Solutions of nonelectrolytes

Solutions

- Solution is a mixture of two or more components that form a homogenous molecular dispersion (one phase).
- It consists of one or more solutes dissolved in one or more solvents.
- Solute molecules or ions are "dissolved" and uniformly distributed in the solvent medium.

• المحلول هو خليط من مكونين أو أكثر يشكلان تشتتًا جزيئيًا متجانسًا (طور واحد).

• يتكون من مادة مذابة واحدة أو أكثر مذابة في مذيب واحد أو أكثر.

جزيئات أو أيونات المذاب "مذابة" وموزعة بشكل موحد في وسط المذيب.

single phase لازم يكون
solution عشان احكي عنه

Solutions

- A true solution is a single phase system.
- NaCl and water, ethanol and water
  - Form a solution (one phase) ⟹ **a solution**
- Talc and water
  - Form a suspension (two phase) ⟹ **not solution**
- Oil and water
  - Form an emulsion (two phase) ⟹ **not solution**

Solutions are composed of:

- **Solute:** is the substance that dissolves which may be solid, liquid, or gas.
- **Solvent:** is the substance that does the dissolving which may be solid, liquid, or gas.

• المحلول الحقيقي هو نظام أحادي الطور.

• كلوريد الصوديوم والماء، الإيثانول والماء - يشكلان محلولًا (طور واحد) → محلول.

التلك والماء
- يشكلان معلقًا (طورين) ← ليس محلولًا.

• الزيت والماء
- يشكلان مستحلبًا (طورين) ← ليس محلولًا

. تتكون المحاليل من:

• المذاب: هو المادة التي تذوب، وقد تكون صلبة أو سائلة أو غازية.

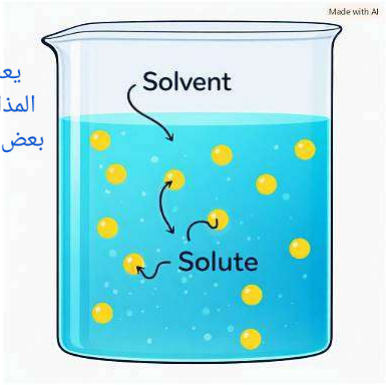
• المذيب: هو المادة الذي يقوم بإذابة المادة التي قد تكون صلبة أو سائلة أو غازية.

Solutions

Which the solvent and which is the solute?

- **Solvent:** component in greater extent.
- **Solute:** component in minor extent.
- **Note:** When a solid is dissolved in liquid, it is the solute irrespective of relative amount.

يعني في حاله انه اذوب صلب في سائل فدائما الصلب هو المذاب ودائما السائل هو المذيب بغض النظر عن نسبتهم مع بعض سواء الصلب اكثر من السائل او السائل اكثر من الصلب



أيهما المذيب وأيهما المذاب؟
• المذيب: المكون ذو النسبة الأكبر.
• المذاب: المكون ذو النسبة الأقل.

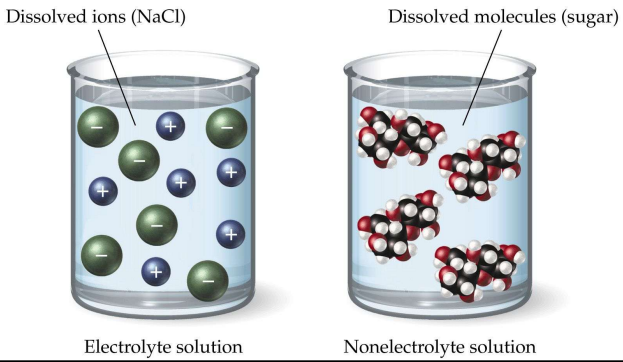
• ملاحظة: عند إذابة مادة صلبة في سائل، فإنها تكون المذاب بغض النظر عن النسبة.

Types of Solutions

Solute	Solvent	Solution	Example
Gas	Gas	Gas	Air (O_2 in N_2)
Gas	Liquid	Liquid	Carbonated beverages (CO_2 in H_2O)
			Swimming pool (Cl_2 in H_2O)
Liquid	Liquid	Liquid	Wine (ethanol in H_2O)
			Vinegar (acetic acid in H_2O)
Liquid	Solid	Solid	Dental amalgam for fillings (liquid mercury in solid silver)
Solid	Liquid	Liquid	Saline (NaCl in H_2O)
			Sugar in water
Solid	Solid	Solid	14-karat gold (Ag in Au)
			Steel (carbon in iron)

Solutions

- **Non-electrolytes:** do not yield ions when dissolved in water; therefore, do not increase electrical conductivity of solution (e.g. sugar, some polymers, some drugs).
- **Electrolytes:** form ions in solution; therefore, increase electrical conductivity (e.g. NaCl).



يعني اذا ذوبته وما كون لي ايونات بعتبره none وبالتالي ما رح يأثر لي على التوصيل كهربائي للمحلول اما اذا ذوبته وتكونت الكترونات فبالتالي رح تزيد التوصيل الكهربائي ل المحلول فهو electrolyte

• المواد غير الإلكتروليتية: لا تُنتج أيونات عند ذوبانها في الماء، وبالتالي لا تزيد من التوصيل الكهربائي للمحلول (مثل السكر، وبعض البوليمرات، وبعض الأدوية).

• الإلكتروليتات: تُكوّن أيونات في المحلول، وبالتالي تزيد من التوصيل الكهربائي (مثل كلوريد الصوديوم).

حفظ

Solutions

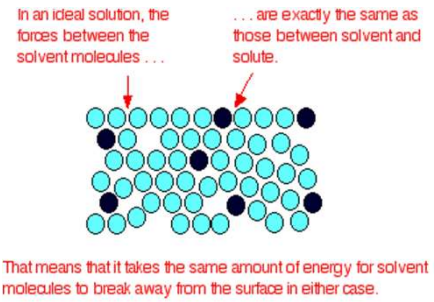
Concentration expressions

- **Molarity(M):** no. of moles of solute in 1 litre of solution.
- **Molality (m):** no. of moles of solute in 1 kg of solvent.
- **Normality(N):** no. of equivalents in 1 liter of solution.
- **Mole fraction (X):** ratio of number of moles of one component to total moles of all constituents (solute and solvent).
- **Percent by weight (w/w):** no. of grams of solute in 100 g of solution.
- **Percent by volume (v/v):** no. of milliliters of solute in 100 ml of solution.
- **Percent weight in volume (w/v):** no. of grams of solute in 100 ml of solution.

المولارية (M): عدد مولات المذاب في لتر واحد من المحلول.
المولالية (m): عدد مولات المذاب في كيلوغرام واحد من المذيب.
العيارية (N): عدد المكافئات في لتر واحد من المحلول.
الكسر المولي (X): نسبة عدد مولات أحد المكونات إلى إجمالي عدد مولات جميع المكونات (المذاب والمذيب).
النسبة المئوية الوزنية (w/w): عدد غرامات المذاب في 100 غرام من المحلول.
النسبة المئوية الحجمية (ح/ح): عدد ملليلترات المذاب في 100 مل من المحلول.
النسبة المئوية الوزنية الحجمية (و/ح): عدد غرامات المذاب في 100 مل من المحلول.

Ideal solutions

- Solutions in which there is no change in the properties of the components when they are mixed.
- For a mix of molecules of A and B, the interactions between unlike neighbors (U_{AB}) and like neighbors U_{AA} and U_{BB} must be of the same average strength, i.e., $2U_{AB} = U_{AA} + U_{BB}$
- No heat is evolved or absorbed, the final volume is the sum of the volume of the individual components.



ال interaction بين solvent 2 او 2solute بسميه cohesive interaction

ما تذويب مادة مع مادة اخرى يعني فبسميه solute and solvent adhesive interaction

عشان اعتبر انه محلول مثالي يجب ان تكون adhesive interaction the same as cohesive interaction

• محاليل لا تتغير فيها خصائص المكونات عند مزجها.

بالنسبة لمزيج من جزيئات A وB، يجب أن تكون التفاعلات بين الجزيئات المتجاورة المختلفة (UaR) والجزيئات المتجاورة المتشابهة (UAA وUBB) متساوية في متوسط القوة، أي 2UAB =UAAt UBB

لا تنطلق أو تُمتص حرارة، والحجم النهائي هو مجموع أحجام المكونات الفردية.

Ideal solutions

زي ما نحنا شايفين بالمحلول المثالي ال total volume كان مجموع كل حجم من المكونات بالاضافه انه لم يحدث فقدان او اكتساب في الحراره

Ideal solution:

- E.g.100 ml of ethanol + 100 ml of methanol = 200 ml solution.
- No heat is evolved or absorbed. • لا تنطلق أو تمتص حرارة.

Real solution:

اما الغير مثالي فال total volume هو ليس مجموع كل حجم من المكونات بالاضافه انه حدث فقدان للحراره

- E.g.100 ml of sulfuric acid + 100 ml of water = 180 ml solution.
- Heat is evolved (exothermic). تنطلق حرارة (طاردة للحرارة).

Ideal solutions

Raoult's Law

يعني كل ما زدت الحراره انا بضعف هاي ال interactions وبالتالي تقدر الجزيئات تتحول او تتبخر من السائل بشكل اسهل واسرع

- Cohesive interactions in liquid prevent all molecules from escaping as a vapor. Disrupting the cohesion (by increasing T) will increase the tendency of molecules to escape from the liquid as a vapor.

تمنع التفاعلات التماسكية في السائل جميع الجزيئات من التبخر. يؤدي تعطيل التماسك (عن طريق زيادة درجة الحرارة) إلى زيادة ميل الجزيئات للتبخر من السائل.

- When the vapor pressure equals the external pressure, the system is said to be in equilibrium, and the vapor pressure is known as the *equilibrium vapor pressure (P)*

عندما يتساوى ضغط البخار مع الضغط الخارجي، يُقال إن النظام في حالة اتزان، ويُعرف ضغط البخار بضغط بخار الاتزان (P).

الماده المتطايره انه اصلا هي عندها ضغط بخاري عالي في درجات الحراره العاديه الطبيعيه فعشان هيك سميناها متطايره

- A substance with a high vapor pressure at normal temperatures is often referred to as volatile.

• تُوصف المادة ذات ضغط البخار العالي عند درجات الحرارة العادية بأنها متطايرة.

Ideal solutions

Raoult's Law:

- The partial vapor pressure of each component in an ideal solution is equal to the vapor pressure of the pure component multiplied by its mole fraction in the mixture.

هذا نص القانون وطبعا حفظ اما القانون لقدام

• الضغط البخاري الجزئي لكل مكون في محلول مثالي يساوي الضغط البخاري للمكون النقي مضروبًا في كسره المولي في الخليط.

Ideal solutions

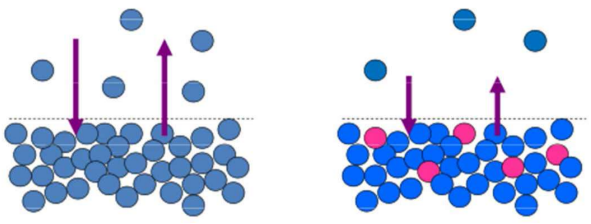
Raoult's Law

يعني اذا كانت الماده اللي بدي اذوبها غير متطايره فبالتالي ما لها ضغط بخاري وبالتالي ضغط البخاري الكلي هو نفس الضغط البخاري للمذيب

- For a non-volatile solute, the total vapor pressure (P_{total}) is equal to the vapor pressure of the solvent ($P_{solvent}$) only: $P_{total} = P_{solvent}$
- $P1 = X\ P°_1$ X: mole fraction of solvent

بس طبعا كل ما اذوب solute اكتر بالثاني رح يقل ضغط البخاري مقارنه بال pure solvent

ال mole fraction اعلى قيمه له هي واحد
فاذا كان ال solute 0.3 مثلا فاكيد ال solvent 0.7

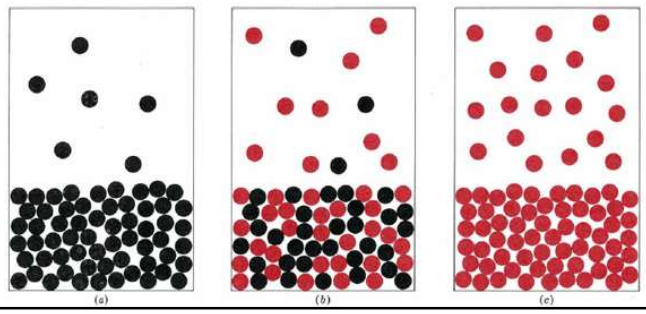


• بالنسبة للمذاب غير المتطاير، يكون ضغط البخار الكلي مساويًا لضغط بخار (Pota) المذيب (Psolven) فقط: P الإجمالي، P=X P°I

Ideal solutions

Raoult's Law

- If components constituting a solution are volatile, each will produce a partial pressure above the solution, which can be calculated from **Ideal Solutions Raoult's Law**
- The total pressure is the sum of the partial pressures of all the constituents.



إذا كانت مكونات المحلول متطايرة، فإن كل مكون سينتج ضغطًا جزئيًا فوق المحلول، والذي يمكن حسابه من قانون راؤول للمحاليل المثالية.

الضغط الكلي هو مجموع الضغوط الجزئية لجميع المكونات.

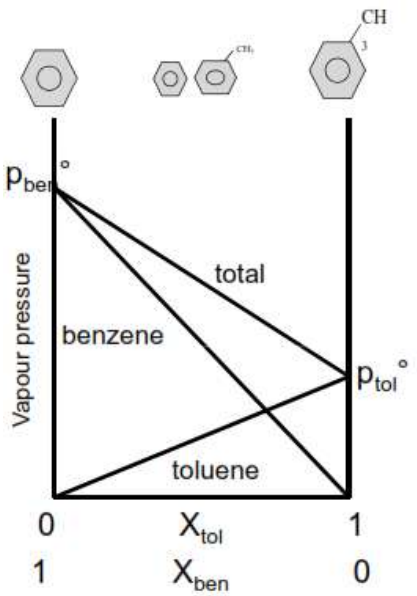
يعني لو كان عندي المادتين متطايرات وبالتالي لكل ماده لها ضغط بخاري خاص فيها فلما بدي اجي احسب على القانون بحسب لكل وحده لحال باستخدام القانون السابق وبعدها بجمعهم مع بعض وهذا بيعطيني ال total pressure

طبعا لو بدنا نقارن بين الاحمر والاسود فطبعا الاحمر اكثر من الاسود volatile

Ideal solutions

Raoult's Law

- For two constituents, toluene and benzene:
- $P_{tol} = P_{tol}^{\circ} X_{tol}$
- $P_{ben} = P_{ben}^{\circ} X_{ben}$
- $P_{total} = P_{tol} + P_{ben}$
- P_{tol}, P_{ben}: partial vapor pressures
- P_{tol}°, P_{ben}°: vapor pressures of pure components.
- X_{tol}, X_{ben}: mole fractions



اعطانا مثال عن الحاله السابقه وهي انه يكون في عندي المكونات كلها volatile

فحسب ل tol لحال ول ben لحال وبعدين جمعهم

طبعا بنلاحظ انه في النهايه ال total pressure رح تيجي القيمه بين ال pure partial لكل وحده pressure فمستحيل تكون اقل من الرقم الصغير ولا اعلى من الرقم الكبير(هذا طبعا في حاله السلوك المثالي)

Ideal solutions

Aerosols and Raoult's law

- Raoult's law is important because it allows the calculation of vapour pressure from a knowledge of the composition of the solution.
- The requirement of the Montreal Protocol in 1989 for the replacement of chlorofluorocarbon (CFC) propellants in pressurised metered-dose inhalers with hydrofluoroalkanes (HFAs), because of the ozone-depleting properties of CFCs, led to a substantial review of the formulation of these devices as a consequence of major differences in physical and chemical properties of these propellants.
- The two most widely used HFAs are HFA 227 and HFA 134a.
- The vapour pressure of metered dose inhalers determines the aerosol droplet size and consequently has an important influence on the efficiency of deposition in the lungs

يُعدّ قانون راؤول مهمًا لأنه يسمح بحساب ضغط البخار بمعرفة تركيب المحلول.

أدى اشتراط بروتوكول مونتريال لعام 1989 استبدال مركبات الكلوروفلوروكربون (CFC) في أجهزة الاستنشاق المضغوطة ذات الجرعات المقننة بمركبات الهيدروفلورو ألكان (HFAs)، نظرًا لخصائص مركبات الكلوروفلوروكربون المستنفدة للأوزون، إلى مراجعة شاملة لتركيبة هذه الأجهزة نتيجةً للاختلافات الكبيرة في الخصائص الفيزيائية والكيميائية لهذه المواد الدافعة.

يُعدّ كل من HFA 227 وHFA 134a من أكثر مركبات الهيدروفلورو ألكان استخدامًا.

يُحدد ضغط بخار أجهزة الاستنشاق ذات الجرعات المقننة حجم قطرات الرذاذ، وبالتالي يؤثر بشكل كبير على كفاءة الترسيب في الرئتين

هون مقدمه عامه بقولنا انه كانوا يستخدموا CFC وهذا مركب هيدروكربون ولكن مرتبط بكلور وفلور في آن واحد وشافوا انه مضر بسبب طبقه الاوزون فبالتالي استبدلوه ب اللي هو الخالي بس من HFA الكلور وشافوا انه هذا احسن

مثل ما قلنا انه من خلال الضغط بامكاني اتحكم بحجم ال particles

Ideal solutions

Example:

- Calculate the vapour pressure (in Pa) at 20°C above an aerosol mixture consisting of 30% w/w of HFA 134a (tetrafluoroethane, molecular weight 102) with a vapour pressure of 68.4 psig and 70% w/w of HFA 227 (heptafluoropropane, molecular weight 170) with a vapour pressure of 56.0 psig. Assume ideal behaviour.

Answer

No. of moles of HFA 134a in 100 g mixture = 30/102 = 0.2941 moles

No. of moles of HFA 227 in 100 g mixture = 70/170 = 0.4118 moles

x_{134} =0.2941/0.7059 = 0.4166

x_{227} = 0.4118/0.7059 = 0.5834

$P = p^{o}_{134}x_{134} + p^{o}_{227}x_{227}$

$P = (68.4 \times 0.4166) + (56.0 \times 0.5834)$

$P = 61.17$ psig $= 5.23 \times 10^5$ Pa

مش مطالب منا هذا التحويل

باخذ القيمه الاولى وبقسمها على مجموعهم هذا ال mole للاول وهكذا fraction

Real solutions

- In real solutions, the attractive forces are not uniform.
- The adhesive attraction of A for B might be less or exceed the cohesive attraction between A and A or B and B.
- This can happen even if the liquids are completely miscible.
- The more dissimilar the nature of A and B, the more strongly the solution is expected to deviate from ideality.
- These real solutions may not obey Raoult's law. There can be negative or positive deviations.

بالمحاليل المثاليه كانوا متساويين ولكن المحاليل الحقيقيه ممكن تكون اقل او اكثر

في المحاليل الحقيقية، لا تكون قوى التجاذب منتظمة.

قد تكون قوة التجاذب الالتصاقي للمادة A تجاه المادة B أقل أو أكبر من قوة التجاذب التماسكية بين A و A أو B و B.

يمكن أن يحدث هذا حتى لو كانت السوائل قابلة للامتزاج تمامًا.

كلما زاد اختلاف طبيعة A وB، زاد احتمال انحراف المحلول عن المثالية.

قد لا تخضع هذه المحاليل الحقيقية لقانون راؤول. يمكن أن تكون هناك انحرافات سالبة أو موجبة.

Real solutions

Partial pressures of components less than in ideal solution.

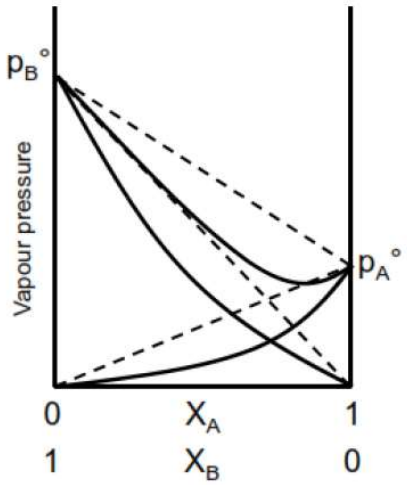
Adhesive attractions (AB) greater than cohesive attractions (AA and BB).

A holds B back and B holds A back.

Total vapor pressure may show a minimum.

E.g. chloroform and acetone form hydrogen bonds

$CHCl_3$ - - - $O=C(CH_3)_2$



الضغوط الجزئية للمكونات أقل من تلك الموجودة في المحلول المثالي.

قوى التجاذب الالتصاقية (AB) أكبر من قوى التجاذب التماسكية (AA وBB).

A يمسك B ويمسك B بـ A.

قد يُظهر ضغط البخار الكلي حدًا أدنى.

الفكره هون لو اخذنا هذا المثال فال chloroform بعمل مع نفسه dipole dipole interaction اما ال acetone بعمل كمان dipole dipole interaction مع نفسه

ولكن لو جبنا ال chloroform مع ال acetone بيعملوا لي hydrogen bonds فالاثنين مع بعض اعطوني رابطه اقوى من كل واحد لحال فهذا سبب عندي negative deviation

الخط المتقطع يمثل السلوك المثالي اما الخط العريض فيمثل انحراف عن السلوك المثالي deviation

طبعا هون بنلاحظ انه ممكن ال total pressure يقل او يكون اصغر من اقل قيمه

Real solutions

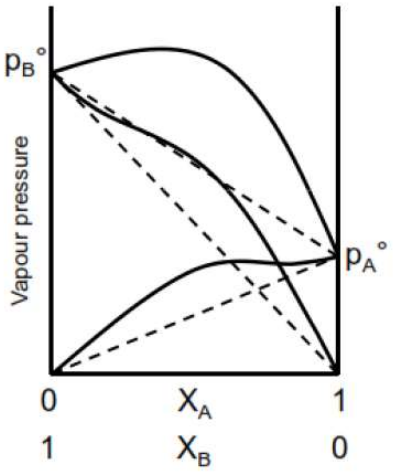
Partial pressures greater than in ideal solution.

Cohesive attractions (AA and BB) greater than adhesive attractions (AB).

A disrupts B cohesion so easier for B to escape and vice-versa

Total vapor pressure may show a maximum

E.g. CCl4 - MeOH



الضغوط الجزئية أكبر من الضغوط في المحلول المثالي.

قوى التجاذب التماسكية (AA وBB) أكبر من قوى التجاذب الالتصاقية (AB). -

يعيق تماسك B، مما يسهل على B الهروب، والعكس صحيح.

قد يُظهر ضغط البخار الكلي قيمة عظمى، على سبيل المثال: - CC14 MeOH

ال CCl4 مع حاله بعمل رابطه London Force

اما ال methanol مع حاله بيعمل رابطه hydrogen bonding

ولكن الاثنين سوا بعملوا وبالتالي London forces

مع بعض بعطوني رابطه اضعف ما بين كل واحد لحال ومنه صار عندي positive deviation

طبعا هون ممكن قيمه ال total pressure تزيد عن اعلى قيمه

Colligative Properties of Solutions

- Colligative properties are properties of solutions that depend upon the ratio of the number of solute particles to the number of solvent molecules in a solution, and not on the type of chemical species present.

- Colligative properties of solution include:
  1. Lowering of vapor pressure
  2. Elevation of boiling point
  3. Depression of freezing point
  4. Osmotic pressure

يعني هي بتعتمد على كميه المواد ولا تعتمد على نوع المواد

• الخواص التجميعية هي خواص المحاليل التي تعتمد على نسبة عدد جزيئات المذاب إلى عدد جزيئات المذيب في المحلول، وليس على نوع المركبات الكيميائية الموجودة.

تشمل الخواص التجميعية للمحاليل ما يلي:

1. انخفاض ضغط البخار
2. ارتفاع درجة الغليان
3. انخفاض درجة التجمد
4. الضغط الأسموزي

Colligative Properties of Solutions

Lowering of vapor pressure

- When a non-volatile solute is dissolved in a volatile solvent, the vapor above the solution is provided by the solvent only. The solute particles (atoms, molecules or ions) at the surface reduce the escaping tendency of the solvent
- Therefore, the tendency of the solvent molecules to exert vapor pressure is lowered in the presence of the solute.

يعني كل ما زادت نسبه ال Solute رح يعملوا طبقه على السطح وبالتالي رح تعيق تبخر جزيئات ال solvent في حال كان ال solute هو non volatile ومنه يقل الضغط البخاري

• عند إذابة مذاب غير متطاير في مذيب متطاير، فإن البخار فوق المحلول ينتج عن المذيب فقط. تقلل جزيئات المذاب (ذرات أو جزيئات أو أيونات) الموجودة على السطح من ميل المذيب للهروب.

لذلك، ينخفض ميل جزيئات المذيب إلى ممارسة ضغط بخاري في وجود المذاب.

Colligative Properties of Solutions

Lowering of vapor pressure

- Vapor pressure lowering of a solution depends on the number of solute molecules (mole fraction) present in the solution.
- The higher the solute fraction, the lower the vapor pressure above the solution.
- Vapor pressure lowering is the key to all four of the colligative properties.

• يعتمد انخفاض ضغط بخار المحلول على عدد جزيئات المذاب (الكسر المولي) الموجودة فيه.

كلما زاد الكسر المولي للمذاب، انخفض ضغط البخار فوق المحلول.

يُعد انخفاض ضغط البخار مفتاحًا لجميع الخواص التجميعية الأربع.

Colligative Properties of Solutions

Lowering of vapor pressure

- The change of vapour pressure following the addition of a nonvolatile solute to a solvent may be determined by application of Raoult's law.

$$p = p_1 = p^o_1 x_1 = p^o_1 (1 - x_2)$$

$$(p^o_1 - p_1)/ p^o_1 = x_2 = n_2/(n_1+n_2)$$

- p_1: the vapor pressure of the solvent (with solute), p^o_1 : vapor pressure of the pure solvent x_1: mole fraction of solvent, x_2 = mole fraction of solute,

ما النا بالاشتقاق بس خذ المعادلة النهائية

• يمكن تحديد تغير ضغط البخار بعد إضافة مذاب غير متطاير إلى مذيب بتطبيق قانون راؤول.

P: ضغط بخار المذيب (مع المذاب)، p°, : ضغط بخار المذيب النقي، X: الكسر المولي للمذيب، x, = الكسر المولي للمذاب،

Colligative Properties of Solutions

Lowering of vapor pressure: Example

What is the relative vapor pressure lowering for a solution containing 171.2 g of sucrose (MW = 342.3) in 1000 g of water (MW = 18.02)?

$\Delta P/ P_1^\circ = n_2 / (n_1 + n_2)$

n = m/MW

Moles of water = $n_1 = m_1/MWt_1 = 1000/18.02 = 55.5$

Moles of sucrose = $n_2 = m_2/MWt_2 = 171.2/342.3 = 0.5$

$\Delta P/ P_1^\circ = n_2 / (n_1 + n_2) = 0.5/(55.5 + 0.5) = 0.0089$

The vapor pressure of this solution has been lowered 0.89% by sucrose

Colligative Properties of Solutions

Boiling Point Elevation

- **Normal Boiling Point:** is the temperature at which the vapor pressure (P) of the liquid becomes equal to the atmospheric pressure. 1atm
- Presence of solute particles lower the vapor pressure of the solution (we need to increase temperature to increase p to make it boil).
- The boiling point of a solution (T) is higher than that of the pure solvent alone (T°)

درجة الغليان العادية: هي درجة الحرارة التي يتساوى عندها ضغط بخار السائل (P) مع الضغط الجوي.

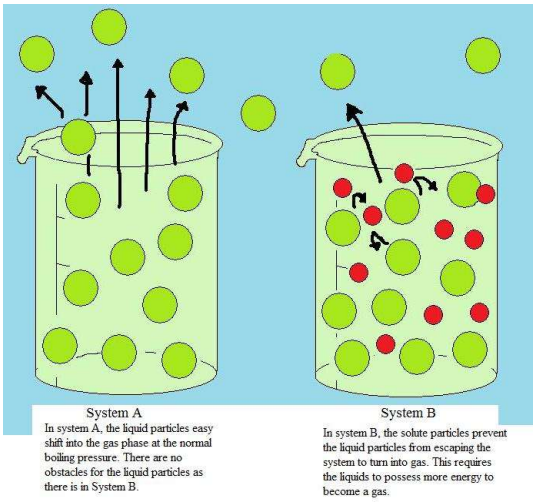
يؤدي وجود جزيئات المذاب إلى خفض ضغط بخار المحلول (نحتاج إلى رفع درجة الحرارة لرفع الضغط P حتى يغلي).

درجة غليان المحلول (T) أعلى من درجة غليان المذيب النقي (T°).

بما انه قل الضغط البخاري بسبب الحاجز اللي عامله المذاب فبالتالي بحتاج حراره اعلى عشان المحلول يغلي

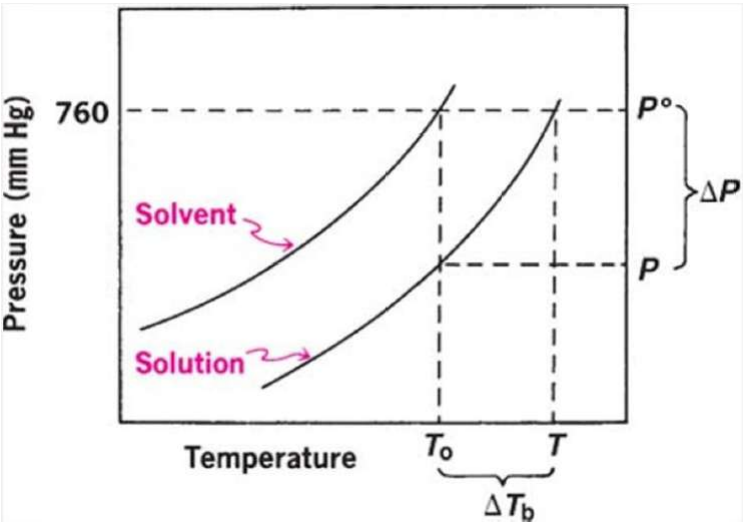
Colligative Properties of Solutions

Boiling Point Elevation



في النظام أ، تتحول جزيئات السائل بسهولة إلى الحالة الغازية عند ضغط الغليان العادي. لا توجد عوائق أمام جزيئات السائل كما هو الحال في النظام ب.

في النظام ب، تمنع جزيئات السائل جزيئات السائل من الهروب من النظام والتحول إلى غاز. يتطلب هذا من السوائل امتلاك طاقة أكبر لتصبح غازًا.



Boiling point elevation of solvent due to the addition of a solute

ارتفاع درجة غليان المذيب نتيجة إضافة مذاب

نفس الفكره انه هون ال pure لما ذوبنا فيه solvent وصار solution بنلاحظ انه صار بدنا درجه حراره اعلى لحتى يوصل لدرجه الغليان

Colligative Properties of Solutions

Boiling Point Elevation

- The boiling point elevation, ΔT_b is estimated by this equation.

• يُقدَّر ارتفاع درجة الغليان، ΔT، بهذه المعادلة.

$$\Delta T_b = K_b\, m$$
$$T - T_0 = \Delta T_b$$

- $\mathbf{K_b}$: molal elevation constant (ebullioscopic constant)
- **m**: molality

Colligative Properties of Solutions

Boiling Point Elevation: Example

An aqueous solution of a drug gave a boiling point elevation of 0.103 °C. Approximate Kb (ebullioscopic constant) for the solvent, water is 0.515 deg.kg/mol.

a. What is the molality of the drug?

b. If the M.wt of the drug is 185, what is the concentration in % w/w?

$\Delta T_b = K_b\, m$

$m = \Delta T_b / K_b$

$= 0.103 / 0.515 = 0.2 \text{ mol kg}^{-1} = 0.0002 \text{ mol g}^{-1}$

% w/w = m × M.wt

$= 0.0002 \times 185$

$= 0.037 \text{ g / g} = 3.7 \text{ g / 100 g} = 3.7 \text{ \% w/w}$

Colligative Properties of Solutions

Depression of the Freezing Point

- Solute particles will lower the freezing point of the solution
- The freezing point of pure water is 0°C, but freezing point of aqueous solutions is lower
- Applications:
  - Anti-freeze solution (ethylene glycol)
  - Addition of salt to icy roads to melt the ice
- Solute interferes with ice crystal formation (ordered structure).
- Solute causing disorder (random state) preventing pure solvent to ice at 0°C and staying melted.

• جزيئات المذاب تخفض درجة تجمد المحلول.

درجة تجمد الماء النقي هي 0 درجة مئوية، لكن درجة تجمد المحاليل المائية أقل.

• التطبيقات:
- محلول مضاد للتجمد (إيثيلين جليكول)
- إضافة الملح إلى الطرق الجليدية لإذابة الجليد

يتداخل المذاب مع تكوين بلورات الجليد (بنية منتظمة).

يسبب المذاب اضطرابًا (حالة عشوائية) يمنع المذيب النقي من التحول إلى جليد عند 0 درجة مئوية ويبقيه ذائبًا.

Colligative Properties of Solutions

Depression of the Freezing Point

- The lowering of the freezing point of a solution is directly proportional to the molar concentraton of the solute (i.e. number of particles in solution, (molecules or ions).

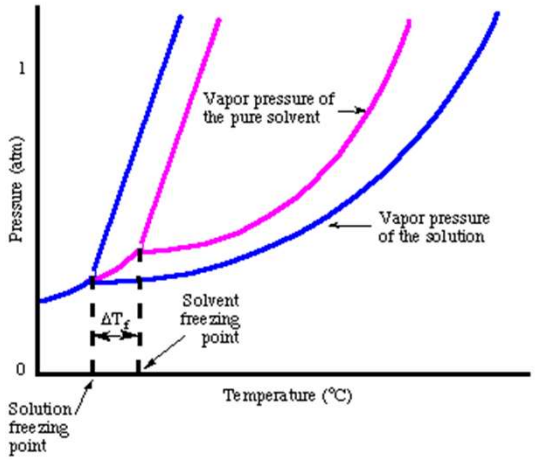
$$\Delta T_f = K_f m$$

- ΔT_f: Freezing point depression
- K_f: Cryoscopic constant
- m: molality of solution

• يتناسب انخفاض درجة تجمد المحلول طرديًا مع التركيز المولي للمذاب (أي عدد الجزيئات في المحلول، سواء كانت جزيئات أو أيونات).

Colligative Properties of Solutions

Depression of the Freezing Point



اي نقطه على الخط تمثل درجه الحراره عند ضغط بخاري معين سواء كنا نحكي عن المذيب او المحلول

بنلاحظ انه المحلول اقل من المذيب لحاله

نقطه التقاطع اللي بينفصل عنها المنحنى الى منحنيان هي التي تمثل درجه التجمد سواء تكلمنا عن المذيب او عن المحلول

طبعا اذا بدي اجي اخذ الفرق بين هذول النقطتين رح يعطيني قيمه الانخفاض بدرجه التجمد

وهي طبعا المذيب ناقص المحلول

Colligative Properties of Solutions

Depression of the Freezing Point: Example

What is the freezing point of a solution comprising 3.42 g of sucrose (MW = 342) and 500 g of water? Take kf to be 1.86 (°C kg mol-1)

$\Delta T_f = K_f\, m$

m = molality of sucrose

$$= \frac{\text{no. of mole}}{\text{Wt}_{\text{solvent}}} = \frac{\text{Wt/MW}}{\text{Wt}_{\text{solvent}}} = \frac{3.42/342}{0.5} = 0.02 \text{ mol kg}^{-1}$$

$\Delta T_f = K_f\, m = 1.86 \times 0.02 = 0.037$ °C (i.e. ΔT_f, freezing point depression)

Hence, the freezing point of this solution is –0.037 °C as (pure water $T_f = 0$ °C)

This solution will stay melted at temp of 0 °C

Colligative Properties of Solutions

Osmotic pressure

- Whenever a solution is separated from a solvent by a membrane that is permeable only to solvent molecules (referred to as a *semipermeable membrane*), there is a passage of solvent across the membrane into the solution.
- This is the phenomenon of *osmosis*.
- If the solution is totally confined by a semipermeable membrane and immersed in the solvent, then a pressure differential develops across the membrane, which is referred to as the *osmotic pressure*.

• عندما يُفصل محلول عن مذيب بواسطة غشاء شبه منفذ لجزيئات المذيب فقط، يمر المذيب عبر الغشاء إلى المحلول.

• هذه هي ظاهرة التناضح.

• إذا كان المحلول محصورًا تمامًا بغشاء شبه نفاذ ومغمورًا في المذيب، فسيتولد فرق في الضغط عبر الغشاء، يُشار إليه بالضغط الأسموزي.

Colligative Properties of Solutions

Osmotic pressure

- Osmotic pressure is determined by the total number of particles in the solution, regardless of chemical nature
- Van't Hoff recognized a proportionality between osmotic pressure concentration and temperature and suggested a relationship that corresponds to an ideal gas:

$\pi v = n R T \quad \Rightarrow$ **Van't Hoff equation:** $\boxed{\pi = c R T}$

π: Osmotic pressure in atmospheres

c: molarity of solution

R: Gas constsant (0.082 L.atm/mol.deg)

T: Absolute temperature

يحدد الضغط الأسموزي بعدد الجزيئات الكلي في المحلول، بغض النظر عن طبيعتها الكيميائية.

• لاحظ فان هوف وجود تناسب بين الضغط الأسموزي والتركيز ودرجة الحرارة، واقترح علاقة تتوافق مع الغاز المثالي:

Colligative Properties of Solutions

Osmotic pressure

- Morse and others have shown that when the concetration is expressed in molality rather than in molarity, the results compare more nearly with the experimental findings:

Morse equation: $\boxed{\pi = m R T}$

π: Osmotic pressure in atmospheres

m: molality of solution

R: Gas constsant (0.082 L.atm/mol.deg)

T: Absolute temperature

أظهر مورس وآخرون أنه عند التعبير عن التركيز بالمولالية بدلاً من المولارية، تكون النتائج أقرب إلى النتائج التجريبية:

Colligative Properties of Solutions

Osmotic pressure: Example

One gram of sucrose, molecular weight 342, is dissolved in 1000 gm of solution at 25° C. What is the osmotic pressure in the solution?

Answer

Number of moles of sucrose = Wt/M.wt = 1/342 = 0.0029

Molality = number of moles/kg = 0.0029/1kg =2.9×10^{-3} m

$\pi = mRT$

T = 273+25 = 298 K

$\pi = 2.9 \times 10^{-3} \times 0.082 \times 298 = 7.08 \times 10^{-2}$ atm

Molecular weight determination

- The colligative properties can be used to calculate molecular weights of non-electrolytes present as solutes.

• يمكن استخدام الخصائص التجميعية لحساب الأوزان الجزيئية للمواد غير الإلكتروليتية الموجودة كمذابات.

تحديد الوزن الجزيئي عن طريق ارتفاع نقطة الغليان

Determination of molecular weight by boiling point elevation

$\Delta T_b = K_b m$ → $m = \frac{w_2/M_2}{w_1} \times 1000 = \frac{1000 w_2}{w_1 M_2}$

$\Delta T_b = K_b \frac{1000 w_2}{w_1 M_2}$ ← $M_2 = K_b \frac{1000 w_2}{w_1 \Delta T_b}$

W_2 = weight of solute, W_1 = weight of solvent, M_2 = molecular weight of solute

مع العلم انه ال boiling
100 لل ماء هي boint

وبعطيك Kb

Molecular weight determination

EXAMPLE - Determination of the Molecular Weight of Sucrose by Boiling Point Elevation

A solution containing 10.0 g of sucrose dissolved in 100 g of water has a boiling point of 100.149°C. What is the molecular weight of sucrose?

We write

M = (0.51 × 1000 × 10.0) / (100 × 0.149)

= 342 g/mole

Molecular weight determination

- **Determination of molecular weight by freezing point depression**

$$M_2 = K_f \frac{1000 w_2}{\Delta T_f w_1}$$

EXAMPLE - Calculating Molecular Weight Using Freezing Point Depression

The freezing point depression of a solution of 2.000 g of 1,3-dinitrobenzene in 100.0 g of benzene was determined by the equilibrium method and was found to be 0.6095°C. Calculate the molecular weight of 1,3-dinitrobenzene.

We write

M = (5.12 × 1000 × 2.000) / (0.6095 × 100.0) = 168.0 g/mole

$$\Delta T_b = k_b\, m$$

$$T_{solu} - T_{solvent} = k_b \frac{\frac{\text{mass solute}}{M.w}}{\text{mass solvent (kg)}}$$

$$100.149 - 100 = 0.51 \frac{10g}{M.w\ (0.1)}$$

$$0.149 = 0.51 \left(\frac{10}{0.1\ M.w}\right)$$

$$M.w = 342.28\ g/mol$$