلور الجزئي وهي عملية بقدر افصل فيها مكونات محلول عن بعضه بالاعتماد على فرق درجة الحرارة

Fractional crystallization is the separation of a mixture of substances into pure components on the basis of their differing solubilities.

1. يتم إذابة الخليط بالكامل في الماء عند درجة حرارة مرتفعة.

2. يُبرد المحلول تدريجياً إلى درجة حرارة منخفضة.

3. المادة التي تنخفض ذوبانيتها بشكل كبير عند التبريد تبدأ بالتبلور والخروج من المحلول.

4. أما المادة التي تبقى ذوبانيتها شبه ثابتة، فإنها تظل مذابة في المحلول.

النتيجة:

• نحصل على المادة المطلوبة على شكل بلورات نقية.

• تبقى الشوائب مذابة، مما يسهل فصلها.

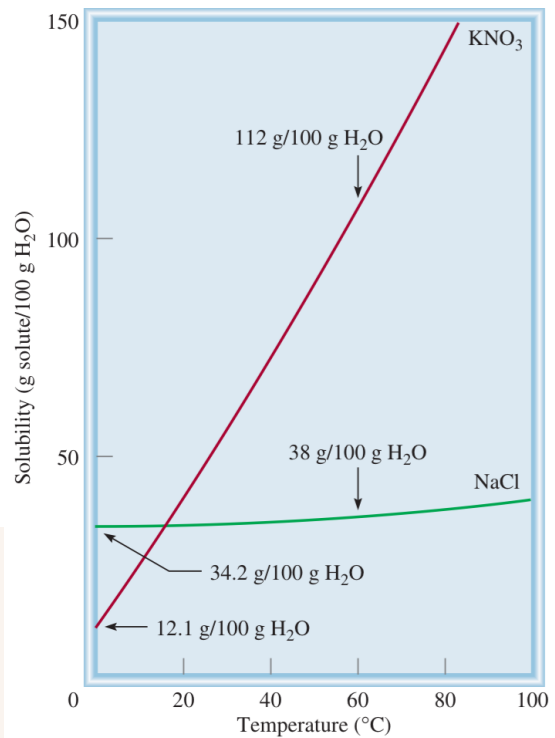
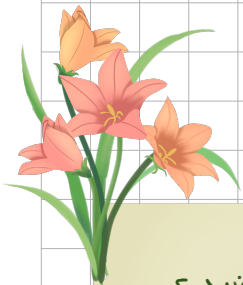


Figure 12.4 The solubilities of KNO_3 and NaCl at 0°C and 60°C . The difference in temperature dependence enables us to isolate one of these compounds from a solution containing both of them, through fractional crystallization.

التبلور الجزئي = استغلال فرق الذوبانية بسبب الحرارة

نستخدم الفرق في الذوبانية بين درجات الحرارة لتنقية مادة من خليط.
يعني الحرارة مش "تابعة للتبلور"، لكن هي اللي بتتحكم فيه.



شاهد فيديو توضيحي ٢

12.5 The Effect of Pressure on the Solubility of Gases

Henry's Law states that the solubility of a gas in a liquid is directly proportional to the pressure of that gas above the solution.

Molecular Interpretation:

Low pressure → fewer gas molecules dissolve.

High pressure → more gas molecules dissolve.

$$c \propto P$$

$$c = kP$$

Mathematical Expression:

$$c = kP$$

Where:

c = concentration of the dissolved gas (mol/L)

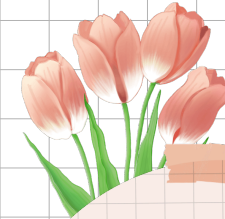
P = pressure of the gas (atm)

k = constant depending on temperature

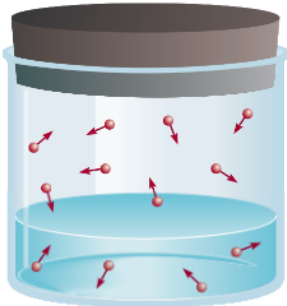
Practical Example:

In soft drinks, carbon dioxide (CO_2) is dissolved under high pressure.

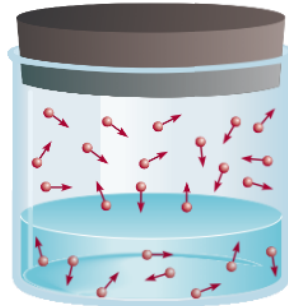
When the bottle is opened, pressure drops and CO_2 escapes as bubbles — this is called **effervescence**.



شاهد فيديو توضيحي ٣



(a)



(b)

الصورة توضح قانون هنري بطريقة جزيئية:

- في الوعاء (a): الضغط الجزئي للغاز فوق السائل منخفض، لذلك عدد الجزيئات المذابة في السائل قليل.
- في الوعاء (b): الضغط الجزئي للغاز أعلى، فزاد عدد الجزيئات المذابة في السائل.

الملخص العلمي:

كلما زاد الضغط الجزئي للغاز فوق السائل، زادت ذوبانية الغاز فيه. هذا هو جوهر قانون هنري.

🎯 قانون هنري:

ذوبانية الغاز في سائل تزداد بزيادة الضغط الواقع فوقه.

العلاقة الرياضية:

$$c = kP$$

حيث c هو تركيز الغاز المذاب، و P هو الضغط الجزئي للغاز.

📌 تطبيق عملي:

- في المشروبات الغازية، يُحفظ الغاز تحت ضغط عالي داخل الزجاجة.
- عند فتح الزجاجة، ينخفض الضغط، فيخرج الغاز على شكل فقاعات.

🔍 تفسير جزيئي:

- ضغط أعلى = جزيئات أكثر تذوب.
- ضغط أقل = جزيئات أقل تذوب.

قانون هنري Henry's law

$$C = k P$$

هو الضغط

الذي يحترق

غاز واحد فقط

من بين مجموعة

غازات موجودة

معاً في نفس الوعاء

"مثلاً لو كنا خليط غازات

(مثل الهواء) كل غاز

يساهم بحرقه الضغط

الذي هو الضغط

الجزئي

يعبر عن

كمية الغاز

التي تذوب

في وحدة

حجم من

السائل عند

ضغط جزئي

مقداره

$= 1 \text{ atm}$

تركيز الغاز المذاب في السائل

وحدة قياس التركيز هنا

mol / L

يعني مولارية

لماذا مولارية تحديدًا ؟

لأن قانون هنري يربط بين

كمية الغاز الذائبة وحجم السائل

حيث أن الضغط الجزئي P يعقد

على حجم السائل أيضًا .

اقطار جلد

غاز

معطى : ذوبانية (عنصر أو مركب) عند ضغط معين

$$C_1 = \frac{P_1}{k}$$

نقوم بحسابه

غاز

مطلوب : حساب لهذا (العنصر أو المركب) الذائبة

عند تغير الضغط (P_2)

$$\frac{C_2}{C_1} = \frac{P_2}{P_1}$$

مطلوب

حاله في الخطوة الأولى

* على نستخدم العلاقة

EXAMPLE 12.6

The solubility of nitrogen gas at 25°C and 1 atm is 6.8×10^{-4} mol/L. What is the concentration (in molarity) of nitrogen dissolved in water under atmospheric conditions? The partial pressure of nitrogen gas in the atmosphere is 0.78 atm.

Strategy The given solubility enables us to calculate Henry's law constant (k), which can then be used to determine the concentration of the solution.

Solution The first step is to calculate the quantity k in Equation (12.3):

$$\begin{aligned} c &= kP \\ 6.8 \times 10^{-4} \text{ mol/L} &= k (1 \text{ atm}) \\ k &= 6.8 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{atm} \end{aligned}$$

Therefore, the solubility of nitrogen gas in water is

$$\begin{aligned} c &= (6.8 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{atm})(0.78 \text{ atm}) \\ &= 5.3 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \\ &= \mathbf{5.3 \times 10^{-4} M} \end{aligned}$$

The decrease in solubility is the result of lowering the pressure from 1 atm to 0.78 atm.

Check The ratio of the concentrations $[(5.3 \times 10^{-4} \text{ M}) / (6.8 \times 10^{-4} \text{ M}) = 0.78]$ should be equal to the ratio of the pressures $(0.78 \text{ atm} / 1.0 \text{ atm} = 0.78)$.

Practice Exercise Calculate the molar concentration of oxygen in water at 25°C for a partial pressure of 0.22 atm. The Henry's law constant for oxygen is 1.3×10^{-3} mol/L · atm.

The solubility of CO_2 in water at 25°C and 1 atm is 0.034 mol/L. What is its solubility under atmospheric conditions? (The partial pressure of CO_2 in air is 0.0003 atm.) Assume that CO_2 obeys Henry's law.

We first find the value of k for Henry's law

$$k = \frac{c}{P} = \frac{0.034 \text{ mol/L}}{1 \text{ atm}} = 0.034 \text{ mol/L} \cdot \text{atm}$$

For atmospheric conditions we write:

$$c = kP = (0.034 \text{ mol/L} \cdot \text{atm})(0.00030 \text{ atm}) = \mathbf{1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}}$$

* عمده بعد هاي الحصة يطلب حساب حجم الغاز

- بما انه c عبارة عن مولارية اذن بمعلومية الحجم بتقدر احسب عدد الجولات

- بحسب عدد الجولات عند التركيز الاول $n_1 = c_1 \times V_1$

معطى في
المولات (الجولات)

- بحسب عدد الجولات عند التركيز الثاني $n_2 = c_2 \times V_2$

نفس الحجم قبل

- بحسب الفرق المولات $n = n_2 - n_1$ المظلة

- احسب الحجم من قانونه لضغط

درجة حرارة بالكافيه T (معطى)
حجم صلب V (معطى)
ضغط P

$$P = \frac{nRT}{(n_2 - n_1)V}$$

مطلوب

ثابت
الغاز
قيمة
معروفة
0.0821
ثابت

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

الفكرة من مطروحة كثير كنه
من غلط غير عليل

The solubility of N_2 in blood at 37°C and at a partial pressure of 0.80 atm is 5.6×10^{-4} mol/L. A deep-sea diver breathes compressed air with the partial pressure of N_2 equal to 4.0 atm. Assume that the total volume of blood in the body is 5.0 L. Calculate the amount of N_2 gas released (in liters at 37°C and 1 atm) when the diver returns to the surface of the water, where the partial pressure of N_2 is 0.80 atm.

Strategy: The given solubility allows us to calculate Henry's law constant (k), which can then be used to determine the concentration of N_2 at 4.0 atm. We can then compare the solubilities of N_2 in blood under normal pressure (0.80 atm) and under a greater pressure that a deep-sea diver might experience (4.0 atm) to determine the moles of N_2 released when the diver returns to the surface. From the moles of N_2 released, we can calculate the volume of N_2 released.

Solution: First, calculate the Henry's law constant, k , using the concentration of N_2 in blood at 0.80 atm.

$$k = \frac{c}{P}$$

$$k = \frac{5.6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}{0.80 \text{ atm}} = 7.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{atm}$$

Next, we can calculate the concentration of N_2 in blood at 4.0 atm using k calculated above.

$$c = kP$$

$$c = (7.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{atm})(4.0 \text{ atm}) = 2.8 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

From each of the concentrations of N_2 in blood, we can calculate the number of moles of N_2 dissolved by multiplying by the total blood volume of 5.0 L. Then, we can calculate the number of moles of N_2 released when the diver returns to the surface.

The number of moles of N_2 in 5.0 L of blood at 0.80 atm is:

$$(5.6 \times 10^{-4} \text{ mol/L})(5.0 \text{ L}) = 2.8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

The number of moles of N_2 in 5.0 L of blood at 4.0 atm is:

$$(2.8 \times 10^{-3} \text{ mol/L})(5.0 \text{ L}) = 1.4 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

The amount of N_2 released in moles when the diver returns to the surface is:

$$(1.4 \times 10^{-2} \text{ mol}) - (2.8 \times 10^{-3} \text{ mol}) = 1.1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Finally, we can now calculate the volume of N_2 released using the ideal gas equation. The total pressure pushing on the N_2 that is released is atmospheric pressure (1 atm).

The volume of N_2 released is:

$$V_{N_2} = \frac{nRT}{P}$$

$$V_{N_2} = \frac{(1.1 \times 10^{-2} \text{ mol})(273 + 37)\text{K}}{(1.0 \text{ atm})} \times \frac{0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 0.28 \text{ L}$$

12.6 Colligative Properties of Nonelectrolyte Solutions

هذه خواص الغير الكتروليتية يعني مواد تذوب في الماء لكنه لا تتفكك الى ايونات مثل السكر واليوريا والعنوان القادم هذه للكتروليتية و نعرف الفرق بينهم و تأثير التاثير على الخصائص

Colligative properties (or collective properties) are *properties that depend only on the number of solute particles in solution and not on the nature of the solute particles*. These properties are bound together by a common origin—they all depend on the number of solute particles present, regardless of whether they are atoms, ions, or molecules. The colligative properties are vapor-pressure lowering, boiling-point elevation, freezing-point depression, and osmotic pressure. For our discussion of colligative properties of nonelectrolyte solutions it is important to keep in mind that we are talking about relatively dilute solutions, that is, solutions whose concentrations are $\leq 0.2 M$.

الخصائص الجامعة (وتسمى أيضاً الخصائص الجماعية) هي خصائص تعتمد فقط على عدد جسيمات المذاب في المحلول، وليس على نوع هذه الجسيمات.

هذه الخصائص ترتبط بأصل مشترك: فهي تعتمد على عدد الجسيمات الموجودة، سواء كانت ذرات أو أيونات أو جزيئات.

الخصائص الجامعة تشمل:

- انخفاض ضغط البخار
- ارتفاع درجة الغليان
- انخفاض درجة التجمد
- الضغط الأسموزي

في هذا القسم، نناقش الخصائص الجامعة للمحاليل غير الإلكتروليتية، مع التركيز على المحاليل المخففة نسبياً، أي التي تركيزها أقل أو يساوي $0.2 M$.

12.6 Colligative Properties of Nonelectrolyte Solutions

Vapor-Pressure Lowering

Freezing-Point Depression

Boiling-Point Elevation

Osmotic Pressure



Vapor-pressure $\rightarrow$ Raoult's law.

$P_1 = X_1 P_1^\circ$ ← ضغط البخار المذيب في المحلول

المذيب النقي

$X_1 = \frac{1}{\frac{1}{X_1} + \frac{X_2}{X_1}}$

* في حالة وجود مذاب واحد فقط :

* تذكر :

المذيب

$X_A = \frac{X_A}{X_{soln}}$

$X_1 = \frac{1}{\frac{1}{X_1} + \frac{X_2}{X_1}}$

$P_1 = (1 - X_2) P_1^\circ$

$P_1 = P_1^\circ - P_1^\circ X_2$

$P_1^\circ - P_1 = P_1^\circ X_2$ ← ضغط البخار المذيب في المحلول - ضغط البخار المذيب النقي

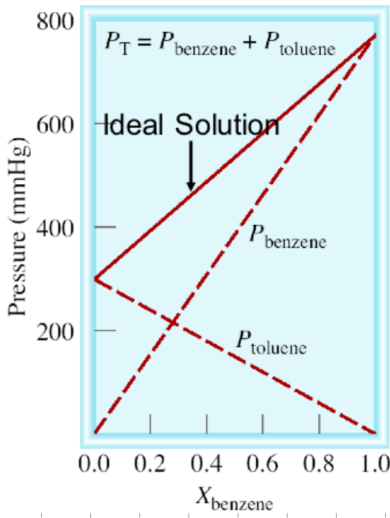
$\Delta P = P_1^\circ X_2$ ← ننتبه هنا للمذيب المذاب

انخفاض ضغط البخار (Vapor-Pressure Lowering) 💧

إذا كان المذاب غير متطاير (أي لا يمتلك ضغط بخار يمكن قياسه)، فإن ضغط بخار المحلول يكون دائماً أقل من ضغط بخار المذيب النقي.

بالتالي، العلاقة بين ضغط بخار المحلول وضغط بخار المذيب تعتمد على تركيز المذاب في المحلول.

الضغط في منحنيات



$$P_A = X_A P_A^0$$

$$P_B = X_B P_B^0$$

$$P_T = P_A + P_B$$

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

1. المحلول المثالي (Ideal Solution)

- المنحنى: خطي تماماً.
- العلاقة:

$$P_A = X_A P_A^0$$

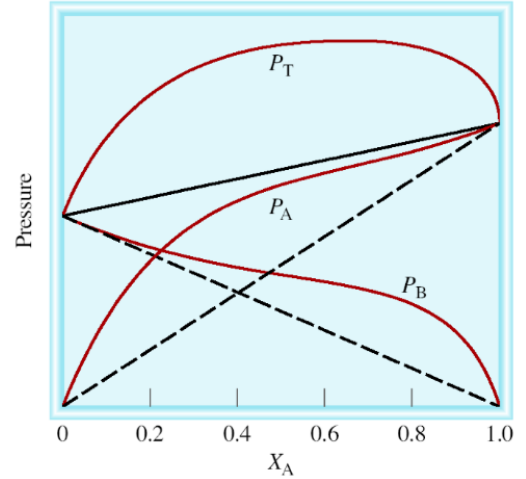
$$P_B = X_B P_B^0$$

$$P_T = P_A + P_B = X_A P_A^0 + X_B P_B^0$$
- السبب: القوى بين A و B مساوية تقريباً للقوى بين A-A و B-B.
- السلوك: لا يوجد انحراف، الضغط الكلي يتبع قانون راؤولت بدقة.

P_T is greater than predicted by Raoult's law

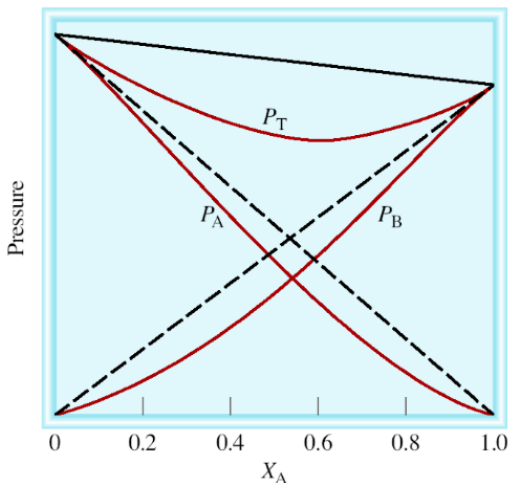
2. انحراف موجب (Positive Deviation)

- المنحنى: منحنى لأعلى من الخط المثالي.
- الشرط:
 - قوة A-B < قوة A-A و B-B
- الجزئيات لا "تحب" بعضها كثيراً → تخرج بسهولة للطور الغازي.
- النتيجة:
 - ضغط بخاري أعلى من المتوقع.
 - تبخر أسهل → طاقة التماسك أقل.



$$\text{Force}_{A-B} < \text{Force}_{A-A} \ \& \ \text{Force}_{B-B}$$

P_T is less than predicted by Raoult's law



$$\text{Force}_{A-B} > \text{Force}_{A-A} \ \& \ \text{Force}_{B-B}$$

3. انحراف سالب (Negative Deviation)

- المنحنى: منحنى لأسفل من الخط المثالي.
- الشرط:
 - قوة A-B > قوة A-A و B-B
- الجزئيات "تحب" بعضها أكثر → تظل في الطور السائل.
- النتيجة:
 - ضغط بخاري أقل من المتوقع.
 - التبخر أصعب → طاقة التماسك أعلى.

مثل ما استغلينا فرق درجات الحرارة بين المركبات سابقا لفصلها بالتبلور هناستغل فرق الضغط بين المركبات لفصلها بالتقطير

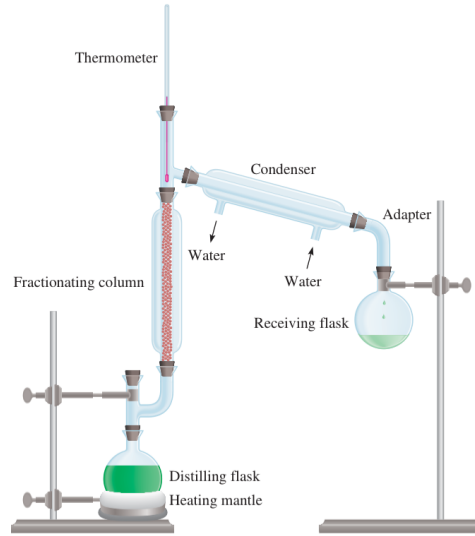


Figure 12.9 An apparatus for small-scale fractional distillation. The fractionating column is packed with tiny glass beads. The longer the fractionating column, the more complete the separation of the volatile liquids.

What is fractional distillation?

Fractional distillation is a method used to separate the components of a liquid mixture based on **differences in their boiling points**, which directly depend on their **vapor pressures**.

ما هو التقطير التجزيئي؟

هو طريقة لفصل مكونات محلول سائل بناءً على اختلاف درجات غليانها، والتي تعتمد مباشرة على الضغط البخاري لكل مادة.

1. It relies on differences in vapor pressure:

- The substance with the **higher vapor pressure** evaporates first.
- The substance with the **lower vapor pressure** remains in the liquid phase.

1. نسخر الفرق في الضغط البخاري:

- المادة ذات الضغط البخاري الأعلى → تتبخر أولاً.
- المادة ذات الضغط البخاري الأقل → تبقى في السائل.

2. The fractionating column is filled with small glass beads:

- These beads allow repeated **evaporation–condensation cycles** inside the column.
- Each cycle enriches the vapor in the more volatile component (such as benzene).

2. عمود التقطير يحتوي على خرزات زجاجية:

- تسمح بتكرار عمليات التبخر والتكثيف داخل العمود.
- كل خطوة تجعل البخار أغنى بالمادة الأكثر تطايراً (مثل البنزين).

3. Eventually:

- The vapor reaching the top of the column becomes nearly pure.
- It is then condensed and collected separately.

3. في النهاية:

- البخار الذي يصل لأعلى العمود يكون شبه نقي.
- يتم تكثيفه وجمعه في دورق منفصل.

Role in fractional distillation	Concept
Determines which substance evaporates first	Vapor pressure
Depends on vapor pressure	Boiling point
Repeats evaporation–condensation steps	Fractionating column
Is separated and collected first	More volatile component

المفهوم	دوره في التقطير التجزيئي
الضغط البخاري	يحدد أي مادة تتبخر أولاً
درجة الغليان	تعتمد على الضغط البخاري
عمود التقطير	يكرر خطوات التبخر والتكثيف
المادة الأكثر تطايراً	تُفصل أولاً وتُجمع نقيّة

شاهد فيديو توضيحي



أفكار مسائل Vapor Pressure

معطاه كتلة المذاب + م.و (كتلة حولية)
كتلة المذيب + كتلة حولية

$$(1) \text{ عدد حولات المذاب } = \frac{\text{كتلة}}{\text{كتلة حولية}}$$

$$(2) \text{ عدد حولات المذيب } = \frac{\text{كتلة}}{\text{كتلة حولية}}$$

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

$$x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

$$P_1 = x_1 P_1^0 \quad (4)$$

$$\Delta P = x_2 P_1^0$$

معطاه ΔP (الانخفاض)
كتلة المذيب + م.و
ضغط المذيب بغير
(P^0)

معطاه كتلة المذاب

$$\Delta P = x_2 P_1^0$$

$$(3) \left\{ \begin{array}{l} \text{يتم حساب} \\ x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \\ n_1 = \text{م.و} \times \text{و} \\ n_2 = \text{م.و} \times \text{و} \\ \frac{n_2}{\text{م.و}} = \text{و} \end{array} \right.$$

"Calculate the vapor pressure of the solution"

"What is the pressure above the solution?"

"What is the pressure when a solute is present at a certain amount?"

الانخفاض في الضغط

"How much did the vapor pressure decrease?"

"Calculate the decrease in vapor pressure"

"What is ΔP ?"

"What is the effect of the solute on vapor pressure?"

معطاه كتلة المذاب + كتلة حولية
حجم المذيب + كتلة حولية

(1) * احسب عدد حولات المذاب

$$= \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة الحولية}}$$

(2) نغرض الكثافة g/ml

(3) كتلة المذيب = كثافة المذيب $\times$ حجم المذيب
(كتلة = حجم)

(4) عدد حولات المذيب = $\frac{\text{كتلة}}{\text{كتلة حولية}}$

$$(5) x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

$$(6) P_1 = x_1 P_1^0$$

$$\Delta P = x_2 P_1^0$$

Calculate the vapor pressure of a solution made by dissolving 218 g of glucose (molar mass = 180.2 g/mol) in 460 mL of water at 30°C. What is the vapor-pressure lowering? The vapor pressure of pure water at 30°C is given in Table 5.3 (p. 200). Assume the density of the solution is 1.00 g/mL.

Strategy We need Raoult's law [Equation (12.4)] to determine the vapor pressure of a solution. Note that glucose is a nonvolatile solute.

Solution The vapor pressure of a solution (P_1) is

$$P_1 = X_1 P_1^\circ$$

want to calculate
need to find
given

First we calculate the number of moles of glucose and water in the solution:

$$n_1(\text{water}) = 460 \text{ mL} \times \frac{1.00 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol}}{18.02 \text{ g}} = 25.5 \text{ mol}$$

$$n_2(\text{glucose}) = 218 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{180.2 \text{ g}} = 1.21 \text{ mol}$$

The mole fraction of water, X_1 , is given by

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{25.5 \text{ mol}}{25.5 \text{ mol} + 1.21 \text{ mol}} = 0.955$$

From Table 5.3, we find the vapor pressure of water at 30°C to be 31.82 mmHg. Therefore, the vapor pressure of the glucose solution is

$$P_1 = 0.955 \times 31.82 \text{ mmHg} = 30.4 \text{ mmHg}$$

Finally, the vapor-pressure lowering is (31.82 – 30.4) mmHg, or 1.4 mmHg.

Check We can also calculate the vapor pressure lowering by using Equation (12.5). Because the mole fraction of glucose is (1 – 0.955), or 0.045, the vapor pressure lowering is given by (0.045)(31.82 mmHg) or 1.4 mmHg.

Practice Exercise Calculate the vapor pressure of a solution made by dissolving 82.4 g of urea (molar mass = 60.06 g/mol) in 212 mL of water at 35°C. What is the vapor-pressure lowering?

role of solute. (Camphor is a low volatility solid.)

The vapor pressures of ethanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) and 1-propanol ($\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$) at 35°C are 100 mmHg and 37.6 mmHg, respectively. Assume ideal behavior and calculate the partial pressures of ethanol and 1-propanol at 35°C over a solution of ethanol in 1-propanol, in which the mole fraction of ethanol is 0.300.

For any solution the sum of the mole fractions of the components is always 1.00, so the mole fraction of 1-propanol is 0.700. The partial pressures are:

$$P_{\text{ethanol}} = X_{\text{ethanol}} \times P_{\text{ethanol}}^\circ = (0.300)(100 \text{ mmHg}) = \mathbf{30.0 \text{ mmHg}}$$

$$P_{\text{1-propanol}} = X_{\text{1-propanol}} \times P_{\text{1-propanol}}^\circ = (0.700)(37.6 \text{ mmHg}) = \mathbf{26.3 \text{ mmHg}}$$

Is the vapor phase richer in one of the components than the solution? Which component? Should this always be true for ideal solutions?

Practice Exercise Calculate the vapor pressure of a solution made by dissolving 82.4 g of urea (molar mass = 60.06 g/mol) in 212 mL of water at 35°C. What is the vapor-pressure lowering?

الخطوة 1: حساب عدد مولات اليوريا

$$n_{\text{urea}} = \frac{82.4}{60.06} \approx 1.372 \text{ mol}$$

الخطوة 2: حساب عدد مولات الماء

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{212}{18.02} \approx 11.77 \text{ mol}$$

الخطوة 3: حساب الكسر المولي للمذيب (الماء)

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{urea}}} = \frac{11.77}{11.77 + 1.372} \approx \frac{11.77}{13.14} \approx 0.896$$

الخطوة 4: حساب ضغط بخار المحلول

$$P_1 = X_{\text{H}_2\text{O}} \cdot P_1^\circ = 0.896 \cdot 42.2 \approx 37.8 \text{ mmHg}$$

الخطوة 5: حساب انخفاض ضغط البخار

$$\Delta P = P_1^\circ - P_1 = 42.2 - 37.8 = 4.4 \text{ mmHg}$$

↓

معطى: كتلة المذاب + كتلة المذيب
حجم المذيب + كتلة المذيب

① * احسب عدد حمولات المذاب

$$\frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المذيب}}$$

② نفرض الكثافة 1 g/ml

③ كتلة المذيب = كثافة المذيب $\times$ حجم المذيب
 (كتلة = حجم)

④ عدد حمولات المذيب = كتلة
 كتلة حمولية

⑤
$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

the vapor pressure of the solution" *
 the pressure above the solution?" *
 the is present at a certain amount?" *

الانخفاض في $\Delta P = X_2 P_1^0$

How much did the vapor pressure decrease?" *

A solution is prepared by dissolving 396 g of sucrose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) in 624 g of water. What is the vapor pressure of this solution at 30°C ? (The vapor pressure of water is 31.8 mmHg at 30°C .)

The first step is to find the number of moles of sucrose and of water.

$$\text{Moles sucrose} = 396 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{342.3 \text{ g}} = 1.16 \text{ mol sucrose}$$

$$\text{Moles water} = 624 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{18.02 \text{ g}} = 34.6 \text{ mol water}$$

The mole fraction of water is:

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{34.6 \text{ mol}}{34.6 \text{ mol} + 1.16 \text{ mol}} = 0.968$$

The vapor pressure of the solution is found as follows:

$$P_{\text{solution}} = X_{\text{H}_2\text{O}} \times P_{\text{H}_2\text{O}}^0 = (0.968)(31.8 \text{ mmHg}) = 30.8 \text{ mmHg}$$

معطيات: ΔP (الانخفاض)
 نسبة المذيب +
 ضغط المذيب النقي
 (P°)
 المطلوب: كتلة المذاب
 $\Delta P = X_2 P^\circ$
 يتم حساب
 $X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$
 $n_1 = 1.0 \times 10$
 $n_2 = 1.0 \times 10$
 $\frac{n_2}{1.0} = 1$

How many grams of sucrose ($C_{12}H_{22}O_{11}$) must be added to 552 g of water to give a solution with a vapor pressure 2.0 mmHg less than that of pure water at 20°C? (The vapor pressure of water at 20°C is 17.5 mmHg.)

Strategy: From the vapor pressure of water at 20°C and the change in vapor pressure for the solution (2.0 mmHg), we can solve for the mole fraction of sucrose using Equation (12.5) of the text. From the mole fraction of sucrose, we can solve for moles of sucrose. Lastly, we convert from moles to grams of sucrose.

Solution: Using Equation (12.5) of the text, we can calculate the mole fraction of sucrose that causes a 2.0 mmHg drop in vapor pressure.

$$\Delta P = X_2 P^\circ$$

$$\Delta P = X_{\text{sucrose}} P^\circ_{\text{water}}$$

$$X_{\text{sucrose}} = \frac{\Delta P}{P^\circ_{\text{water}}} = \frac{2.0 \text{ mmHg}}{17.5 \text{ mmHg}} = 0.11$$

From the definition of mole fraction, we can calculate moles of sucrose.

$$X_{\text{sucrose}} = \frac{n_{\text{sucrose}}}{n_{\text{water}} + n_{\text{sucrose}}}$$

$$\text{moles of water} = 552 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{18.02 \text{ g}} = 30.6 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$X_{\text{sucrose}} = 0.11 = \frac{n_{\text{sucrose}}}{30.6 + n_{\text{sucrose}}}$$

$$n_{\text{sucrose}} = 3.8 \text{ mol sucrose}$$

Using the molar mass of sucrose as a conversion factor, we can calculate the mass of sucrose.

$$\text{mass of sucrose} = 3.8 \text{ mol sucrose} \times \frac{342.3 \text{ g sucrose}}{1 \text{ mol sucrose}} = 1.3 \times 10^3 \text{ g sucrose}$$

↓
 معطاه تسمه الجذاب + ١٣.٥ (كتلة الجولية)
 كتلة الجذاب + كتلة الجولية

① عدد مولات الجذاب = $\frac{\text{كتلة}}{\text{كتلة جولية}}$

② عدد مولات الجذاب = $\frac{\text{كتلة}}{\text{كتلة جولية}}$

③ $x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$

$x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$

④ $P_1 = x_1 P_1^\circ$

$\Delta P = x_2 P_1^\circ$

The vapor pressure of benzene is 100.0 mmHg at 26.1°C. Calculate the vapor pressure of a solution containing 24.6 g of camphor (C₁₀H₁₆O) dissolved in 98.5 g of benzene. (Camphor is a low-volatility solid.)

Let us call benzene component 1 and camphor component 2.

$$P_1 = X_1 P_1^\circ = \left(\frac{n_1}{n_1 + n_2} \right) P_1^\circ$$

$$n_1 = 98.5 \text{ g benzene} \times \frac{1 \text{ mol}}{78.11 \text{ g}} = 1.26 \text{ mol benzene}$$

$$n_2 = 24.6 \text{ g camphor} \times \frac{1 \text{ mol}}{152.2 \text{ g}} = 0.162 \text{ mol camphor}$$

$$P_1 = \frac{1.26 \text{ mol}}{(1.26 + 0.162) \text{ mol}} \times 100.0 \text{ mmHg} = \mathbf{88.6 \text{ mmHg}}$$

How many grams of urea $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ must be added to 450 g of water to give a solution with a vapor pressure 2.50 mmHg less than that of pure water at 30°C ? (The vapor pressure of water at 30°C is 31.8 mmHg.)

$$\Delta P = X_{\text{urea}} P_{\text{water}}^\circ$$

$$2.50 \text{ mmHg} = X_{\text{urea}}(31.8 \text{ mmHg})$$

$$X_{\text{urea}} = 0.0786$$

The number of moles of water is:

$$n_{\text{water}} = 450 \cancel{\text{g H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.02 \cancel{\text{g H}_2\text{O}}} = 25.0 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$X_{\text{urea}} = \frac{n_{\text{urea}}}{n_{\text{water}} + n_{\text{urea}}}$$

$$0.0786 = \frac{n_{\text{urea}}}{25.0 + n_{\text{urea}}}$$

$$n_{\text{urea}} = 2.13 \text{ mol}$$

$$\text{mass of urea} = 2.13 \cancel{\text{mol urea}} \times \frac{60.06 \text{ g urea}}{1 \cancel{\text{mol urea}}} = \mathbf{128 \text{ g of urea}}$$

If both components of a solution are *volatile* (that is, *have measurable vapor pressure*), the vapor pressure of the solution is the sum of the individual partial pressures. Raoult's law holds equally well in this case:

$$P_A = X_A P_A^\circ$$
$$P_B = X_B P_B^\circ$$

where P_A and P_B are the partial pressures over the solution for components A and B; P_A° and P_B° are the vapor pressures of the pure substances; and X_A and X_B are their mole fractions. The total pressure is given by Dalton's law of partial pressure (see Section 5.6):

$$P_T = P_A + P_B$$



The vapor pressure of ethanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) at 20°C is 44 mmHg, and the vapor pressure of methanol (CH_3OH) at the same temperature is 94 mmHg. A mixture of 30.0 g of methanol and 45.0 g of ethanol is prepared (and can be assumed to behave as an ideal solution). (a) Calculate the vapor pressure of methanol and ethanol above this solution at 20°C . (b) Calculate the mole fraction of methanol and ethanol in the vapor above this solution at 20°C . (c) Suggest a method for separating the two components of the solution.

(a) First find the mole fractions of the solution components.

$$\text{Moles methanol} = 30.0 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{32.04 \text{ g}} = 0.936 \text{ mol CH}_3\text{OH}$$

$$\text{Moles ethanol} = 45.0 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{46.07 \text{ g}} = 0.977 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

$$X_{\text{methanol}} = \frac{0.936 \text{ mol}}{0.936 \text{ mol} + 0.977 \text{ mol}} = 0.489$$

$$X_{\text{ethanol}} = 1 - X_{\text{methanol}} = 0.511$$

The vapor pressures of the methanol and ethanol are:

$$P_{\text{methanol}} = (0.489)(94 \text{ mmHg}) = 46 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{ethanol}} = (0.511)(44 \text{ mmHg}) = 22 \text{ mmHg}$$

(b) Since $n = PV/RT$ and V and T are the same for both vapors, the number of moles of each substance is proportional to the partial pressure. We can then write for the mole fractions:

$$X_{\text{methanol}} = \frac{P_{\text{methanol}}}{P_{\text{methanol}} + P_{\text{ethanol}}} = \frac{46 \text{ mmHg}}{46 \text{ mmHg} + 22 \text{ mmHg}} = 0.68$$

$$X_{\text{ethanol}} = 1 - X_{\text{methanol}} = 0.32$$

(c) The two components could be separated by fractional distillation. See Section 12.6 of the text.

◆ (ب) حساب الكسر المولي في البخار

نستخدم العلاقة:

$$X_{\text{vapor}} = \frac{P_i}{P_{\text{total}}}$$

• الكسر المولي للميثانول في البخار:

$$X = \frac{46}{46 + 22} = 0.68$$

• الكسر المولي للإيثانول في البخار:

$$X = 1 - 0.68 = 0.32$$

◆ (i) حساب الضغط الجزئي لكل مكون

1. نحسب عدد المولات لكل مكون:

• ميثانول:

$$n = \frac{30.0}{32.04} = 0.936 \text{ mol}$$

• إيثانول:

$$n = \frac{45.0}{46.07} = 0.977 \text{ mol}$$

2. نحسب الكسر المولي لكل مكون:

• ميثانول:

$$X = \frac{0.936}{0.936 + 0.977} = 0.489$$

• إيثانول:

$$X = 1 - 0.489 = 0.511$$

3. نحسب الضغط الجزئي باستخدام قانون راؤولت:

• ميثانول:

$$P = 0.489 \cdot 94 = 46 \text{ mmHg}$$

• إيثانول:

$$P = 0.511 \cdot 44 = 22 \text{ mmHg}$$

12.6 Colligative Properties of Nonelectrolyte Solutions

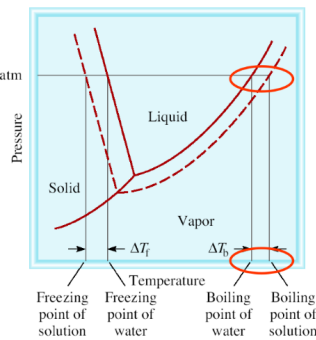
Vapor-Pressure Lowering

Freezing-Point Depression

Boiling-Point Elevation

Osmotic Pressure

Boiling-Point Elevation



$$\Delta T_b = T_b - T_b^0$$

T_b^0 is the boiling point of the pure solvent

T_b is the boiling point of the solution

$$T_b > T_b^0 \quad \Delta T_b > 0$$

$$\Delta T_b = K_b m$$

m is the molality of the solution

K_b is the molal boiling-point elevation constant ($^{\circ}\text{C}/m$) for a given solvent

ننتبه هنا أنه درجة الحرارة بالسليسيوس

What happens when a nonvolatile solute is added?

It **lowers the vapor pressure** of the solution.

As a result, the solution needs **more heat** to reach atmospheric pressure → **boiling point increases**.

ماذا يحدث عند إضافة مذاب غير متطاير؟

- ينخفض الضغط البخاري للمحلول.
- ونتيجة لذلك يحتاج المحلول إلى حرارة أكبر ليصل إلى الضغط الجوي → فتزداد درجة الغليان.

Why does the boiling point rise?

Because the vapor pressure is lower at every temperature.

So the solution reaches $P = 1 \text{ atm}$ at a **higher temperature** than the pure solvent.

لماذا ترتفع درجة الغليان؟

- لأن الضغط البخاري يصبح أقل عند كل درجة حرارة.
- لذلك يصل المحلول إلى $P = 1 \text{ atm}$ عند درجة حرارة أعلى من المذيب النقي.

Mathematical relationship:

$$\Delta T_b = T_b - T_b^0$$

T_b : boiling point of the solution •

T_b^0 : boiling point of the pure solvent •

ΔT_b : boiling-point elevation •

العلاقة الرياضية:

$$\Delta T_b = T_b - T_b^0$$

• T_b : درجة غليان المحلول

• T_b^0 : درجة غليان المذيب النقي

• ΔT_b : مقدار ارتفاع درجة الغليان

Final equation:

$$\Delta T_b = K_b \cdot m$$

K_b : boiling-point elevation constant • (depends on the solvent)

m : molality (moles of solute per kg of solvent)

المعادلة النهائية:

$$\Delta T_b = K_b \cdot m$$

• K_b : ثابت ارتفاع درجة الغليان (يعتمد على نوع المذيب)

• m : المولية (مولات المذاب لكل كيلوجرام من المذيب)

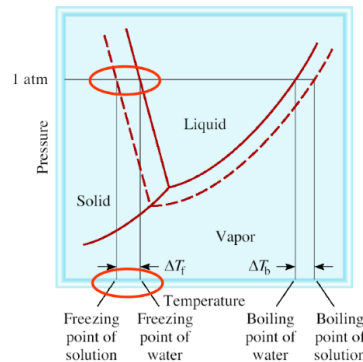
12.6 Colligative Properties of Nonelectrolyte Solutions

Vapor-Pressure Lowering

Freezing-Point Depression

Boiling-Point Elevation

Osmotic Pressure



$$\Delta T_f = T_f^0 - T_f$$

T_f^0 is the freezing point of the pure solvent

T_f is the freezing point of the solution

$$T_f^0 > T_f \quad \Delta T_f > 0$$

$$\Delta T_f = K_f m$$

m is the molality of the solution

K_f is the molal freezing-point depression constant ($^{\circ}\text{C}/m$) for a given solvent

TABLE 12.2

Molal Boiling-Point Elevation and Freezing-Point Depression Constants of Several Common Liquids

Solvent	Normal Freezing Point ($^{\circ}\text{C}$)*	K_f ($^{\circ}\text{C}/m$)	Normal Boiling Point ($^{\circ}\text{C}$)*	K_b ($^{\circ}\text{C}/m$)
Water	0	1.86	100	0.52
Benzene	5.5	5.12	80.1	2.53
Ethanol	-117.3	1.99	78.4	1.22
Acetic acid	16.6	3.90	117.9	2.93
Cyclohexane	6.6	20.0	80.7	2.79

Measured at 1 atm.

هذا الجدول يوضح درجات الغليان والتجمد لمذيبات مشهورة مهم تكون عارفينهم لأنو غالبا ما يعطيني اياهم بالسؤال

أفكار المسائل على درجة التجمد والغليان

↓

معطى :- النسبة مئوية للمكونات
* كتلة المذاب
* كتلة المذيب
* درجة التجمد / غليان (T)
* درجة التجمد / غليان لمذيب لينة (T°)
مطلوب :-
إيجاد الكتلة المولية والصفة الجزيئية

خطوات :-

- ① $\Delta T = T^\circ - T$ احسب
- ② $m = \frac{\Delta T}{k}$ احسب
- ③ احسب (كتلة المذيب (kg) $\times m =$ عدد جزيئات (n)
- ④ الكتلة المولية = $\frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{عدد جزيئات}}$
- ⑤ احسب الصيغة لاولية من النسبة المئوية

↓

معطى :- تركيز الملول
- درجة التجمد والغليان
للمذيب النقي
مطلوب :- T_b, T_f
مطلوب :- المولالية
خطوات :-

- ① $\Delta T_b = k_b \cdot m$
- ② $\Delta T_f = k_f \cdot m$
- ③ نضيف او نطرح ΔT من درجة التجمد / غليان الاصلية

حساب الصيغة لاولية :-

- نضرب ان الكتلة المولية = 100g

- النسبة المئوية = كتلة المذاب

- عدد جزيئات = $\frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المولوية}}$

- نقسم عدد جزيئات على عدد جزيئات المذيب

- نكتب عدد الجزيئات

معطى :-
كتلة المذاب + كتلة المولية
كتلة المذيب
مطلوب :-
درجة التجمد / غليان

خطوات :-
عدد جزيئات المذاب = $\frac{\text{كتلة}}{\text{كتلة المولية}}$

$m = \frac{n(\text{مذاب})}{\text{كتلة المذيب (kg)}}$

$\Delta T = k \cdot m$

معطى :-
كتلة المذيب (kg)
كتلة المذاب (أو تركيز ما)
صيغة المذاب = كتلة المولية
كتلة المذاب
درجة التجمد / غليان
درجة التجمد / غليان
مطلوب :-
مجم المذاب / مضاف من لا يتجمد اذ يذوب
عند درجة T
T تصبح درجة غليان / تجمد المخلوط
بعد الاختلاط

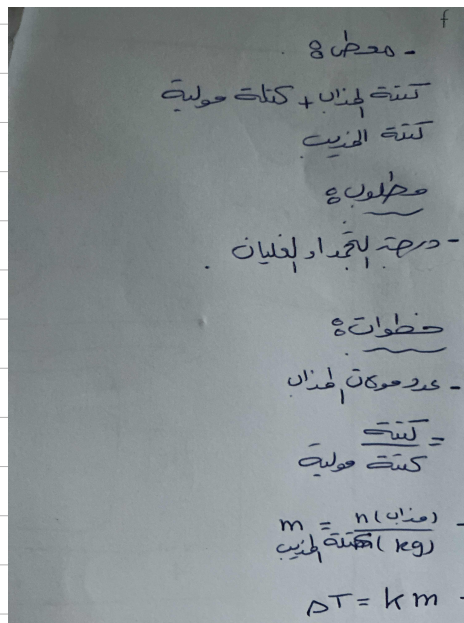
خطوات :-

- ① احسب $\Delta T = T^\circ - T$
- ② $m = \frac{\Delta T}{k}$
- ③ عدد جزيئات = كتلة المذاب $\times m$
- ④ كتلة المذاب = عدد جزيئات $\times$ كتلة المولية
- ⑤ اجمع المذاب + كتلة المذاب = كتلة المذاب
- ⑥ احسب ΔT غليان / تجمد

معطى :- حجم الغاز
درجة الحرارة
الضغط
كتلة المذيب
مطلوب :- درجة التجمد / غليان

خطوات الحل :-

- ① من قانون الغاز المثالي
- ② احسب عدد الجزيئات $n = \frac{PV}{RT}$
- ③ عدد جزيئات $m = \frac{\text{كتلة المذاب (kg)}}{\Delta T = k \cdot m}$
- ④ احسب درجة التجمد / الغليان



Ethylene glycol (EG), $\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})$, is a common automobile antifreeze. It is water soluble and fairly nonvolatile (b.p. 197°C). Calculate the freezing point of a solution containing 651 g of this substance in 2505 g of water. Would you keep this substance in your car radiator during the summer? The molar mass of ethylene glycol is 62.01 g.

(Continued)

Strategy This question asks for the depression in freezing point of the solution.

$$\Delta T_f = K_f m$$

want to calculate
constant
need to find

The information given enables us to calculate the molality of the solution and we refer to Table 12.2 for the K_f of water.

Solution To solve for the molality of the solution, we need to know the number of moles of EG and the mass of the solvent in kilograms. We find the molar mass of EG, and convert the mass of the solvent to 2.505 kg, and calculate the molality as follows:

$$\begin{aligned}
 651 \text{ g EG} \times \frac{1 \text{ mol EG}}{62.07 \text{ g EG}} &= 10.5 \text{ mol EG} \\
 m &= \frac{\text{moles of solute}}{\text{mass of solvent (kg)}} \\
 &= \frac{10.5 \text{ mol EG}}{2.505 \text{ kg H}_2\text{O}} = 4.19 \text{ mol EG/kg H}_2\text{O} \\
 &= 4.19 m
 \end{aligned}$$

From Equation (12.7) and Table 12.2 we write

$$\begin{aligned}
 \Delta T_f &= K_f m \\
 &= (1.86^\circ\text{C}/m)(4.19 m) \\
 &= 7.79^\circ\text{C}
 \end{aligned}$$

Because pure water freezes at 0°C , the solution will freeze at $(0 - 7.79)^\circ\text{C}$ or -7.79°C . We can calculate boiling-point elevation in the same way as follows:

$$\begin{aligned}
 \Delta T_b &= K_b m \\
 &= (0.52^\circ\text{C}/m)(4.19 m) \\
 &= 2.2^\circ\text{C}
 \end{aligned}$$

Because the solution will boil at $(100 + 2.2)^\circ\text{C}$, or 102.2°C , it would be preferable to leave the antifreeze in your car radiator in summer to prevent the solution from boiling.

Practice Exercise Calculate the boiling point and freezing point of a solution containing 478 g of ethylene glycol in 3202 g of water.

المعطيات: 

- كتلة الإيثيلين جلايكول = 478 g
- كتلة الماء = 3202 g = 3.202 kg
- الكتلة المولية لـ EG = 62 g/mol
- $K_f = 1.86^\circ\text{C}/\text{m}$ ، $K_b = 0.512^\circ\text{C}/\text{m}$

الخطوات المختصرة: 

1. عدد المولات:
$$\frac{478}{62} \approx 7.71 \text{ mol}$$
2. المولالية:
$$\frac{7.71}{3.202} \approx 2.41 \text{ mol/kg}$$
3. ΔT_f و T_f :
$$\Delta T_f = 1.86 \cdot 2.41 \approx 4.48$$
$$T_f = 0 - 4.48 = -4.48^\circ\text{C}$$
4. ΔT_b و T_b :
$$\Delta T_b = 0.512 \cdot 2.41 \approx 1.23$$
$$T_b = 100 + 1.23 = 101.23^\circ\text{C}$$

12.55 What are the boiling point and freezing point of a 2.47 *m* solution of naphthalene in benzene? (The boiling point and freezing point of benzene are 80.1°C and 5.5°C, respectively.)

$$\Delta T_b = K_b m = (2.53^\circ\text{C}/m)(2.47 m) = 6.25^\circ\text{C}$$

The new **boiling point** is 80.1°C + 6.25°C = **86.4°C**

$$\Delta T_f = K_f m = (5.12^\circ\text{C}/m)(2.47 m) = 12.6^\circ\text{C}$$

The new **freezing point** is 5.5°C – 12.6°C = **–7.1°C**

محلول - تركيز المحلول
- درجة التجمد والغليان
للنظير النقي

مطلوب: T_b, T_f

خطوات:

$$\Delta T_b = k_b \cdot m \quad (1)$$

$$\Delta T_f = k_f \cdot m \quad (2)$$

(3) نضيف أو نطرح

ΔT من درجة

التجمد / الغليان

الاصلي

12.56 An aqueous solution contains the amino acid glycine ($\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$). Assuming that the acid does not ionize in water, calculate the molality of the solution if it freezes at -1.1°C .

$$12.56 \quad m = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{1.1^\circ\text{C}}{1.86^\circ\text{C}/m} = 0.59 m$$

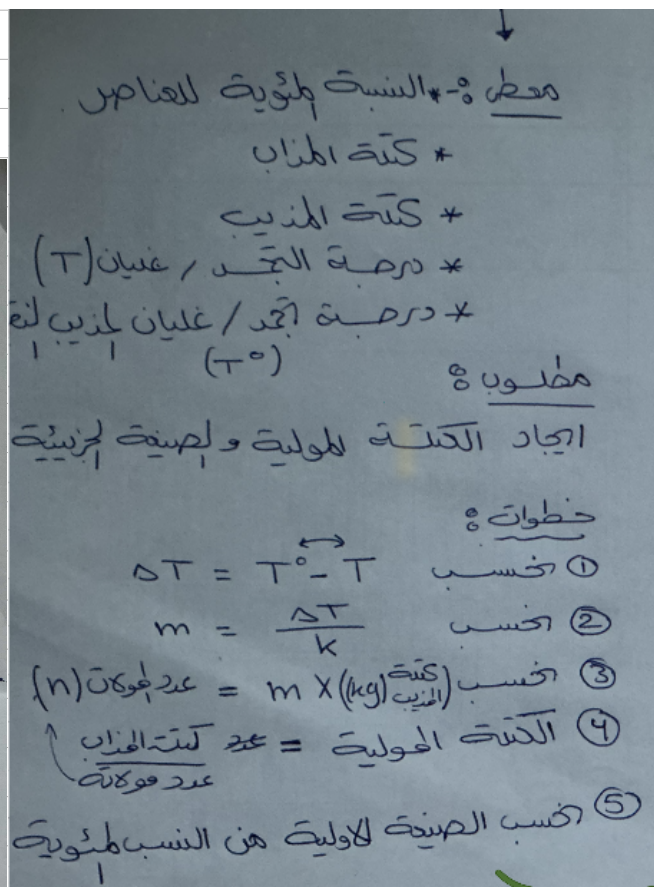
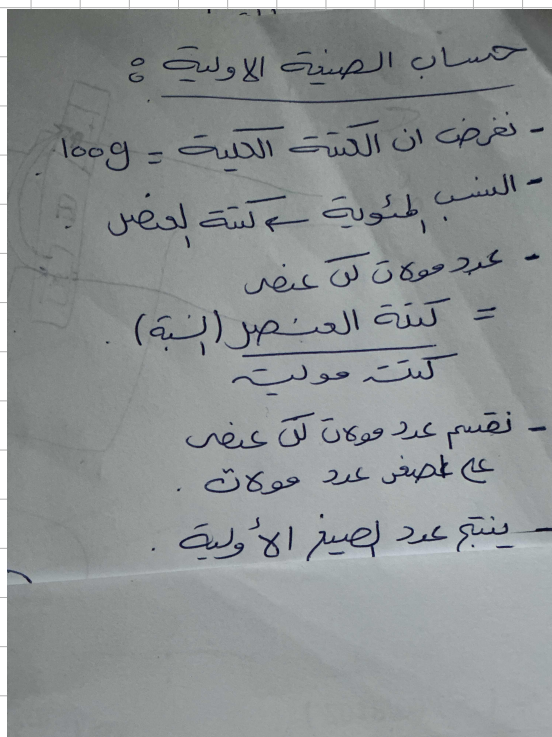
محلول - درجة التجمد / الغليان (T)
ثابت التجمد / الغليان

مطلوب: المولالية

خطوات:

$$\Delta T = T^\circ - T \quad (1)$$

$$m = \frac{\Delta T}{k} \quad (2)$$



12.57 Pheromones are compounds secreted by the females of many insect species to attract males. One of these compounds contains 80.78 percent C, 13.56 percent H, and 5.66 percent O. A solution of 1.00 g of this pheromone in 8.50 g of benzene freezes at 3.37°C. What are the molecular formula and molar mass of the compound? (The normal freezing point of pure benzene is 5.50°C.)

METHOD 1: The empirical formula can be found from the percent by mass data assuming a 100.0 g sample.

$$\text{Moles C} = 80.78 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{12.01 \text{ g}} = 6.726 \text{ mol C}$$

$$\text{Moles H} = 13.56 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{1.008 \text{ g}} = 13.45 \text{ mol H}$$

$$\text{Moles O} = 5.66 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{16.00 \text{ g}} = 0.354 \text{ mol O}$$

This gives the formula: $\text{C}_{6.726}\text{H}_{13.45}\text{O}_{0.354}$. Dividing through by the smallest subscript (0.354) gives the empirical formula, $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$.

The freezing point depression is $\Delta T_f = 5.5^\circ\text{C} - 3.37^\circ\text{C} = 2.1^\circ\text{C}$. This implies a solution molality of:

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{2.1^\circ\text{C}}{5.12^\circ\text{C}/m} = 0.41 \text{ m}$$

Since the solvent mass is 8.50 g or 0.00850 kg, the amount of solute is:

$$\frac{0.41 \text{ mol}}{1 \text{ kg benzene}} \times 0.00850 \text{ kg benzene} = 3.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Since 1.00 g of the sample represents 3.5×10^{-3} mol, the molar mass is:

$$\text{molar mass} = \frac{1.00 \text{ g}}{3.5 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 286 \text{ g/mol}$$

The mass of the empirical formula is 282 g/mol, so the molecular formula is the same as the empirical formula, $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$.

METHOD 2: Use the freezing point data as above to determine the molar mass.

$$\text{molar mass} = 286 \text{ g/mol}$$

Multiply the mass % (converted to a decimal) of each element by the molar mass to convert to grams of each element. Then, use the molar mass to convert to moles of each element.

$$n_{\text{C}} = (0.8078) \times (286 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 19.2 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{H}} = (0.1356) \times (286 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 38.5 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{O}} = (0.0566) \times (286 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 1.01 \text{ mol O}$$

Since we used the molar mass to calculate the moles of each element present in the compound, this method directly gives the empirical formula. The formula is $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$.



12.58 The elemental analysis of an organic solid extracted from gum arabic (a gummy substance used in adhesives, inks, and pharmaceuticals) showed that it contained 40.0 percent C, 6.7 percent H, and 53.3 percent O. A solution of 0.650 g of the solid in 27.8 g of the solvent diphenyl gave a freezing-point depression of 1.56°C . Calculate the molar mass and molecular formula of the solid. (K_f for diphenyl is $8.00^{\circ}\text{C}/m$.)

Strategy: First, we can determine the empirical formula from mass percent data. Then, we can determine the molar mass from the freezing-point depression. Finally, from the empirical formula and the molar mass, we can find the molecular formula.

Solution: If we assume that we have 100 g of the compound, then each percentage can be converted directly to grams. In this sample, there will be 40.0 g of C, 6.7 g of H, and 53.3 g of O. Because the subscripts in the formula represent a mole ratio, we need to convert the grams of each element to moles. The conversion factor needed is the molar mass of each element. Let n represent the number of moles of each element so that

$$\begin{aligned}n_{\text{C}} &= 40.0 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 3.33 \text{ mol C} \\n_{\text{H}} &= 6.7 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 6.6 \text{ mol H} \\n_{\text{O}} &= 53.3 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 3.33 \text{ mol O}\end{aligned}$$

Thus, we arrive at the formula $\text{C}_{3.33}\text{H}_{6.6}\text{O}_{3.3}$, which gives the identity and the ratios of atoms present. However, chemical formulas are written with whole numbers. Try to convert to whole numbers by dividing all the subscripts by the smallest subscript.

$$\text{C: } \frac{3.33}{3.33} = 1.00 \quad \text{H: } \frac{6.6}{3.33} = 2.0 \quad \text{O: } \frac{3.33}{3.33} = 1.00$$

This gives us the empirical, CH_2O .

Now, we can use the freezing point data to determine the molar mass. First, calculate the molality of the solution.

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{1.56^{\circ}\text{C}}{8.00^{\circ}\text{C}/m} = 0.195 \text{ } m$$

Multiplying the molality by the mass of solvent (in kg) gives moles of unknown solute. Then, dividing the mass of solute (in g) by the moles of solute, gives the molar mass of the unknown solute.

12.62 A solution of 2.50 g of a compound having the empirical formula $\text{C}_6\text{H}_5\text{P}$ in 25.0 g of benzene is observed to freeze at 4.3°C . Calculate the molar mass of the solute and its molecular formula.

First, from the freezing point depression we can calculate the molality of the solution. See Table 12.2 of the text for the normal freezing point and K_f value for benzene.

$$\Delta T_f = (5.5 - 4.3)^\circ\text{C} = 1.2^\circ\text{C}$$

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{1.2^\circ\text{C}}{5.12^\circ\text{C}/m} = 0.23\ m$$

Multiplying the molality by the mass of solvent (in kg) gives moles of unknown solute. Then, dividing the mass of solute (in g) by the moles of solute, gives the molar mass of the unknown solute.

$$\begin{aligned} ? \text{ mol of unknown solute} &= \frac{0.23 \text{ mol solute}}{1 \text{ kg benzene}} \times 0.0250 \text{ kg benzene} \\ &= 0.0058 \text{ mol solute} \end{aligned}$$

$$\text{molar mass of unknown} = \frac{2.50 \text{ g}}{0.0058 \text{ mol}} = 4.3 \times 10^2 \text{ g/mol}$$

The empirical molar mass of $\text{C}_6\text{H}_5\text{P}$ is 108.1 g/mol. Therefore, the molecular formula is $(\text{C}_6\text{H}_5\text{P})_4$ or $\text{C}_{24}\text{H}_{20}\text{P}_4$.

Multiplying the molality by the mass of solvent (in kg) gives moles of unknown solute. Then, dividing the mass of solute (in g) by the moles of solute, gives the molar mass of the unknown solute.

$$\begin{aligned} ? \text{ mol of unknown solute} &= \frac{0.195 \text{ mol solute}}{1 \text{ kg diphenyl}} \times 0.0278 \text{ kg diphenyl} \\ &= 0.00542 \text{ mol solute} \end{aligned}$$

$$\text{molar mass of unknown} = \frac{0.650 \text{ g}}{0.00542 \text{ mol}} = 1.20 \times 10^2 \text{ g/mol}$$

Next, we multiply the mass % (converted to a decimal) of each element by the molar mass to convert to grams of each element. Then, we use the molar mass to convert to moles of each element.

$$n_{\text{C}} = (0.400) \times (1.20 \times 10^2 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 4.00 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{H}} = (0.067) \times (1.20 \times 10^2 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 7.98 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{O}} = (0.533) \times (1.20 \times 10^2 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 4.00 \text{ mol O}$$

Since we used the molar mass to calculate the moles of each element present in the compound, this method directly gives the molecular formula. The formula is $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_4$.

12.59 How many liters of the antifreeze ethylene glycol $[\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})]$ would you add to a car radiator containing 6.50 L of water if the coldest winter temperature in your area is -20°C ? Calculate the boiling point of this water-ethylene glycol mixture. (The density of ethylene glycol is 1.11 g/mL .)

We want a freezing point depression of 20°C .

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{20^\circ\text{C}}{1.86^\circ\text{C/m}} = 10.8 \text{ m}$$

The mass of ethylene glycol (EG) in 6.5 L or 6.5 kg of water is:

$$\text{mass EG} = 6.50 \text{ kg H}_2\text{O} \times \frac{10.8 \text{ mol EG}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} \times \frac{62.07 \text{ g EG}}{1 \text{ mol EG}} = 4.36 \times 10^3 \text{ g EG}$$

The volume of EG needed is:

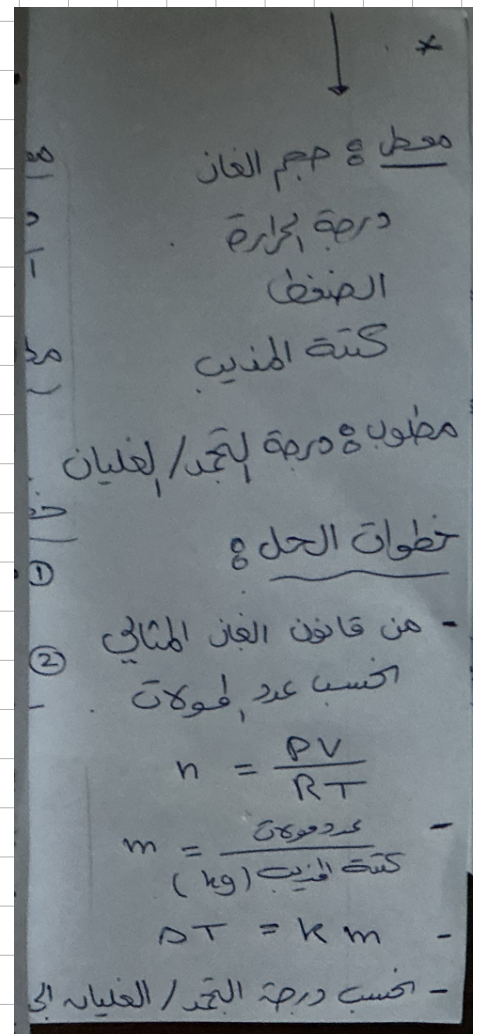
$$V = (4.36 \times 10^3 \text{ g EG}) \times \frac{1 \text{ mL EG}}{1.11 \text{ g EG}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 3.93 \text{ L}$$

Finally, we calculate the boiling point:

$$\Delta T_b = mK_b = (10.8 \text{ m})(0.52^\circ\text{C/m}) = 5.6^\circ\text{C}$$

The **boiling point** of the solution will be $100.0^\circ\text{C} + 5.6^\circ\text{C} = 105.6^\circ\text{C}$.

* مظهر :
مجم المذيب
كتلة المذيب (إذا كان ماء فهي معلومة)
صيغة المذاب ← كتلة المولوية
كتلته المذاب
درجة التجمد المطلوبة أو الفعلية
درجة التجمد المذيب النقي
مطلوب :
مجم المذاب المضاف من لا يتجمد أو يبقى عند درجة
لم تصبح درجة غليانه أو التجمد
لدرجة انخفاض
خطوات :
(1) احسب $\Delta T = T^\circ - T$
(2) $m = \frac{\Delta T}{K}$
(3) كتلة المذيب = عدد مولات $\times$ كتلة المذيب
(4) كتلة المذاب = عدد مولات $\times$ كتلة المولوية
(5) $\text{مجم المذاب} = \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المولوية}}$
(6) احسب ΔT
غليانه / التجمد



12.60 A solution is prepared by condensing 4.00 L of a gas, measured at 27°C and 748 mmHg pressure, into 58.0 g of benzene. Calculate the freezing point of this solution.

We first find the number of moles of gas using the ideal gas equation.

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{\left(748 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}\right)(4.00 \text{ L})}{(27 + 273) \text{ K}} \times \frac{\text{mol} \cdot \text{K}}{0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}} = 0.160 \text{ mol}$$

$$\text{molality} = \frac{0.160 \text{ mol}}{0.0580 \text{ kg benzene}} = 2.76 \text{ m}$$

$$\Delta T_f = K_f m = (5.12^\circ \text{C/m})(2.76 \text{ m}) = 14.1^\circ \text{C}$$

$$\text{freezing point} = 5.5^\circ \text{C} - 14.1^\circ \text{C} = -8.6^\circ \text{C}$$

12.6 Colligative Properties of Nonelectrolyte Solutions

Vapor-Pressure Lowering

Freezing-Point Depression

Boiling-Point Elevation

Osmotic Pressure

Osmotic Pressure (π)

Osmosis is the selective passage of solvent molecules through a porous membrane from a dilute solution to a more concentrated one.

A **semipermeable membrane** allows the passage of solvent molecules but blocks the passage of solute molecules.

Osmotic pressure (π) is the pressure required to stop osmosis.

الانتشار الأسموزي (Osmosis):

هو انتقال جزيئات المذيب بشكل انتقائي عبر غشاء شبه منفذ، من محلول مخفف إلى محلول أكثر تركيزاً.

الغشاء شبه المنفذ (Semipermeable membrane):

يسمح بمرور جزيئات المذيب فقط، ويمنع مرور جزيئات المذاب.

الضغط الأسموزي (π):

هو الضغط اللازم لإيقاف عملية الانتشار الأسموزي.

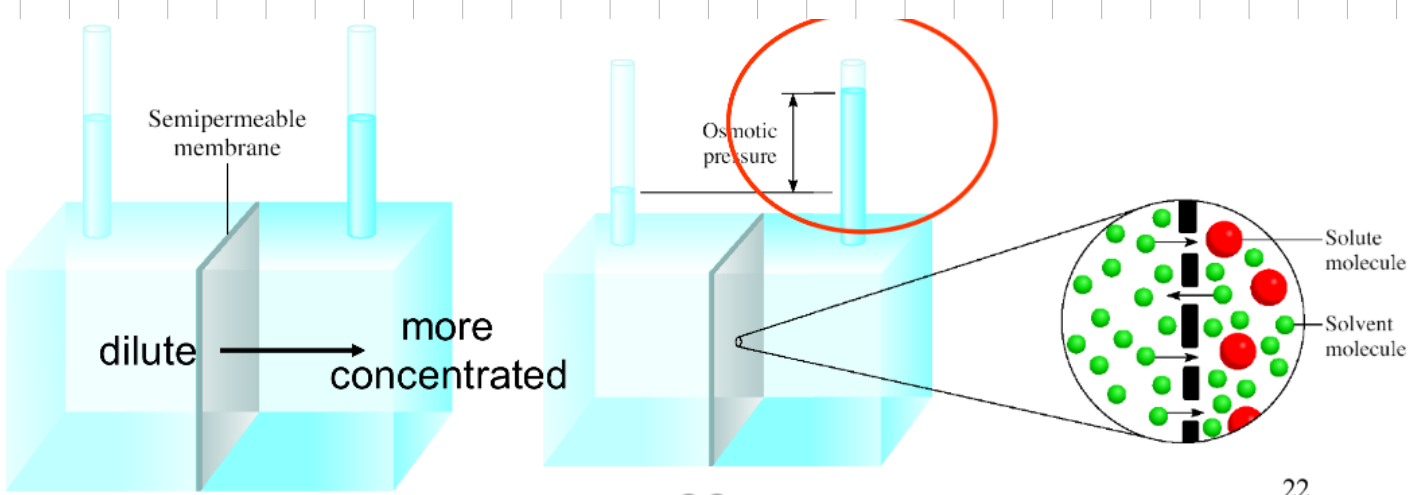
$$\pi = MRT$$

هنا مولارية و ليس مولالية

M is the molarity of the solution

R is the gas constant

T is the temperature (in K)



22

الانتشار الأسموزي:

هو انتقال جزيئات المذيب من محلول مخفف إلى محلول مركز عبر غشاء شبه منفذ.

الغشاء شبه المنفذ:

يسمح بمرور جزيئات المذيب فقط، ويمنع مرور جزيئات المذاب.

النتيجة:

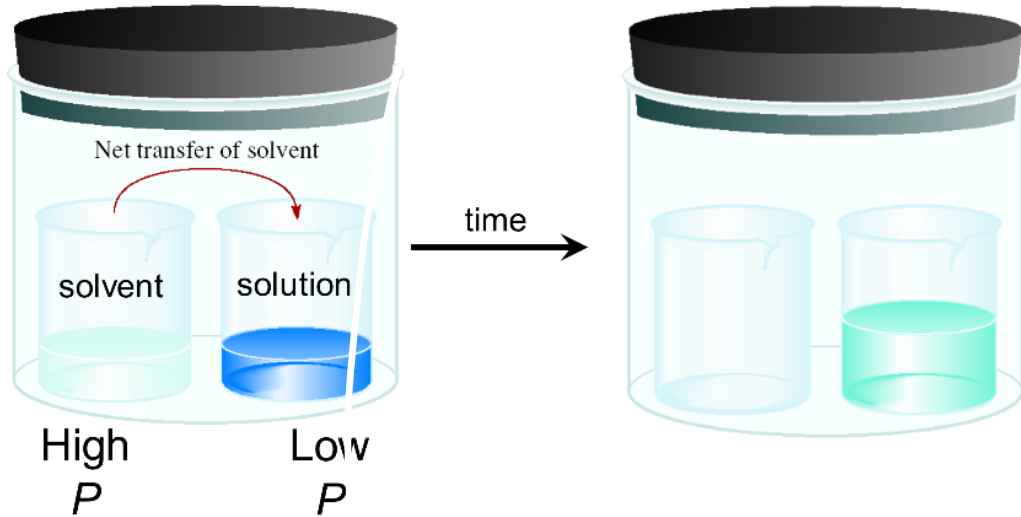
يرتفع مستوى السائل في جهة المحلول المركز بسبب الضغط الأسموزي الناتج عن حركة المذيب.

• التوضيح البصري:

◦ السهم يوضح اتجاه حركة المذيب.

◦ الجزيئات الخضراء = مذيب (تتحرك)

◦ الجزيئات الحمراء = مذاب (لا تتحرك)



الوصف العام:

الصورة توضح كيف تنتقل جزيئات المذيب من وعاء يحتوي على مذيب نقي إلى وعاء يحتوي على محلول مركز عبر غشاء شبه منفذ.

الاتجاه:

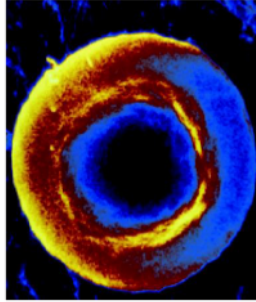
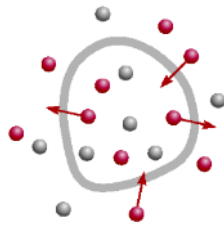
السهم الأحمر يوضح أن المذيب ينتقل من الضغط العالي إلى الضغط المنخفض (من المذيب إلى المحلول).

النتيجة:

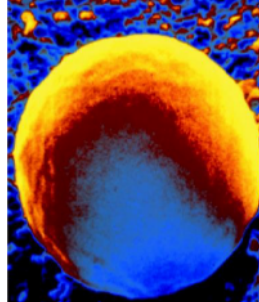
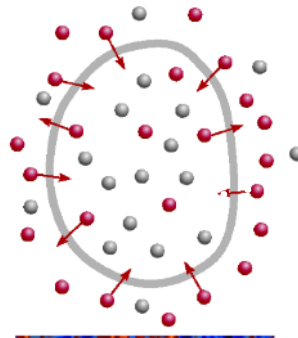
بعد مرور الوقت، يرتفع مستوى السائل في وعاء المحلول بسبب دخول المذيب إليه → وهذا هو الضغط الأسموزي.

A cell in an:

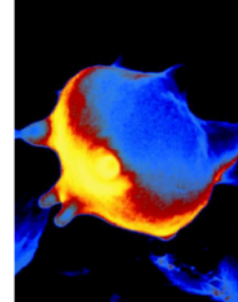
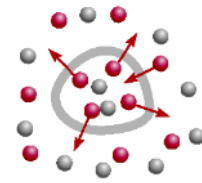
● Water molecules
● Solute molecules



isotonic
solution



hypotonic
solution



hypertonic
solution

1. Isotonic Solution – محلول متساوي التركيز

- الوصف: تركيز المذاب داخل الخلية = خارجها.
- حركة الماء: يدخل ويخرج بنفس المعدل.
- شكل الخلية: طبيعي، لا يتغير.
- الخلية في حالة توازن مائي. ✓

2. Hypotonic Solution – محلول منخفض التركيز

- الوصف: تركيز المذاب خارج الخلية أقل من داخلها.
- حركة الماء: يدخل إلى الخلية.
- شكل الخلية: تنتفخ، وقد تنفجر.
- الخلية تمتص ماء أكثر من اللازم. ⚠

3. Hypertonic Solution – محلول عالي التركيز

- الوصف: تركيز المذاب خارج الخلية أعلى من داخلها.
- حركة الماء: يخرج من الخلية.
- شكل الخلية: تنكمش وتتجعد.
- الخلية تفقد ماء وتذبل. ⚠

الفكرة الأساسية: 🧠

الماء يتحرك دائماً من المنطقة ذات التركيز الأقل للمذاب إلى المنطقة ذات التركيز الأعلى عبر الغشاء شبه المنفذ، وهذا هو مبدأ الأسموزية.

1 atm = 760 mmHg
torr

قوت R آب و بخار +

$P_{0.821} =$

63	64	65	66
مطلوب : - الضغط الاسموي (π) ب atm المعطيات : - التركيز المولاري M - درجة الحرارة (K) خطوات : $\pi = MRT$	مطلوب : - كتلة مولية معطيات : - كتلة - حجم - ضغط اسموزي - درجة الحرارة خطوات : - حول الضغط atm - احسب $M = \frac{\pi}{RT}$ - احسب $n = MV$ مولات - كتلة مولية = كتلة / n	مطلوب : - الصيغة الجزيئية معطيات : - كتلة - حجم - ضغط - درجة حرارة خطوات : - احسب $M = \frac{\pi}{RT}$ - عدد جزيئات $MV =$ - كتلة مولية = كتلة / عدد جزيئات - احسب الصيغة الأولية - من نسب الجزيئية - نقارن الكتلة المولية مع الوزن الجزيئي	مطلوب : - كتلة مولية معطيات : - كتلة مذاب - كتلة مذيب - كثافة - ضغط اسموزي - درجة حرارة خطوات : - جمع الحلال = كتلة / كثافة - مولارية = $\frac{\pi}{RT}$ - عدد جزيئات = m v - كتلة مولية = كتلة / عدد جزيئات

The average osmotic pressure of seawater, measured in the kind of apparatus shown in Figure 12.11, is about 30.0 atm at 25°C. Calculate the molar concentration of an aqueous solution of sucrose (C₁₂H₂₂O₁₁) that is isotonic with seawater.

Strategy When we say the sucrose solution is isotonic with seawater, what can we conclude about the osmotic pressures of these two solutions?

Solution A solution of sucrose that is isotonic with seawater must have the same osmotic pressure, 30.0 atm. Using Equation (12.8).

$$\begin{aligned}\pi &= MRT \\ M &= \frac{\pi}{RT} = \frac{30.0 \text{ atm}}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol})(298 \text{ K})} \\ &= 1.23 \text{ mol/L} \\ &= 1.23 \text{ M}\end{aligned}$$

مطلوب :
تركيز موهاري
معطيات :
ضغط اسموزي
درجة حرارة
ضغوط :
$$\mu = \frac{\pi}{RT}$$

Practice Exercise What is the osmotic pressure (in atm) of a 0.884 M urea solution at 16°C?

$$\Pi = MRT$$

حيث:

• Π : الضغط الأسموزي بوحدة atm

• M : المولارية (0.884 M)

• R : ثابت الغاز = 0.0821 Latm/molK

• T : درجة الحرارة بالكلفن = 289.15 K = 16 + 273.15

بما أن اليوريا لا تتأين في الماء (غير إلكتروليت)، فإن معامل فان هوف $i = 1$

نحسب:

$$\Pi = (0.884)(0.0821)(289.15) \approx 20.98 \text{ atm}$$

الضغط الأسموزي $\approx 20.98 \text{ atm}$ ✓

A solution is prepared by dissolving 35.0 g of hemoglobin (Hb) in enough water to make up 1 L in volume. If the osmotic pressure of the solution is found to be 10.0 mmHg at 25°C, calculate the molar mass of hemoglobin.

Strategy We are asked to calculate the molar mass of Hb. The steps are similar to those outlined in Example 12.10. From the osmotic pressure of the solution, we calculate the molarity of the solution. Then, from the molarity, we determine the number of moles in 35.0 g of Hb and hence its molar mass. What units should we use for π and temperature?

Solution The sequence of conversions is as follows:

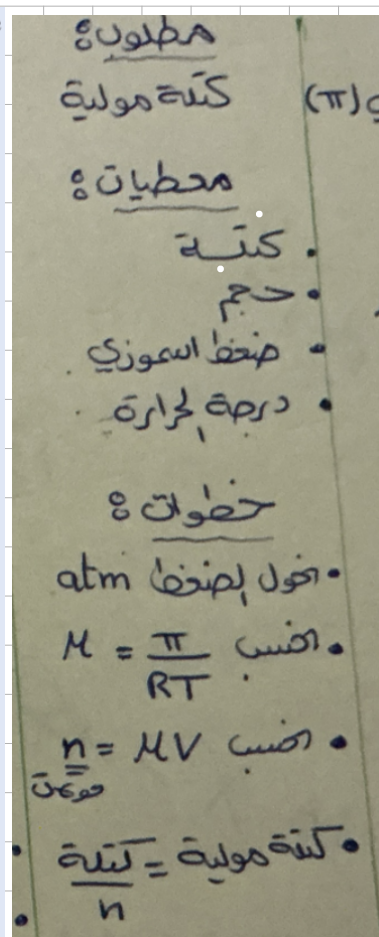
osmotic pressure $\longrightarrow$ molarity $\longrightarrow$ number of moles $\longrightarrow$ molar mass

First we calculate the molarity using Equation (12.8)

$$\begin{aligned}\pi &= MRT \\ M &= \frac{\pi}{RT} \\ &= \frac{10.0 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(298 \text{ K})} \\ &= 5.38 \times 10^{-4} M\end{aligned}$$

The volume of the solution is 1 L, so it must contain 5.38×10^{-4} mol of Hb. We use this quantity to calculate the molar mass:

$$\begin{aligned}\text{moles of Hb} &= \frac{\text{mass of Hb}}{\text{molar mass of Hb}} \\ \text{molar mass of Hb} &= \frac{\text{mass of Hb}}{\text{moles of Hb}} \\ &= \frac{35.0 \text{ g}}{5.38 \times 10^{-4} \text{ mol}} \\ &= 6.51 \times 10^4 \text{ g/mol}\end{aligned}$$



Practice Exercise A 202-mL benzene solution containing 2.47 g of an organic polymer has an osmotic pressure of 8.63 mmHg at 21°C. Calculate the molar mass of the polymer.

لحساب الكتلة المولية للبوليمر باستخدام الضغط الأسموزي، نستخدم القانون:

$$\Pi = \frac{nRT}{V} \Rightarrow M = \frac{mRT}{\Pi V}$$

المعطيات:

• الكتلة $m = 2.47 \text{ g}$

• الحجم $V = 202 \text{ mL} = 0.202 \text{ L}$

• الضغط الأسموزي $\Pi = 8.63 \text{ mmHg} = \frac{8.63}{760} \approx 0.01135 \text{ atm}$

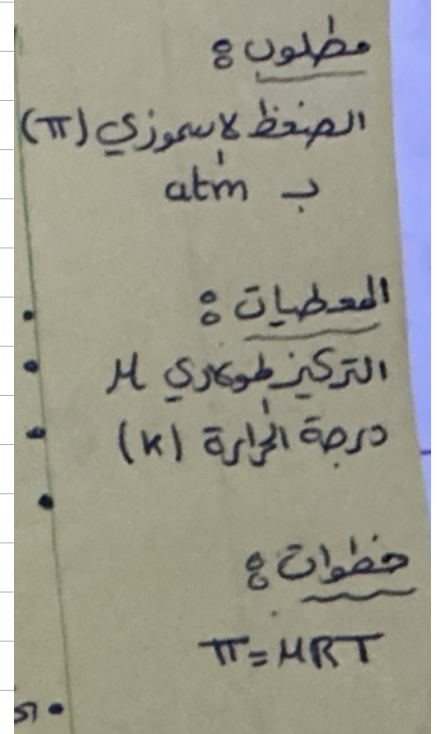
• درجة الحرارة $T = 21^\circ\text{C} = 294.15 \text{ K}$

• ثابت الغاز $R = 0.0821 \text{ Latm/molK}$

التعويض:

$$M = \frac{2.47 \cdot 0.0821 \cdot 294.15}{0.01135 \cdot 0.202} \approx \frac{59.5}{0.00229} \approx 2598.3 \text{ g/mol}$$

الكتلة المولية للبوليمر $\approx 2600 \text{ g/mol}$ ✓



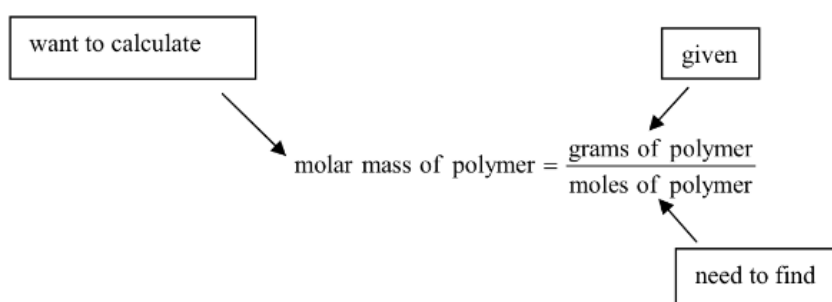
12.63 What is the osmotic pressure (in atm) of a 1.36 M aqueous solution of urea $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ at 22.0°C ?

$$12.63 \quad \pi = MRT = (1.36 \text{ mol/L})(0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm/K}\cdot\text{mol})(22.0 + 273)\text{K} = 32.9$$

12.64 A solution containing 0.8330 g of a polymer of unknown structure in 170.0 mL of an organic solvent was found to have an osmotic pressure of 5.20 mmHg at 25°C. Determine the molar mass of the polymer.

مطلوب
كتلة مولية (M)
معطيات
كتلة
حجم
ضغط اسموزي
درجة الحرارة
خطوات
حول الضغط atm
نصيب $M = \frac{\pi}{RT}$
نصيب $n = MV$
كتلة مولية = $\frac{\text{كتلة}}{n}$

4 Strategy: We are asked to calculate the molar mass of the polymer. Grams of the polymer are given in the problem, so we need to solve for moles of polymer.



From the osmotic pressure of the solution, we can calculate the molarity of the solution. Then, from the molarity, we can determine the number of moles in 0.8330 g of the polymer. What units should we use for π and temperature?

Solution: First, we calculate the molarity using Equation (12.8) of the text.

$$\pi = MRT$$

$$M = \frac{\pi}{RT} = \frac{\left(5.20 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}\right)}{298 \text{ K}} \times \frac{\text{mol} \cdot \text{K}}{0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}} = 2.80 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Multiplying the molarity by the volume of solution (in L) gives moles of solute (polymer).

$$? \text{ mol of polymer} = (2.80 \times 10^{-4} \text{ mol/L})(0.170 \text{ L}) = 4.76 \times 10^{-5} \text{ mol polymer}$$

Lastly, dividing the mass of polymer (in g) by the moles of polymer, gives the molar mass of the polymer.

$$\text{molar mass of polymer} = \frac{0.8330 \text{ g polymer}}{4.76 \times 10^{-5} \text{ mol polymer}} = 1.75 \times 10^4 \text{ g/mol}$$

12.65 A quantity of 7.480 g of an organic compound is dissolved in water to make 300.0 mL of solution. The solution has an osmotic pressure of 1.43 atm at 27°C. The analysis of this compound shows that it contains 41.8 percent C, 4.7 percent H, 37.3 percent O, and 16.3 percent N. Calculate the molecular formula of the compound.

Method 1: First, find the concentration of the solution, then work out the molar mass. The concentration is:

$$\text{Molarity} = \frac{\pi}{RT} = \frac{1.43 \text{ atm}}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(300 \text{ K})} = 0.0581 \text{ mol/L}$$

The solution volume is 0.3000 L so the number of moles of solute is:

$$\frac{0.0581 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times 0.3000 \text{ L} = 0.0174 \text{ mol}$$

The molar mass is then:

$$\frac{7.480 \text{ g}}{0.0174 \text{ mol}} = 430 \text{ g/mol}$$

The empirical formula can be found most easily by assuming a 100.0 g sample of the substance.

$$\text{Moles C} = 41.8 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{12.01 \text{ g}} = 3.48 \text{ mol C}$$

$$\text{Moles H} = 4.7 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{1.008 \text{ g}} = 4.7 \text{ mol H}$$

$$\text{Moles O} = 37.3 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{16.00 \text{ g}} = 2.33 \text{ mol O}$$

$$\text{Moles N} = 16.3 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{14.01 \text{ g}} = 1.16 \text{ mol N}$$

This gives the formula: $\text{C}_{3.48}\text{H}_{4.7}\text{O}_{2.33}\text{N}_{1.16}$. Dividing through by the smallest subscript (1.16) gives the empirical formula, $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_2\text{N}$, which has a mass of 86.0 g per formula unit. The molar mass is five times this amount ($430 \div 86.0 = 5.0$), so the **molecular formula** is $(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_2\text{N})_5$ or $\text{C}_{15}\text{H}_{20}\text{O}_{10}\text{N}_5$.

METHOD 2: Use the molarity data as above to determine the molar mass.

$$\text{molar mass} = 430 \text{ g/mol}$$

Multiply the mass % (converted to a decimal) of each element by the molar mass to convert to grams of each element. Then, use the molar mass to convert to moles of each element.

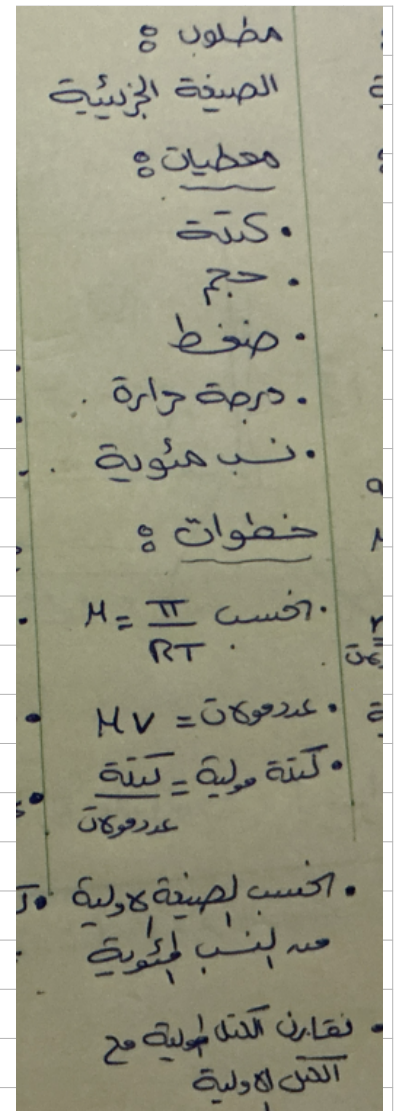
$$n_{\text{C}} = (0.418) \times (430 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g/C}} = 15.0 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{H}} = (0.047) \times (430 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g/H}} = 20 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{O}} = (0.373) \times (430 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g/O}} = 10.0 \text{ mol O}$$

$$n_{\text{N}} = (0.163) \times (430 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol N}}{14.01 \text{ g/N}} = 5.00 \text{ mol N}$$

Since we used the molar mass to calculate the moles of each element present in the compound, this method directly gives the molecular formula. The formula is $\text{C}_{15}\text{H}_{20}\text{O}_{10}\text{N}_5$.



الخطوة 4: إيجاد الصيغة الأولية (Empirical Formula)

من النسب المئوية:

$$\begin{aligned} \text{C} &= 41.8\% \rightarrow 3.48 \text{ mol} \\ \text{H} &= 4.7\% \rightarrow 4.7 \text{ mol} \\ \text{O} &= 37.3\% \rightarrow 2.33 \text{ mol} \\ \text{N} &= 16.2\% \rightarrow 1.16 \text{ mol} \end{aligned}$$

نقسم على أصغر عدد (1.16):

→ الصيغة الأولية:



الخطوة 5: إيجاد الصيغة الجزيئية

كتلة الصيغة الأولية:

$$86 \text{ g/mol}$$

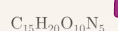
الكتلة المولية الحقيقية:

$$430 \text{ g/mol}$$

نقسم:

$$\frac{430}{86} = 5$$

إذن الصيغة الجزيئية:



توضيح لمسألة الصيغة الجزيئية والأولية
أول شيء لازم نحسب الكتلة المولية الحقيقية عن طريق المولارية
ثم نقوم بحساب الصيغة الأولية كما تعلمنا سابقا
ثم نقوم بحساب الكتلة المولية للصيغة الأولية
نحسب النسبة بين الكتلة الحقيقية إلى الكتلة المولية للصيغة الأولية
الرقم الناتج نقوم بضربه في أعداد الصيغة الأولية

محلولون
 كتلة مولية
معطيات
 • كتلة مذاب
 • كتلة مذيب
 • كثافة
 • ضغط اسموزي
 • درجة حرارة
خطوات
 • $\frac{\text{كتلة}}{\text{كتافة}} = \text{حجم المحلول}$
 • $\frac{\pi}{RT} = \text{مركبة}$
 • $\text{كتلة محلول} = m \cdot V$
 • $\frac{\text{كتلة مولية}}{\text{كتلة}} = \text{عدد مولات}$

12.66 A solution of 6.85 g of a carbohydrate in 100.0 g of water has a density of 1.024 g/mL and an osmotic pressure of 4.61 atm at 20.0°C. Calculate the molar mass of the carbohydrate.

12.66 We use the osmotic pressure data to determine the molarity.

$$M = \frac{\pi}{RT} = \frac{4.61 \text{ atm}}{(20 + 273) \text{ K}} \times \frac{\text{mol} \cdot \text{K}}{0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}} = 0.192 \text{ mol/L}$$

Next we use the density and the solution mass to find the volume of the solution.

$$\text{mass of soln} = 6.85 \text{ g} + 100.0 \text{ g} = 106.9 \text{ g soln}$$

$$\text{volume of soln} = 106.9 \text{ g soln} \times \frac{1 \text{ mL}}{1.024 \text{ g}} = 104.4 \text{ mL} = 0.1044 \text{ L}$$

Multiplying the molarity by the volume (in L) gives moles of solute (carbohydrate).

$$\text{mol of solute} = M \times L = (0.192 \text{ mol/L})(0.1044 \text{ L}) = 0.0200 \text{ mol solute}$$

Finally, dividing mass of carbohydrate by moles of carbohydrate gives the molar mass of the carbohydrate.

$$\text{molar mass} = \frac{6.85 \text{ g carbohydrate}}{0.0200 \text{ mol carbohydrate}} = 343 \text{ g/mol}$$

Colligative Properties of Nonelectrolyte Solutions

Colligative properties are properties that depend only on the **number** of solute particles in solution and not on the **nature** of the solute particles.

Vapor-Pressure Lowering $P_1 = X_1 P_1^0$

Boiling-Point Elevation $\Delta T_b = K_b m$

Freezing-Point Depression $\Delta T_f = K_f m$

Osmotic Pressure (π) $\pi = MRT$

الخاصية	القانون	التأثير
1. انخفاض ضغط البخار	$P_1 = X_1 P_1^0$	يقل ضغط البخار عند إضافة مذاب غير متطاير
2. ارتفاع درجة الغليان	$\Delta T_b = K_b m$	ترتفع درجة الغليان بزيادة تركيز المذاب
3. انخفاض درجة التجمد	$\Delta T_f = K_f m$	تنخفض درجة التجمد بزيادة تركيز المذاب
4. الضغط الأسموزي	$\pi = MRT$	يزداد الضغط الأسموزي بزيادة عدد جسيمات المذاب

📌 ملاحظات مهمة:

- تستخدم هذه القوانين فقط مع المحاليل غير الإلكتروليتية (لا تتأين).
- التركيز المستخدم هو المولالية (**m**) أو المولارية (**M**) حسب القانون.
- الثوابت K_b و K_f تختلف حسب نوع المذيب.

12.7 Colligative Properties of Electrolyte Solutions

النوع	الإلكتروليت	غير الإلكترونيات
التعريف	مادة تتأين في الماء وتنتج أيونات	مادة لا تتأين، تبقى جزيئات كاملة
عدد الجسيمات	أكثر من عدد المولات (بسبب التأين)	يساوي عدد المولات
التأثير على الخصائص	أقوى تأثير (لأن عدد الجسيمات أكبر)	تأثير أقل
نستخدم معامل i	نعم، $i > 1$	لا، $i = 1$

القوانين المعدلة للإلكتروليات:

نضيف معامل فان هوف i ليمثل عدد الجسيمات الناتجة عن كل مول:

• الضغط الأسموزي:

$$\pi = iMRT$$

• الانخفاض في درجة التجمد:

$$\Delta T_f = iK_f m$$

• الارتفاع في درجة الغليان:

$$\Delta T_b = iK_b m$$

كل الذي درسناه قبل كان لمواد غير متأينة الا بدنا نشوف لو كانت المادة بتأين كيف هذا الشيء، بيأثر على الخواص التجميعة

TABLE 12.3 The van't Hoff Factor of 0.0500 M Electrolyte Solutions at 25°C

Electrolyte	i (Measured)	i (Calculated)
Sucrose*	1.0	1.0
HCl	1.9	2.0
NaCl	1.9	2.0
MgSO ₄	1.3	2.0
MgCl ₂	2.7	3.0
FeCl ₃	3.4	4.0

*Sucrose is a nonelectrolyte. It is listed here for comparison only.

نفس القوانين و الأفكار السابقة بس هنضيف ا القانون

$$i = \frac{\text{actual number of particles in soln after dissociation}}{\text{number of formula units initially dissolved in soln}}$$

- البسط: كم جسيم أصبح موجودًا فعليًا في المحلول بعد أن تذوب المادة وتتأين أو تتفكك.
- المقام: عدد جزيئات/وحدات الصيغة التي أضفناها للماء قبل التفكك.

EXAMPLE 12.12

The osmotic pressure of a 0.010 *M* potassium iodide (KI) solution at 25°C is 0.465 atm. Calculate the van't Hoff factor for KI at this concentration.

Strategy Note that KI is a strong electrolyte, so we expect it to dissociate completely in solution. If so, its osmotic pressure would be

$$2(0.010 \text{ M})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(298 \text{ K}) = 0.489 \text{ atm}$$

However, the measured osmotic pressure is only 0.465 atm. The smaller than predicted osmotic pressure means that there is ion-pair formation, which reduces the number of solute particles (K^+ and I^- ions) in solution.

Solution From Equation (12.12) we have

$$\begin{aligned} i &= \frac{\pi}{MRT} \\ &= \frac{0.465 \text{ atm}}{(0.010 \text{ M})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(298 \text{ K})} \\ &= 1.90 \end{aligned}$$

Practice Exercise The freezing-point depression of a 0.100 *m* MgSO_4 solution is 0.225°C. Calculate the van't Hoff factor of MgSO_4 at this concentration.

The osmotic pressure of 0.010 *M* solutions of CaCl₂ and urea at 25°C are 0.605 atm and 0.245 atm, respectively. Calculate the van't Hoff factor for the CaCl₂ solution.

The temperature and molarity of the two solutions are the same. If we divide Equation (12.12) of the text for one solution by the same equation for the other, we can find the ratio of the van't Hoff factors in terms of the osmotic pressures (*i* = 1 for urea).

$$\frac{\pi_{\text{CaCl}_2}}{\pi_{\text{urea}}} = \frac{i_{\text{CaCl}_2} MRT}{i_{\text{urea}} MRT} = i = \frac{0.605 \text{ atm}}{0.245 \text{ atm}} = 2.47$$

ثابتته في الحالة

12.69 Which of the following aqueous solutions has (a) the higher boiling point, (b) the higher freezing point, and (c) the lower vapor pressure: 0.35 *m* CaCl₂ or 0.90 *m* urea? Explain. Assume CaCl₂ to undergo complete dissociation.

CaCl₂ is an ionic compound (why?) and is therefore an electrolyte in water. Assuming that CaCl₂ is a strong electrolyte and completely dissociates (no ion pairs, van't Hoff factor *i* = 3), the total ion concentration will be 3 × 0.35 = 1.05 *m*, which is larger than the urea (nonelectrolyte) concentration of 0.90 *m*.

- (a) The CaCl₂ solution will show a larger boiling point elevation.
- (b) The CaCl₂ solution will show a larger freezing point depression. The freezing point of the urea solution will be higher.
- (c) The CaCl₂ solution will have a larger vapor pressure lowering.

complete dissociation.

12.70 Consider two aqueous solutions, one of sucrose ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) and the other of nitric acid (HNO_3). Both solutions freeze at -1.5°C . What other properties do these solutions have in common?

12.70 Boiling point, vapor pressure, and osmotic pressure all depend on particle concentration. Therefore, these solutions also have the same boiling point, osmotic pressure, and vapor pressure.

12.71 Arrange the following solutions in order of decreasing freezing point: $0.10\text{ }m\text{ Na}_3\text{PO}_4$, $0.35\text{ }m\text{ NaCl}$, $0.20\text{ }m\text{ MgCl}_2$, $0.15\text{ }m\text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, $0.15\text{ }m\text{ CH}_3\text{COOH}$.

12.71 Assume that all the salts are completely dissociated. Calculate the molality of the ions in the solutions.

- | | |
|---|---|
| (a) $0.10\text{ }m\text{ Na}_3\text{PO}_4$: | $0.10\text{ }m \times 4\text{ ions/unit} = 0.40\text{ }m$ |
| (b) $0.35\text{ }m\text{ NaCl}$: | $0.35\text{ }m \times 2\text{ ions/unit} = 0.70\text{ }m$ |
| (c) $0.20\text{ }m\text{ MgCl}_2$: | $0.20\text{ }m \times 3\text{ ions/unit} = 0.60\text{ }m$ |
| (d) $0.15\text{ }m\text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$: | nonelectrolyte, $0.15\text{ }m$ |
| (e) $0.15\text{ }m\text{ CH}_3\text{COOH}$: | weak electrolyte, slightly greater than $0.15\text{ }m$ |

The solution with the lowest molality will have the highest freezing point (smallest freezing point depression):

(d) > (e) > (a) > (c) > (b).

12.72 Arrange the following aqueous solutions in order of decreasing freezing point, and explain your reasoning: 0.50 *m* HCl, 0.50 *m* glucose, 0.50 *m* acetic acid.

The freezing point will be depressed most by the solution that contains the most solute particles. You should try to classify each solute as a strong electrolyte, a weak electrolyte, or a nonelectrolyte. All three solutions have the same concentration, so comparing the solutions is straightforward. HCl is a strong electrolyte, so under ideal conditions it will completely dissociate into two particles per molecule. The concentration of particles will be 1.00 *m*. Acetic acid is a weak electrolyte, so it will only dissociate to a small extent. The concentration of particles will be greater than 0.50 *m*, but less than 1.00 *m*. Glucose is a nonelectrolyte, so glucose molecules remain as glucose molecules in solution. The concentration of particles will be 0.50 *m*. For these solutions, the order in which the freezing points become *lower* is:

$$0.50\text{ }m\text{ glucose} > 0.50\text{ }m\text{ acetic acid} > 0.50\text{ }m\text{ HCl}$$

In other words, the HCl solution will have the lowest freezing point (greatest freezing point depression).

 12.73 What are the normal freezing points and boiling points of the following solutions? (a) 21.2 g NaCl in 135 mL of water and (b) 15.4 g of urea in 66.7 mL of water

- (a) NaCl is a strong electrolyte. The concentration of particles (ions) is double the concentration of NaCl. Note that 135 mL of water has a mass of 135 g (why?).

The number of moles of NaCl is:

$$21.2\text{ g NaCl} \times \frac{1\text{ mol}}{58.44\text{ g}} = 0.363\text{ mol NaCl}$$

Next, we can find the changes in boiling and freezing points ($i = 2$)

$$m = \frac{0.363\text{ mol}}{0.135\text{ kg}} = 2.70\text{ }m$$

$$\Delta T_b = iK_b m = 2(0.52^\circ\text{C}/m)(2.70\text{ }m) = 2.8^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_f = iK_f m = 2(1.86^\circ\text{C}/m)(2.70\text{ }m) = 10.0^\circ\text{C}$$

The *boiling point* is **102.8°C**; the *freezing point* is **−10.0°C**.

الخاصية	القانون	التأثير
انخفاض ضغط البخار	$P_1 = X_1 P_1^0$	يقل بزيادة عدد جسيمات المذاب
ارتفاع درجة الغليان	$\Delta T_b = i K_b m$	ترتفع بزيادة تركيز المذاب
انخفاض درجة التجمد	$\Delta T_f = i K_f m$	تنخفض بزيادة تركيز المذاب
الضغط الأسموزي	$\pi = i MRT$	يزداد بزيادة عدد الجسيمات

كلما زاد عدد الجسيمات الناتجة عن الذوبان، انخفضت درجة التجمد أكثر.

المركب	عدد الجسيمات	التأثير
Na_3PO_4 (0.10 m)	$4 \times 0.10 = 0.40 \text{ m}$	متوسط
NaCl (0.35 m)	$2 \times 0.35 = 0.70 \text{ m}$	قوي
MgCl_2 (0.20 m)	$3 \times 0.20 = 0.60 \text{ m}$	قوي
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (0.15 m)	لا يتأين = 0.15 m	ضعيف
CH_3COOH (0.15 m)	يتأين جزئياً $\approx 0.16 \text{ m}$	متوسط ضعيف

12.8 Colloids

A **colloid** is a dispersion of particles of one substance throughout a dispersing medium of another substance.

الغروي هو انتشار جسيمات مادة ما (الطور المبعثر) داخل وسط مادة أخرى (الوسط المشتت).

Colloid versus solution

- colloidal particles are much larger than solute molecules
- colloidal suspension is not as homogeneous as a solution
- colloids exhibit the Tyndall effect

- جسيمات الغروي أكبر بكثير من جزيئات المذاب في المحلول.
- التعليق الغروي ليس متجانساً مثل المحلول.
- الغرويات تظهر تأثير تيندال (تشتت الضوء).

TABLE 12.4 Types of Colloids

Dispersing Medium	Dispersed Phase	Name	Example
Gas	Liquid	Aerosol	Fog, mist
Gas	Solid	Aerosol	Smoke
Liquid	Gas	Foam	Whipped cream
Liquid	Liquid	Emulsion	Mayonnaise
Liquid	Solid	Sol	Milk of magnesia
Solid	Gas	Foam	Plastic foams
Solid	Liquid	Gel	Jelly, butter
Solid	Solid	Solid sol	Certain alloys (steel), opal

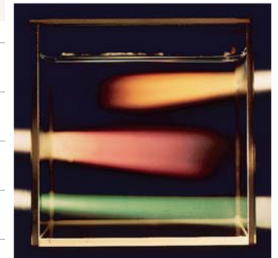


Figure 12.15 Three beams of white light, passing through a colloid of sulfur particles in water, change to orange, pink, and bluish-green. The colors produced depend on the size of the particles and also on the position of the viewer. The smaller the dispersed particles, the shorter (and bluer) the wavelengths.

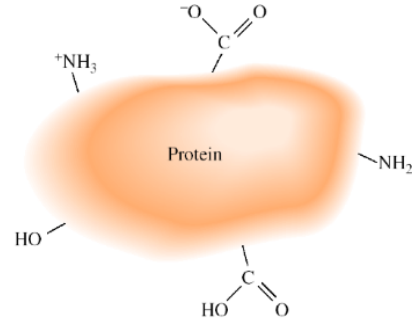
المثال (Example)	الاسم (Name)	الطور المبعثر (Dispersed Phase)	الوسط المشتت (Dispersing Medium)
الضباب، الرذاذ (Fog, mist)	رذاذ (Aerosol)	سائل (Liquid)	غاز (Gas)
الدخان (Smoke)	رذاذ (Aerosol)	صلب (Solid)	غاز (Gas)
الكريمة المخفوقة (Whipped cream)	رغوة (Foam)	غاز (Gas)	سائل (Liquid)
المايونيز (Mayonnaise)	مستحلب (Emulsion)	سائل (Liquid)	سائل (Liquid)
حليب المغنيسيا (Milk of magnesia)	سول (Sol)	صلب (Solid)	سائل (Liquid)
الرغوات البلاستيكية (Plastic foams)	رغوة صلبة (Foam)	غاز (Gas)	صلب (Solid)
الجيلي، الزبدة (Jelly, butter)	هلام (Gel)	سائل (Liquid)	صلب (Solid)
بعض السبائك، الأوبال (Certain alloys, opal)	سول صلب (Solid sol)	صلب (Solid)	صلب (Solid)

Hydrophilic and Hydrophobic Colloids

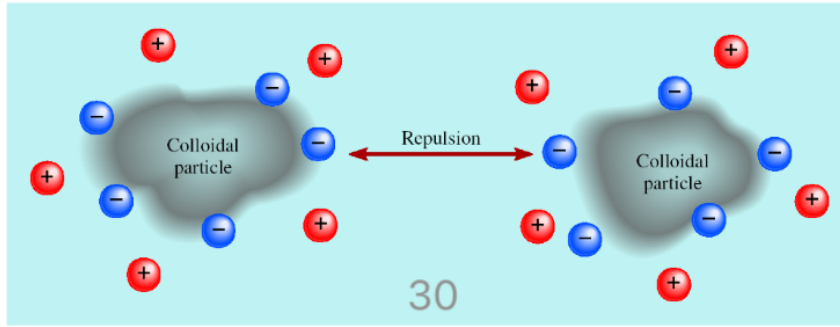
Hydrophilic and Hydrophobic Colloids

Hydrophilic: water-loving

Hydrophobic: water-fearing



Stabilization of a hydrophobic colloid



30

كيمياء النظافة: كيف يعمل الصابون؟

جزيء الصابون

جزيء الصابون (مثل ستيرات الصوديوم) له طبيعة مزدوجة:

- رأس محب للماء (Hydrophilic Head): مجموعة أيونية قطبية ($-\text{COO}^-\text{Na}^+$) تتجاذب مع الماء.

- ذيل كاره للماء (Hydrophobic Tail): سلسلة هيدروكربونية طويلة غير قطبية تنجذب إلى الدهون والزيوت.



الصابون يعمل كجسر بين عالم الزيوت غير القطبية وعالم الماء القطبي، وهو مثال رائع على كيمياء الغرويات.

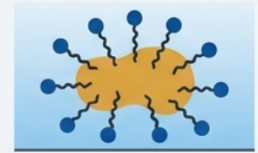
المشكلة

الشحوم والزيوت (Grease) غير قابلة للذوبان في الماء.



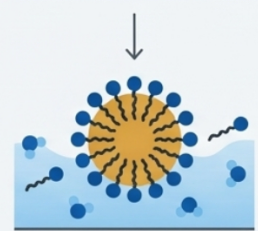
التفاعل

تذوب الذيل الكارهة للماء لجزيئات الصابون داخل قطرة الزيت، بينما تظل الرؤوس المحبة للماء في الخارج.



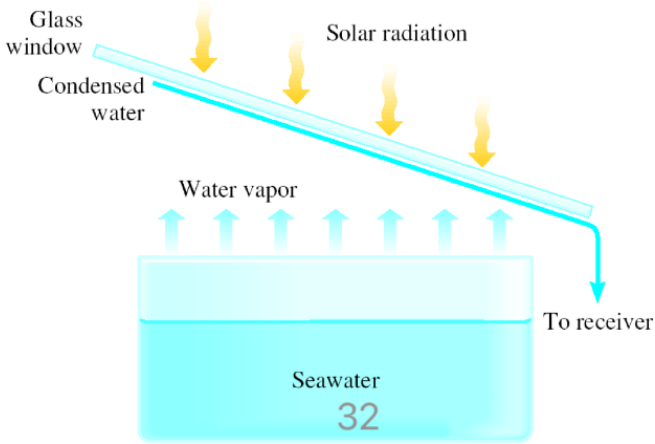
النتيجة

يتم إحاطة قطرة الزيت بجزيئات الصابون، لتكوين "مذيلة" (micelle) سطحها الخارجي محب للماء. هذا يسمح للماء بحمل قطرة الزيت بأكملها وإزالتها.

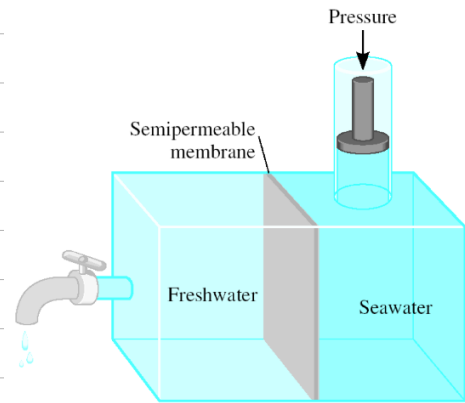


Chemistry In Action:

Desalination



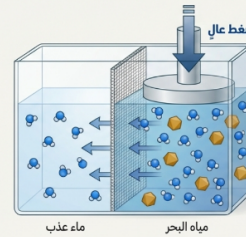
Reverse Osmosis



نهاية الرحلة: تطبيق المعرفة لمواجهة تحدي العطش العالمي

The Grand Challenge

مياه المحيطات تشكل الغالبية العظمى من مياه الأرض، لكنها مالحة. "تحلية المياه" (Desalination) هي عملية إزالة الأملاح لجعلها صالحة للشرب.



التناضح العكسي (Reverse Osmosis)

لقد تعلمنا أن الأسموزية هي التدفق الطبيعي للماء نحو المحلول الأكثر تركيزاً.

التناضح العكسي هو تطبيق ضغط خارجي على جانب الماء المالح أعلى من ضغط الأسموزي الطبيعي (حوالي 30 atm لمياه البحر).

هذا الضغط "يعكس" العملية الطبيعية، ويجبر جزيئات الماء النقي على المرور عبر الغشاء شبه المنفذ، تاركة الأملاح خلفها.

من فهمنا للتفاعلات بين الجزيئات في كوب من الماء، نكتسب القدرة على توفير أهم مورد للحياة على كوكبنا. الكيمياء ليست مجرد علم، بل هي أداة لبناء مستقبل أفضل.



رحلة إلى عالم المحاليل: الخصائص الفيزيائية من الذرة إلى الكون

استكشاف القوى الخفية التي تحكم عالمنا، من فئان القهوة إلى أعماق المحيطات.



كل شيء يبدأ بسؤال بسيط: ماذا يحدث حقًا عندما يذوب السكر؟



نلاحظها كل يوم: مكعب سكر يختفي في الشاي، ملح يذوب في الماء، قطرة حبر تنتشر في كوب. هذه ليست مجرد عمليات اختفاء، بل هي عمليات "إذابة" معقدة.



المحلول هو مزيج متجانس من مادتين أو أكثر. المادة المذابة (solute) تنتشر بالتساوي داخل المذيب (solvent).



هذه العملية هي أساس معظم التفاعلات الكيميائية والحيوية. لفهمها، يجب أن نفحص في العالم الجزيئي.

ما هو المحلول؟ تعريف المزيغ المثالي

المحلول (Solution):

مزيغ متجانس من مادتين أو أكثر.



المذاب

+



المذيب

→



محلول

المذاب (Solute):

المادة الموجودة بكمية أقل.

المذيب (Solvent):

المادة الموجودة بكمية أكبر.

عالم من المحاليل: ليست كل المحاليل سائلة

غاز في غاز
الهواء



غاز في سائل
ماء الصودا



سائل في سائل
الإيثانول في الماء



صلب في سائل
كلوريد الصوديوم في الماء



صلب في صلب
النحاس الأصفر



حدود الذوبان: من غير المشبع إلى فائق الإشباع



1. محلول فائق الإشباع

2. إضافة بلورة بذرة

3. تبلور سريع

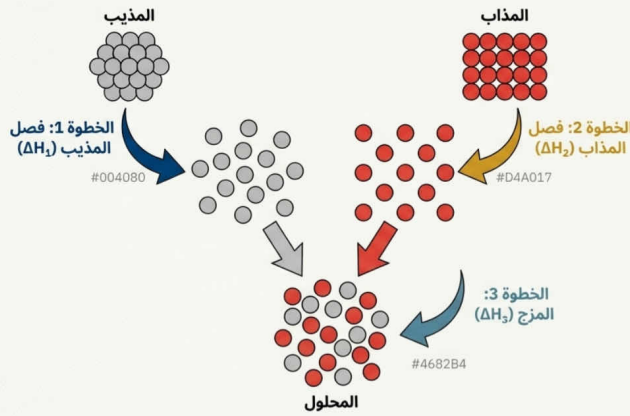
محلول غير مشبع: يحتوي على كمية مذاب أقل مما يمكن للمذيب أن يذوبه.

محلول مشبع: يحتوي على أقصى كمية من المذاب التي يمكن أن تذاب في مذيب معين.

محلول فائق الإشباع: يحتوي على كمية مذاب أكثر مما هو موجود في محلول مشبع، وهو حالة غير مستقرة.

"تتشكل بلورات أسيتات الصوديوم بسرعة عند إضافة بلورة بذرة إلى محلول فائق الإشباع من أسيتات الصوديوم."

الرقصة الجزيئية للذوبان: نظرة على مستوى الطاقة



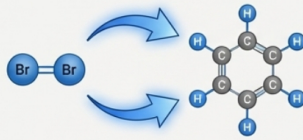
$$\Delta H_{soln} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

يشمل تكوين المحلول ثلاث خطوات طاقية:

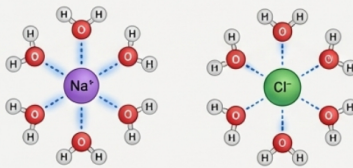
- الخطوة 1 (ΔH₁):** فصل جزيئات المذيب عن بعضها.
- الخطوة 2 (ΔH₂):** فصل جزيئات المذاب عن بعضها.
- الخطوة 3 (ΔH₃):** امتزاج جزيئات المذيب والمذاب.

القاعدة الذهبية: "الشبيه يذيب الشبيه"

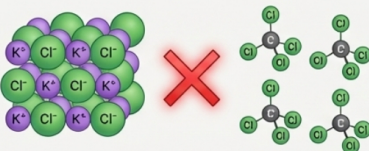
تذوب المواد التي تمتلك قوى بين جزيئية متشابهة في النوع والقوة بعضها في بعض.



غير قطبي في غير قطبي (تجاذب قوي): جزيء بروم (Br₂) يذوب بسهولة في البنزين (C₆H₆) لأن كليهما غير قطبي وتسيطر عليهما قوى تشتت لندن.



أيوني في قطبي (تجاذب قوي): كلوريد الصوديوم (NaCl) يذوب في الماء (H₂O) بسبب التجاذب القوي بين الأيونات (Na⁺, Cl⁻) والجزيئات القطبية للماء (تفاعل أيون-ثنائي القطب)، وهي عملية تسمى "الإماهة" (Hydration).



أيوني في غير قطبي (تجاذب ضعيف): كلوريد البوتاسيوم (KCl) لا يذوب في رابع كلوريد الكربون (CCl₄) لأنه لا يتفاعل للماء، لعدم وجود ثنائي القطب في المذيب يمكنه تثبيت الأيونات.

لغة الكيميائيين: كيف نصف تركيز المحلول بدقة؟

لدراسة المحاليل كميًا، نستخدم وحدات تركيز مختلفة، لكل منها استخداماته ومميزاته.

النسبة المئوية بالكتلة (% by mass)

$$\%100 \times \left(\frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}} \right)$$

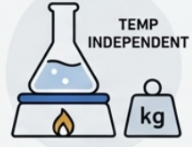
بسيطة ومستقلة عن درجة الحرارة.



المولالية (Molality, m)

$$\left(\frac{\text{مولات المذاب}}{\text{كتلة المذيب (كجم)}} \right)$$

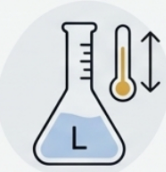
مستقلة عن درجة الحرارة، مثالية لدراسة الخصائص التجميعة.



المولارية (Molarity, M)

$$\left(\frac{\text{مولات المذاب}}{\text{لترات المحلول}} \right)$$

الأسهل في التحضير بالمختبر (قياس الحجم)، لكنها تتأثر بالحرارة.



الكسر المولي (Mole Fraction, X)

$$\left(\frac{\text{مولات المكون أ}}{\text{إجمالي مولات جميع المكونات}} \right)$$

مفيدة في دراسة ضغط البخار ومخاليط الغازات.



اختيار الوحدة يعتمد على الهدف. المولالية هي الأفضل عند تغير درجات الحرارة، بينما المولارية هي الأكثر شيوعًا في التحضيرات المعملية اليومية.

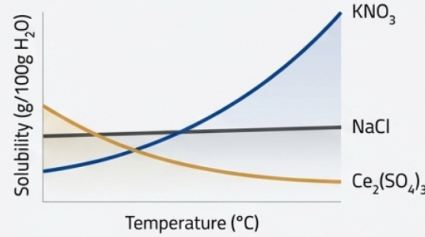
تأثير الحرارة: علاقة معقدة

ذوبانية المواد الصلبة (Solids)

في معظم الحالات، تزداد ذوبانية المواد الصلبة مع ارتفاع درجة الحرارة.



هذا الاختلاف هو أساس "التبلور التجزيئي" (Fractional Crystallization)، وهي تقنية قوية لتنقية المواد الكيميائية.

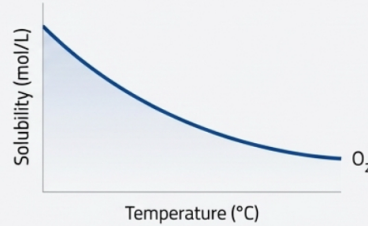


ذوبانية الغازات (Gases)

على النقيض تمامًا، تقل ذوبانية الغازات في الماء عادةً مع ارتفاع درجة الحرارة.



"التلوث الحراري" يقلل من الأكسجين المتاح للكائنات المائية، مما يهدد حياتها.



تحت الضغط: قانون هنري وسر المشروبات الغازية

لا يؤثر الضغط الخارجي على ذوبانية السوائل والمواد الصلبة، ولكنه يؤثر بشكل كبير على ذوبانية الغازات.

Henry's Law

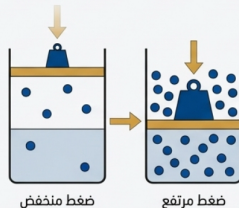
ينص على أن ذوبانية غاز في سائل تتناسب طرديًا مع ضغط هذا الغاز فوق المحلول.

$$c = kP$$

c: التركيز المولي للغاز المذاب (mol/L)

P: الضغط الجزئي للغاز فوق المحلول (atm)

k: ثابت قانون هنري (يعتمد على الغاز والمذيب والحرارة)



عند فتح زجاجة مشروب غازي، ينخفض الضغط بشكل مفاجئ، مما يقلل من ذوبانية ثاني أكسيد الكربون ويؤدي إلى فوران الغاز وخروجه من المحلول.

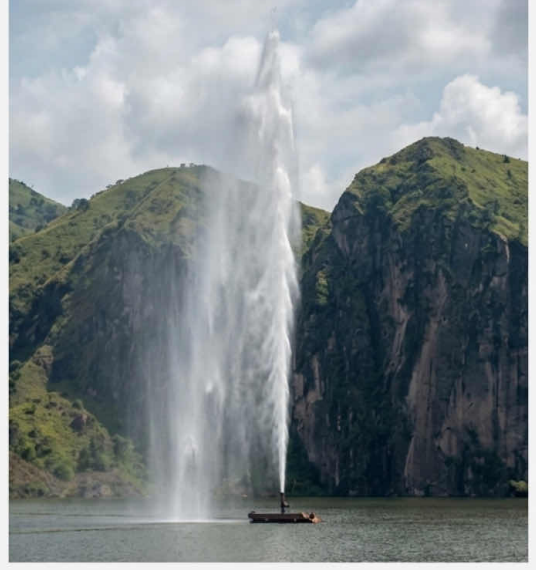


عندما يصبح القانون قاتلاً: قصة بحيرة نيوس

في عام 1986، أطلقت بحيرة نيوس في الكاميرون فجأة سحابة كثيفة من غاز ثاني أكسيد الكربون. وبما أنه أثقل من الهواء، تدفق الغاز في الوديان المحيطة، مما أدى إلى اختناق أكثر من 1700 شخص.

العلم (The Science):

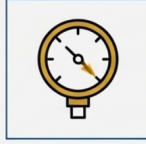
1. **التراكم:** تسرب غاز CO_2 من الينابيع البركانية إلى قاع البحيرة العميق.
2. **الضغط العالي:** ضغط الماء الهائل في الأعماق أدى إلى ذوبان كميات هائلة من CO_2 في الماء (تطبيق مباشر لقانون هنري).
3. **الإطلاق المفاجئ:** يُعتقد أن زلزالاً أو انهياراً أرضياً أدى إلى اضطراب طبقات الماء، مما سمح للمياه المشبعة بالغاز بالصعود إلى السطح.
4. **الكارثة:** مع انخفاض الضغط على السطح، خرجت كميات هائلة من غاز CO_2 من المحلول فجأة، تمامًا مثل المشروب الغازي.



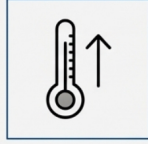
القوة في العدد: الخصائص التجميعية للمحاليل

إن مجرد وجود جزيئات المذاب يغير الخصائص الفيزيائية الأساسية للمذيب بطرق يمكن التنبؤ بها.

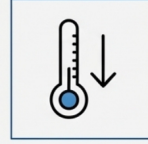
الخصائص التجميعية (Colligative Properties) هي خصائص تعتمد فقط على عدد جسيمات المذاب في المحلول، وليس على طبيعتها (سواء كانت ذرات، أيونات، أو جزيئات).



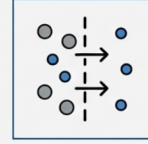
انخفاض الضغط البخاري
(Vapor Pressure Lowering)



ارتفاع درجة الغليان
(Boiling Point Elevation)



انخفاض درجة التجمد
(Freezing Point Depression)



الضغط الأسموزي
(Osmotic Pressure)

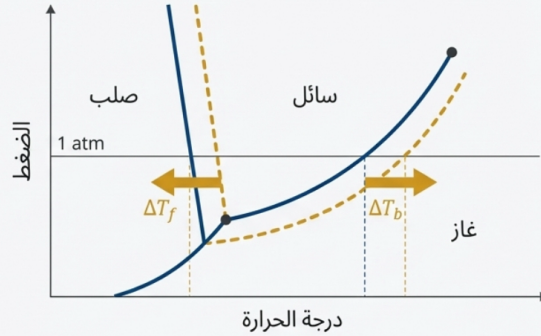
كل هذه الخصائص تتبع من أصل واحد: وجود المذاب يقلل من 'ميل' جزيئات المذيب للهروب من الطور السائل.

تغيير حالات المادة: الغليان والتجمد والتبخر

انخفاض الضغط البخاري: وجود المذاب يقلل من عدد جزيئات المذيب على السطح القادرة على التبخر.
(قانون راؤول: $P_1 = X_1 P_1^0$)

ارتفاع درجة الغليان: بما أن الضغط البخاري للمحلول أقل فإنه يتطلب درجة حرارة أعلى للوصول إلى الضغط الجوي الخارجي. ($\Delta T_b = K_b \cdot m$)

انخفاض درجة التجمد: وجود المذاب يعيق انتظام جزيئات المذيب في شبكة بلورية صلبة، مما يتطلب إزالة المزيد من الطاقة (تبريد أكبر) لتجميده. ($\Delta T_f = K_f \cdot m$)



يمنع التجمد في الشتاء والغليان في الصيف.



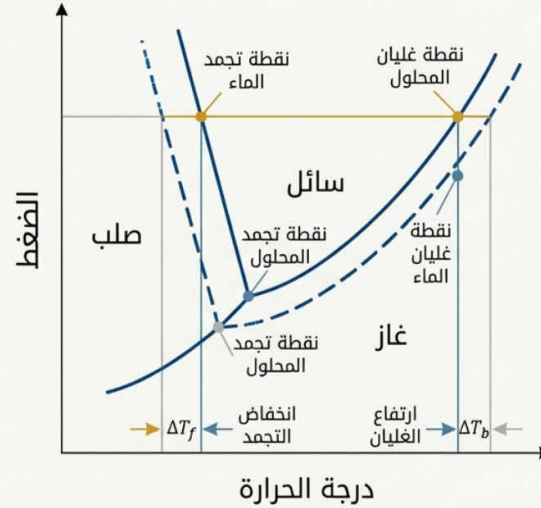
يخفض درجة تجمد الماء لإذابة الجليد.

تعديل الحالات: خفض التجمد ورفع الغليان

ارتفاع الغليان:
 $\Delta T_b = K_b * m$

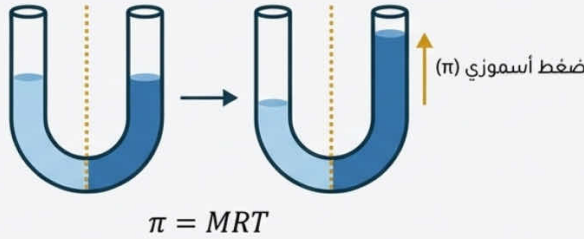
انخفاض التجمد:
 $\Delta T_f = K_f * m$

التطبيقات:
 رش الملح على الطرق الجليدية،
 استخدام مانع التجمد في
 السيارات.



الأسموزية: القوة الخفية التي تحرك الماء

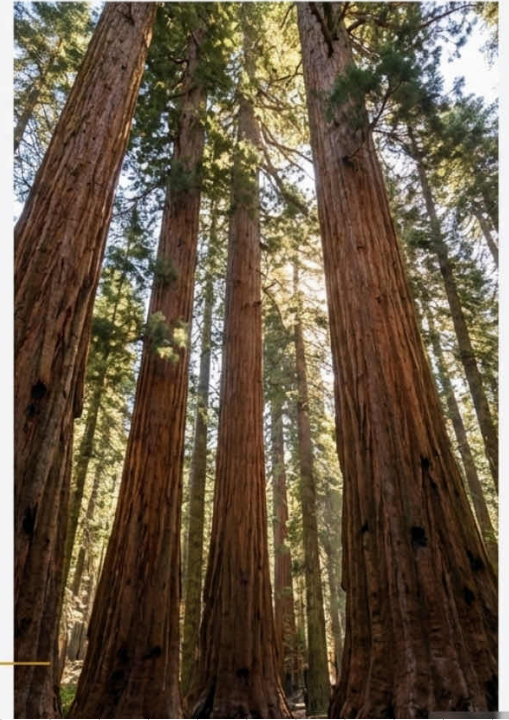
الأسموزية هي الانتقال التلقائي لجزيئات المذيب عبر غشاء شبه منفذ (يسمح بمرور المذيب ويمنع المذاب) من محلول أقل تركيزاً إلى محلول أعلى تركيزاً.



الأهمية البيولوجية



الضغط الأسموزي هو القوة الأساسية التي تمكن أشجار السيكويا العملاقة من سحب الماء من الجذور إلى قممها التي ترتفع لأكثر من 100 متر.

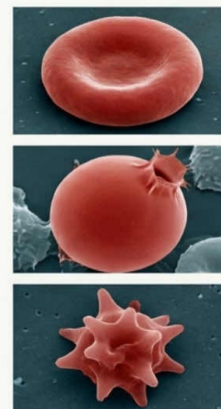
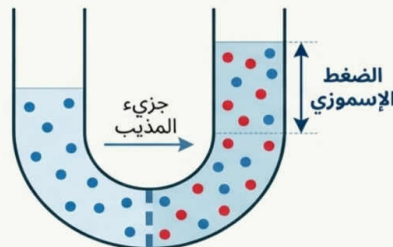


الضغط الإسموزي: توازن الطبيعة عبر الأغشية

أهميته البيولوجية: خلايا الدم الحمراء

التناضح (Osmosis): المرور الانتقائي لجزيئات المذيب عبر غشاء شبه منفذ من محلول مخفف إلى محلول أكثر تركيزاً.

الضغط الإسموزي (π): الضغط الخارجي المطلوب لإيقاف عملية التناضح.



عندما يصبح الواحد اثنين (أو ثلاثة): حالة الإلكتروليتات

ماذا لو تفكك المذاب إلى أيونات؟
جزء واحد من NaCl يعطي جسيمين (Na^+ و Cl^-). جزء واحد من H_2O جزء واحد من CaCl_2 يعطي ثلاثة جسيمات (Ca^{2+} و 2Cl^-).
هذا يزيد من **العدد الفعلي** للجسيمات في المحلول، وبالتالي يضاعف من تأثير الخصائص التجميعة.

عامل فانت هوف (van't Hoff factor, i)

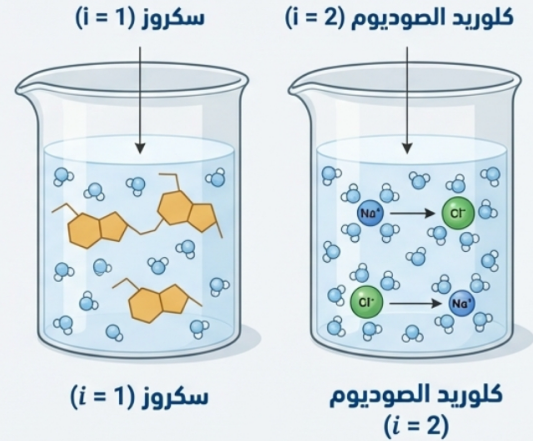
$$i = \frac{\text{العدد الفعلي للجسيمات في المحلول بعد التفكك}}{\text{عدد الوحدات الصيغية المذابة أوليًا}}$$

For NaCl, ideal $i=2$. For CaCl_2 , ideal $i=3$.
For sucrose (non-electrolyte), $i=1$.

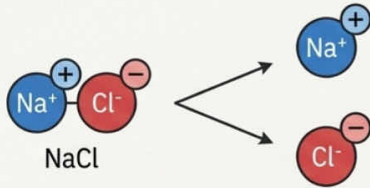
المعادلات المعدلة

$$\Delta T_f = i * K_f * m \quad \pi = i * MRT$$

** في المحاليل المركزة، قد تقل قيمة i المقاسة عن القيمة المثالية بسبب "الازدواج الأيوني" (Ion Pairing)، حيث تتجاذب الأيونات الموجبة والسالبة لتعمل كجسيم واحد.



استثناء الإلكتروليتات: عامل فانت هوف



المركبات الأيونية (الإلكتروليتات) تتفكك إلى أيونات متعددة.

محلول 0.1m من NaCl لا يحتوي على 0.1m من الجسيمات، بل 0.2m ($0.1\text{m Na}^+ + 0.1\text{m Cl}^-$)، مما يضاعف تأثيره التجميعي.

**** عامل فانت هوف (i) = العدد الفعلي للجسيمات في المحلول بعد التفكك / عدد وحدات الصيغة المذابة في البداية.**

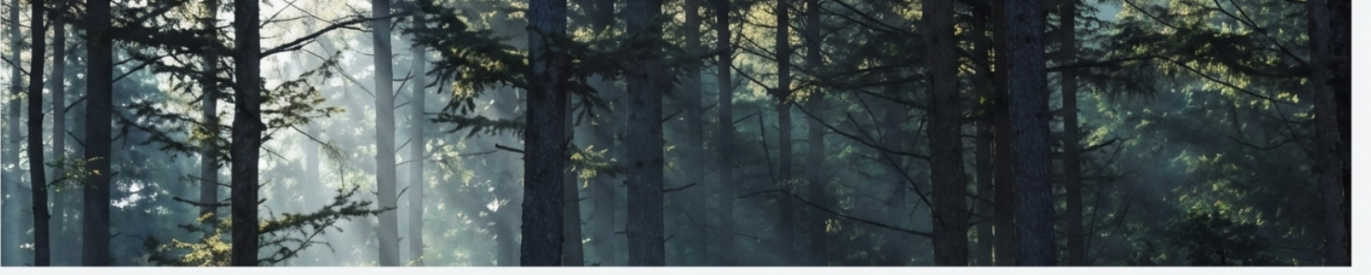
$$\Delta T_f = i * K_f * m$$

$$\Delta T_b = i * K_b * m$$

$$\pi = iMRT$$

الإلكتروليت	i (مقاس)	i (محسوب)
السكروز (غير إلكتروليتي)	1.0	1.0
NaCl	1.9	2.0
MgCl_2	2.7	3.0

على الحدود: عالم الغرويات (Colloids)



الغرويات هي حالة وسط بين المحاليل الحقيقية والمخاليط غير المتجانسة. هي عبارة عن جسيمات لمادة منتشرة في وسط مادة أخرى، وحجمها أكبر من الجزيئات العادية (1 - 1000 نانومتر).

تأثير تيندال (Tyndall Effect): على عكس المحاليل الحقيقية، تبعثر الجسيمات الغروية الضوء، مما يجعل مسار شعاع الضوء مرئيًا.

أمثلة في عالمنا:

الهباء الجوي (Aerosol): الضباب، الدخان

المستحلب (Emulsion): الحليب، المايونيز

الجل (Gel): الجيلي

الصل (Sol): الحليب المغنيسي، الطلاء.

يتم تثبيت الغرويات الكارهة للماء (hydrophobic) غالبًا عن طريق امتزاز الأيونات على سطحها، مما يسبب تنافرًا كهربائيًا يمنعها من التكتل.

الغرويات: عالم بين المحاليل والمعلقات



الغروي هو تشتت لجسيمات مادة ما في وسط منتشر من مادة أخرى.

على عكس المحاليل الحقيقية، فإن جسيمات الغرويات كبيرة بما يكفي لبعثرة الضوء، وهي ظاهرة تُعرف باسم **تأثير تيندال**.

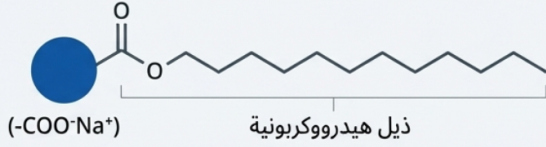
أمثلة: الحليب، الضباب، الجيلي، المايونيز.

كيمياء النظافة: كيف يعمل الصابون؟

جزيء الصابون

جزيء الصابون (مثل ستيرات الصوديوم) له طبيعة مزدوجة:

- رأس محب للماء (Hydrophilic Head): مجموعة أيونية قطبية ($\text{-COO}^-\text{Na}^+$) تتجاذب مع الماء.
- ذيل كاره للماء (Hydrophobic Tail): سلسلة هيدروكربونية طويلة غير قطبية تنجذب إلى الدهون والزيوت.



الصابون يعمل كجسر بين عالم الزيوت غير القطبية وعالم الماء القطبي، وهو مثال رائع على كيمياء الغرويات.

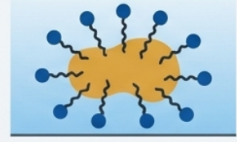
المشكلة

الشحوم والزيوت (Grease) غير قابلة للذوبان في الماء.



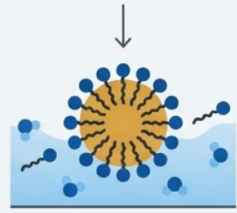
التفاعل

تذوب الذيل الكارهة للماء للصابون داخل قطرة الزيت، بينما تظل الرؤوس المحبة للماء في الخارج.



النتيجة

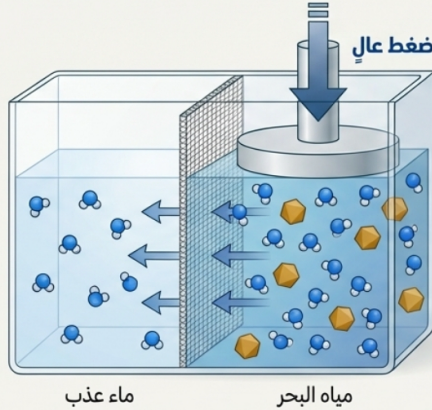
يتم إحاطة قطرة الزيت بجزيئات الصابون، لتكوين "مذيلة" (micelle) سطحها الخارجي محب للماء. هذا يسمح للماء بحمل قطرة الزيت بأكملها وإزالتها.



نهاية الرحلة: تطبيق المعرفة لمواجهة تحدي العطش العالمي

The Grand Challenge

مياه المحيطات تشكل الغالبية العظمى من مياه الأرض، لكنها مالحة. "تحلية المياه" (Desalination) هي عملية إزالة الأملاح لجعلها صالحة للشرب.



التناضح العكسي (Reverse Osmosis)

لقد تعلمنا أن الأسموزية هي التدفق الطبيعي للماء نحو المحلول الأكثر تركيزًا.

- التناضح العكسي هو تطبيق ضغط خارجي على جانب الماء المالح أعلى من ضغطه الأسموزي الطبيعي (حوالي 30 atm لمياه البحر).

- هذا الضغط "يعكس" العملية الطبيعية، ويجبر جزيئات الماء النقي على المرور عبر الغشاء شبه المنفذ، تاركة الأملاح خلفها.

من فهمنا للتفاعلات بين الجزيئات في كوب من الماء، نكتسب القدرة على توفير أهم مورد للحياة على كوكبنا. الكيمياء ليست مجرد علم، بل هي أداة لبناء مستقبل أفضل.

خلاصة القول: المبادئ الأساسية للمحاليل



المحاليل هي مخاليط متجانسة، وقابليتها للذوبان تُحكم بمبدأ 'الشبيه
الشبيه يذيب الشبيه'.



يمكننا قياس المحاليل كمياً باستخدام وحدات التركيز مثل المولية
والمولية.



تؤثر الظروف الخارجية، مثل درجة الحرارة والضغط، بشكل كبير على
الذوبانية، خاصة بالنسبة للغازات.



الخواص التجميعة (مثل انخفاض التجمد وارتفاع الغليان) تعتمد على عدد*
جسيمات المذاب، وليس على هويتها.