كلية: الصيدلة	مقرر: الكيمياء الفيزيائية الصيدلانية
الرمز:	مدرس المقرر: د. زكي عجي

تفاعل مزج السوائل
السوائل المزوجة كلياً و المزوجة جزئياً
الخصائص الفيزيائية للمحاليل
تطبيقات ومسائل
حالات المادة

- الترموديناميك يدلنا على إمكانية حدوث التفاعل أو عدم حدوثه تلقائياً. يُمكن أن يحدث التفاعل تلقائياً وفقاً للترموديناميك عندما يكون تغير الطاقة الحرة (جيبس) سالباً $\Delta G<0$.

- عندما تكون ΔG سالبة ⟵ يُمكن أن يحدث التفاعل تلقائياً (تفاعل مزج السوائل) فإذا كانت ΔG موجبة لا يحدث المزج تلقائياً.

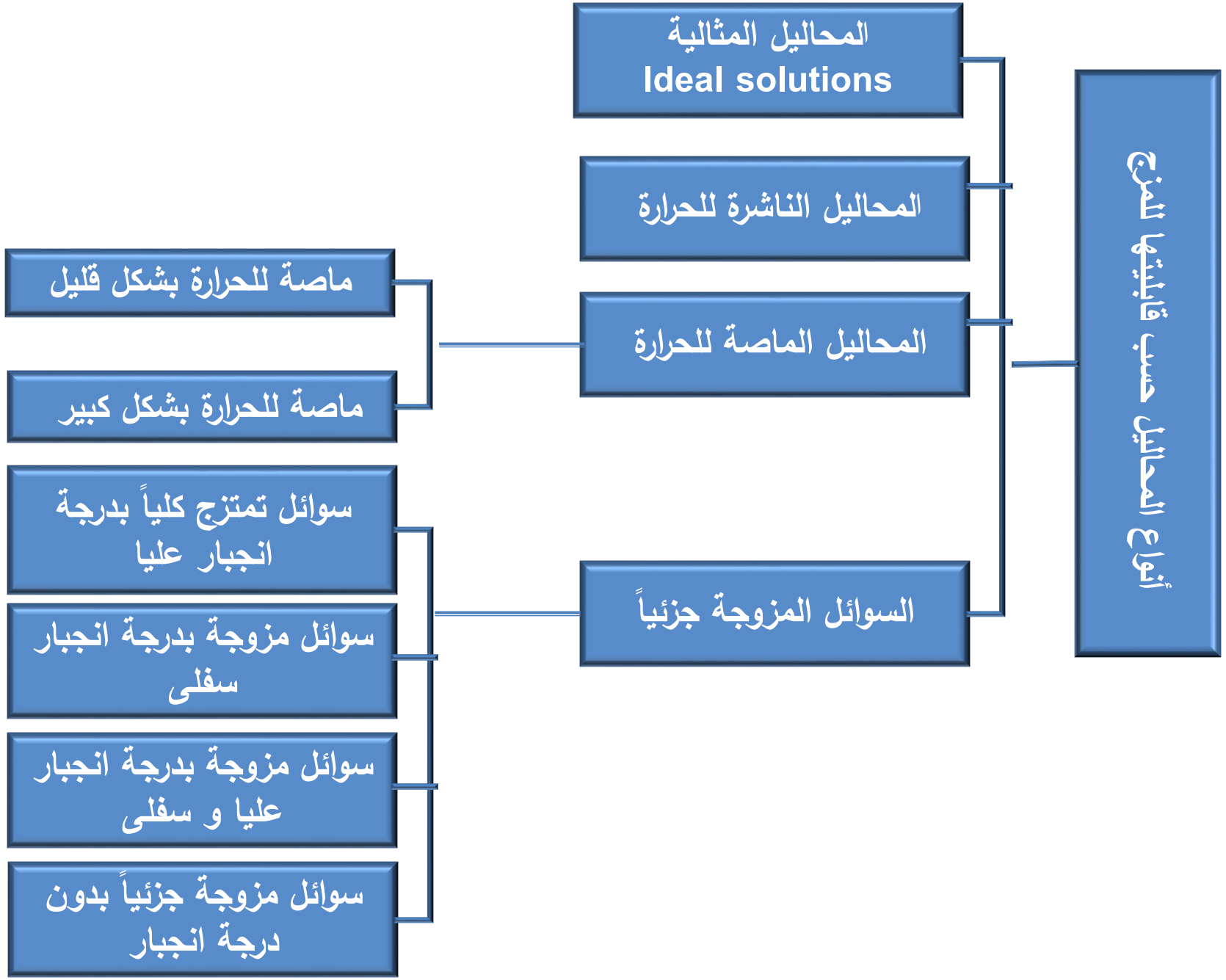
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

- ΔG: طاقة جبس الحرة
- ΔH: تغير الانتالبية (حرارة التفاعل) تدل على أن التفاعل ماص أو ناشر للحرارة)
- T: درجة الحرارة
- ΔS: تغير الانتروبية (مؤشر للعشوائية)

دائما عند المزج يزداد تغير الأنتروبية أي يصبح المقدار ΔS موجباً، لذلك فإنه حسب قيمة ΔH تتحدد قيمة Δ G (سالبة أو موجبة).

The enthalpy of mixing (or heat of mixing or excess enthalpy) is the enthalpy liberated or absorbed from a substance upon mixing.

When a substance or compound is combined with any other substance or compound the enthalpy of mixing is the consequence of the new interactions between the two substances or compounds. This enthalpy if released exothermically can in an extreme case cause an explosion (H_2SO_4).


أنواع المحاليل حسب قابليتها للمزج
المحاليل المثالية
Ideal solutions
المحاليل الناشرة للحرارة
المحاليل الماصة للحرارة
السوائل المزوجة جزئياً
ماصة للحرارة بشكل قليل
ماصة للحرارة بشكل كبير
سوائل تمتزج كلياً بدرجة انجبار عليا
سوائل مزوجة بدرجة انجبار سفلى
سوائل مزوجة بدرجة انجبار عليا و سفلى
سوائل مزوجة جزئياً بدون درجة انجبار

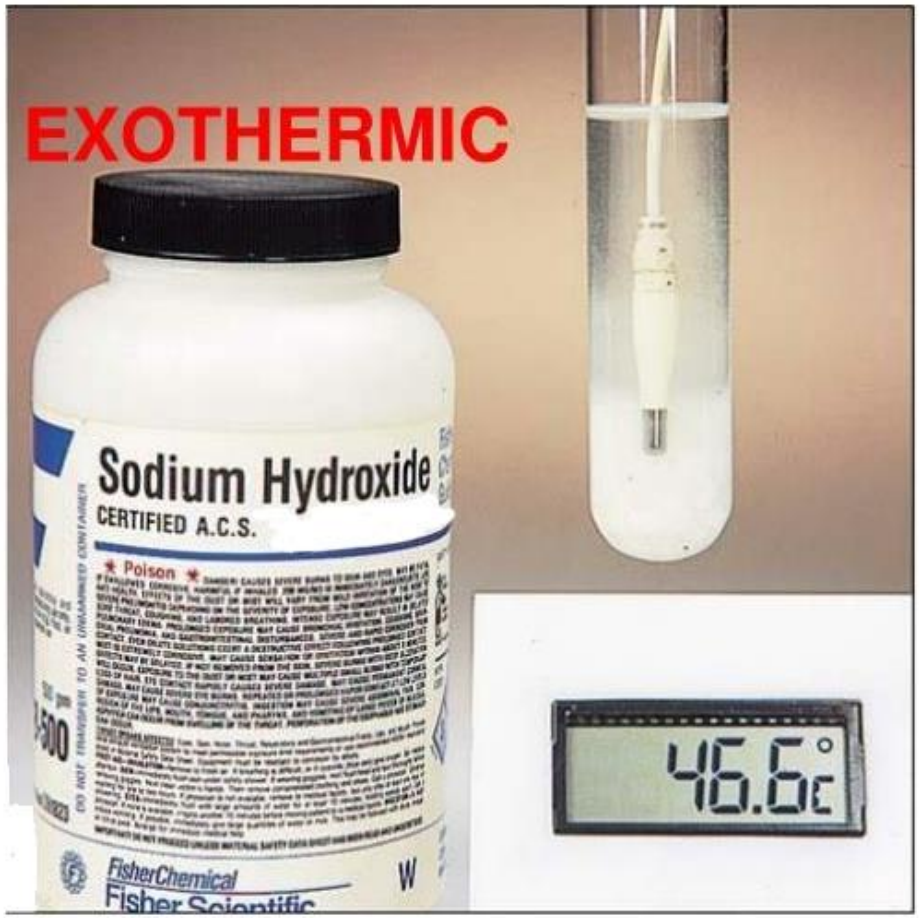
Ideal Solutions المحاليل المثالية

The enthalpy of mixing is zero as is the volume change on mixing by definition. The vapor pressure of the solution obeys Raoult's law, and the activity coefficient of each component (which measures deviation from ideality) is equal to one.

يكون فيها $\Delta H = 0$ (لا تتغير حرارة التفاعل في المحاليل المثالية لأنها لا تنشر ولاتمتص حرارة). وبالتالي يكون $\Delta G < 0$ فهي دائماً قابلة للمزج.

مثال: مزيج من البنزن و التلوين , أو مزيج من 1-بوتانول و 2-بوتانول حيث تكون هذه المزائج قريبة جداً من المثالية.

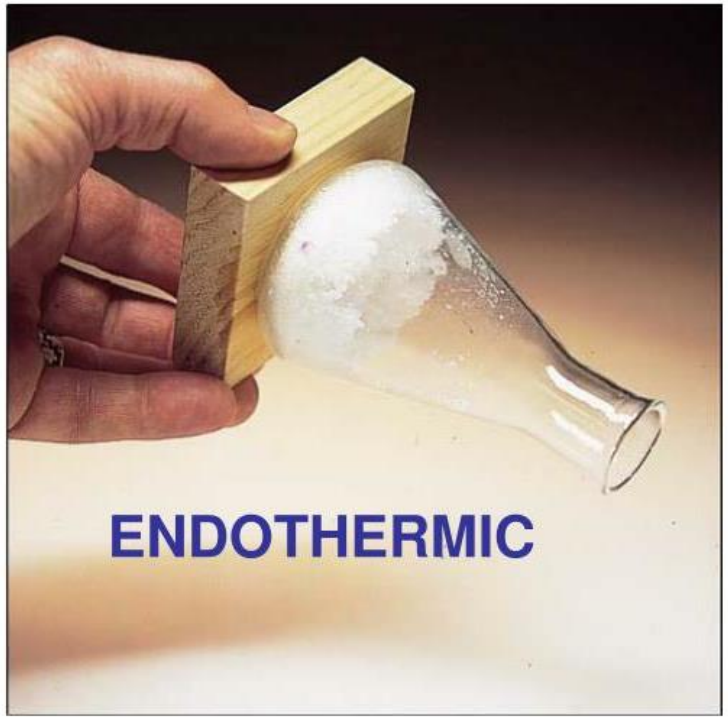
❑ المحاليل الناشرة للحرارة عند المزج:



يكون فيها $\Delta H < 0$

وبالتالي $\Delta G < 0$ فالسوائل التي تكونها دائماً قابلة للمزج بشكل تام.

محاليل ماصة للحرارة:



Why upon mixing do some solutions get cold while other release heat?

❑ محاليل ماصة للحرارة بشكل قليل:

يكون فيه $\Delta H>0$ (وقيمته موجبة قليلة) وبالتالي يكون $\Delta G<0$ و يمكن المزج.

-السوائل السابقة تمتزج بشكل كلي مهما كانت نسبة المحل نسبةً إلى المنحل-

❑ محاليل ماصة للحرارة بشكل كبير:

يكون فيها $\Delta H > 0$ فبالتالي $\Delta G > 0$ فالسوائل التي تكونها لا يمكن أن تمتزج.

مثال: الماء والبترول ((مكونه الأساسي الأوكتان)) من السوائل غير المزوجة حيث تكون الروابط:

- ماء – ماء: روابط هيدروجينية.
- أوكتان – أوكتان: روابط فاندرفالس.
- ماء – أوكتان: تتشكل روابط ضعيفة جداً بالنسبة لروابط فاندرفالس أو الهيدروجينية.

لذلك لمزجها يجب تكسير الروابط القوية للحصول على روابط ضعيفة بين ماء–أوكتان

وهذا يحتاج لطاقة كبيرة فالتفاعل ماص للحرارة بشكل كبير أي ΔH موجبة جداً و $\Delta G > 0$ فالسائلين غير مزوجين.

السوائل المزوجة جزئياً:

هي السوائل التي يمكن أن تمتزج ولكن بنسب معينة، كأن نضع نسبة قليلة من سائل أول مع نسبة كبيرة من سائل ثاني تكون $\Delta G<0$ فيمتزجان، أما لو وضعناها بنسب متقاربة تكون $\Delta G>0$ فلا يحصل امتزاج.

ولكن يمكن لهذه السوائل أن تمتزج بشكل كامل ونميز أربع حالات:

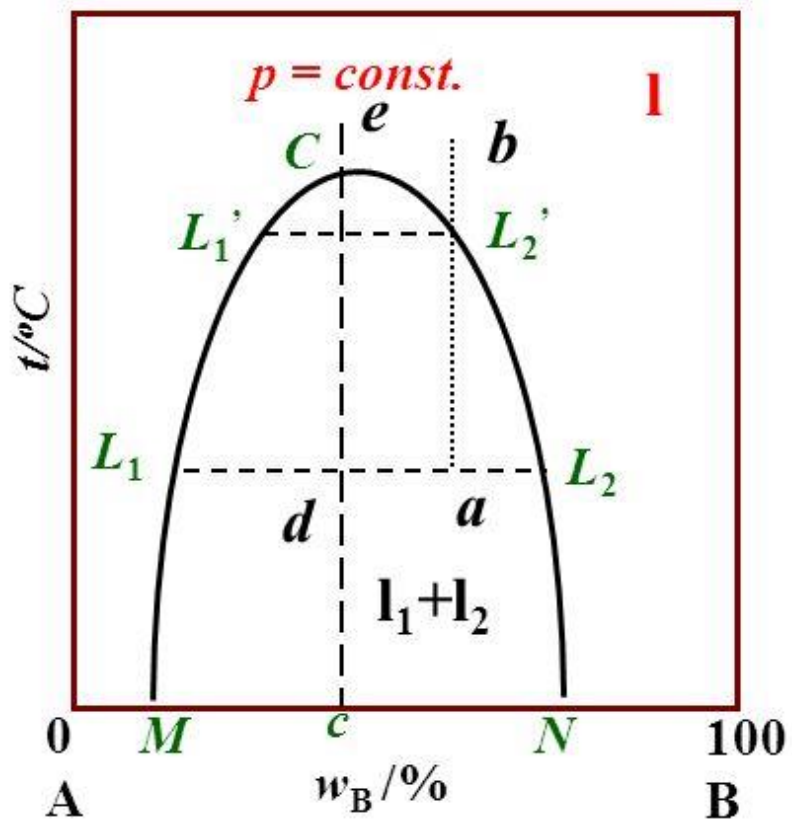
Two-component systems

Critical solution temperature

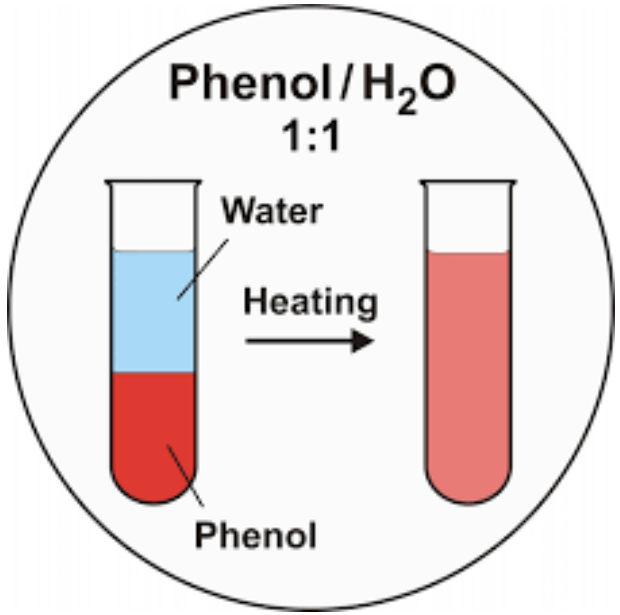
The upper critical solution temperature is the highest temperature at which phase separation occurs.

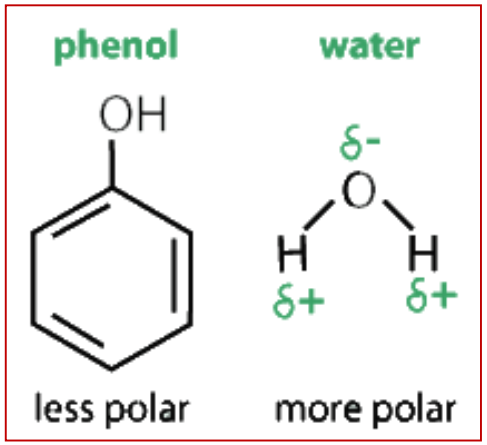
Above the upper critical temperature the two-components are fully miscible.

This temperature exists because the greater thermal motion overcomes any potential energy advantages in molecules of one type being close together.



1. سوائل تمتزج كلياً بدرجة انجبار عليا:



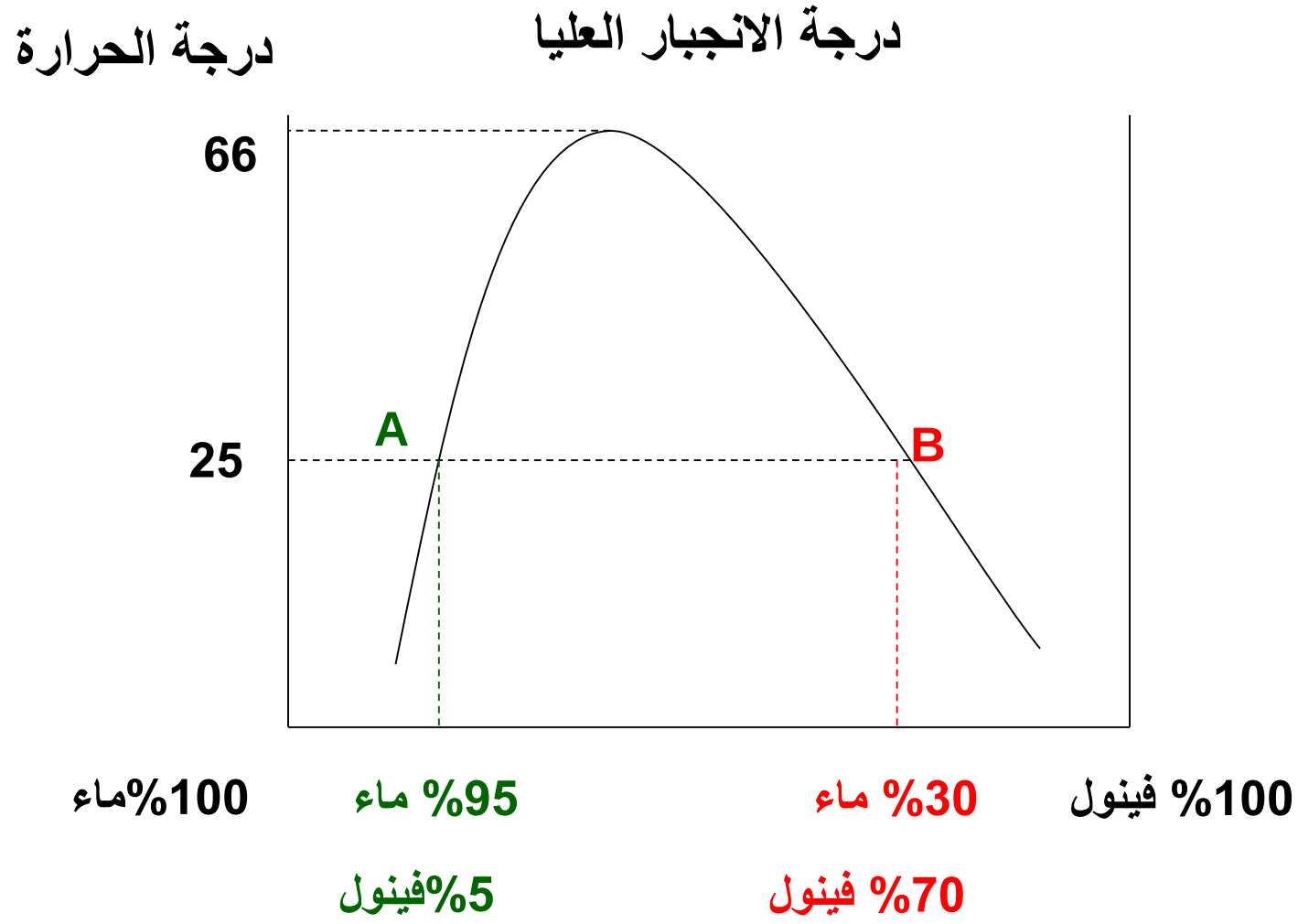


مثلاً: مزيج الماء مع الفينول.

نلاحظ من المخطط عند مزج السائلين في الدرجة C° 25 : يتشكل طبقة مائية وطبقة فينولية، تحوي الطبقة المائية A قليل من الفينول (95% ماء، 5% فينول) وتحوي الطبقة الفينولية B قليل من الماء (30% ماء ، 70% فينول) ⇦ أي أن السائلين مزوجين جزئياً.

عند رفع درجة حرارة مزيج من الماء والفينول إلى درجة C° 66 بحيث تصبح $\Delta G<0$ نلاحظ امتزاج المادتين بشكل كامل وتدعى هذه الدرجة بدرجة الانجبار العليا وهذا يعني أن أي درجة تحت 66°C يكون لدينا طبقتين (مزوجة جزئياً)

ملاحظة: نستطيع من المخطط معرفة عدد الطبقات لدينا كل من السائلين فيها وذلك باختيار درجة الحرارة ونلاحظ تقاطعها مع المنحني ونسقط على محور x فنعرف نونسبةسبة a و b.



The concentration of phenol and water at which this occurs is 11% by weight of phenol in water. At 68.5ºC, this is the upper consulate temperature which is the maximum temperature at which the two-phase region exists.

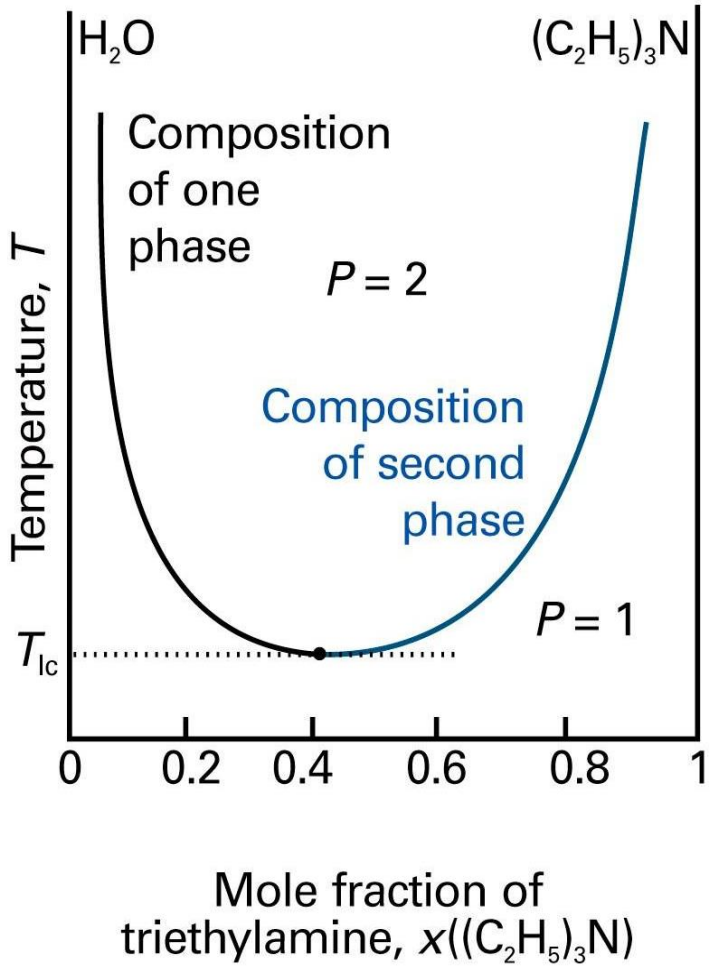
2. سوائل مزوجة بدرجة انجبار سفلى (حالة استثنائية):

بعض السوائل **لا تمتزج بشكل كامل** بدرجات حرارة عليا وإنما تمتزج بالتبريد وتدعى درجة الحرارة التي تمتزج عندها بـ **درجة الانجبار السفلى (LCST)**.

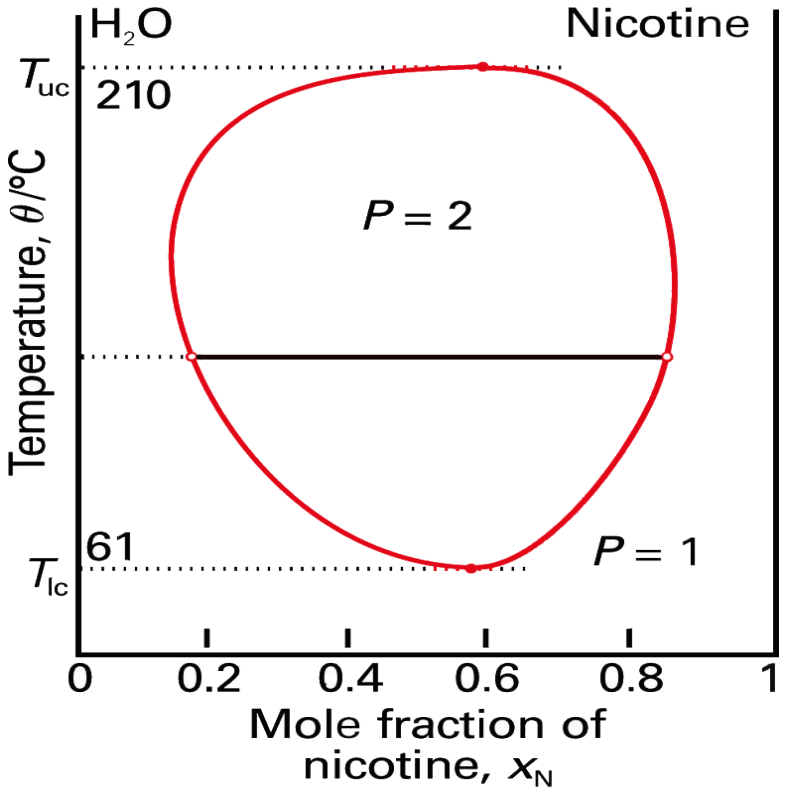
مثلاً: مزيج الماء وتري إيتيل أمين:

درجة الانجبار السفلى لهذا المزيج هي 18,5°C تحت هذه الدرجة يمتزجان (طور واحد) وفوق هذه الدرجة يبدي المحلول طبقتان (يمتزجان جزئياً).

لأنه في درجة الانجبار السفلى يتشكل روابط أقوى بين الماء وتري إيتيل أمين مما يسبب المزج.



3. سوائل مزوجة بدرجتي انجبار عليا وسفلى:



مثلاً: الماء والنيكوتين:

درجة الانجبار العليا (UCST) 210 °C وما فوقها يحصل مزج كامل وتحتها لا يحصل.

درجة الانجبار الدنيا(LCST) 61 °C وما تحتها يحصل مزج كامل وفوقها لا يحصل.

أي أن في الدرجات الحرارة الأعلى من 61°C و الأخفض من 210 °C يكون الماء والنيكوتين مزوجين جزئياً.(يتشكل طبقتين: طبقة من الماء تحوي قليل من النيكوتين وطبقة من النيكوتين تحوي قليل من الماء).

4. سوائل مزوجة جزئياً بدون درجة انجبار:

حيث أنه بأي درجة حرارة يمتزجان مع بعضهما بشكل جزئي (لا يمكن أبداً أن يمتزجا كلياً).

مثلاً: الماء وإيتل الإيتر بأي درجة حرارة يمتزجان مع بعضهما بنسب معينة.

Diethyl ether is a common laboratory aprotic solvent. It has limited solubility in water (6.05 g/100 ml at 25 °C) and dissolves 1.5 g/100 g (1.0 g/100 ml) water at 25 °C.

Water is **polar** in nature while **Ether** is **non-polar**. Ethers are very slightly **soluble in water** at around 6.8g/100g. This is due to the presence of oxygen in ethers which interact with hydrogen in **water** to produce H-bonding to make it slightly **soluble**. ... However, dimethyl **ether** is **not** at all **soluble in water**.

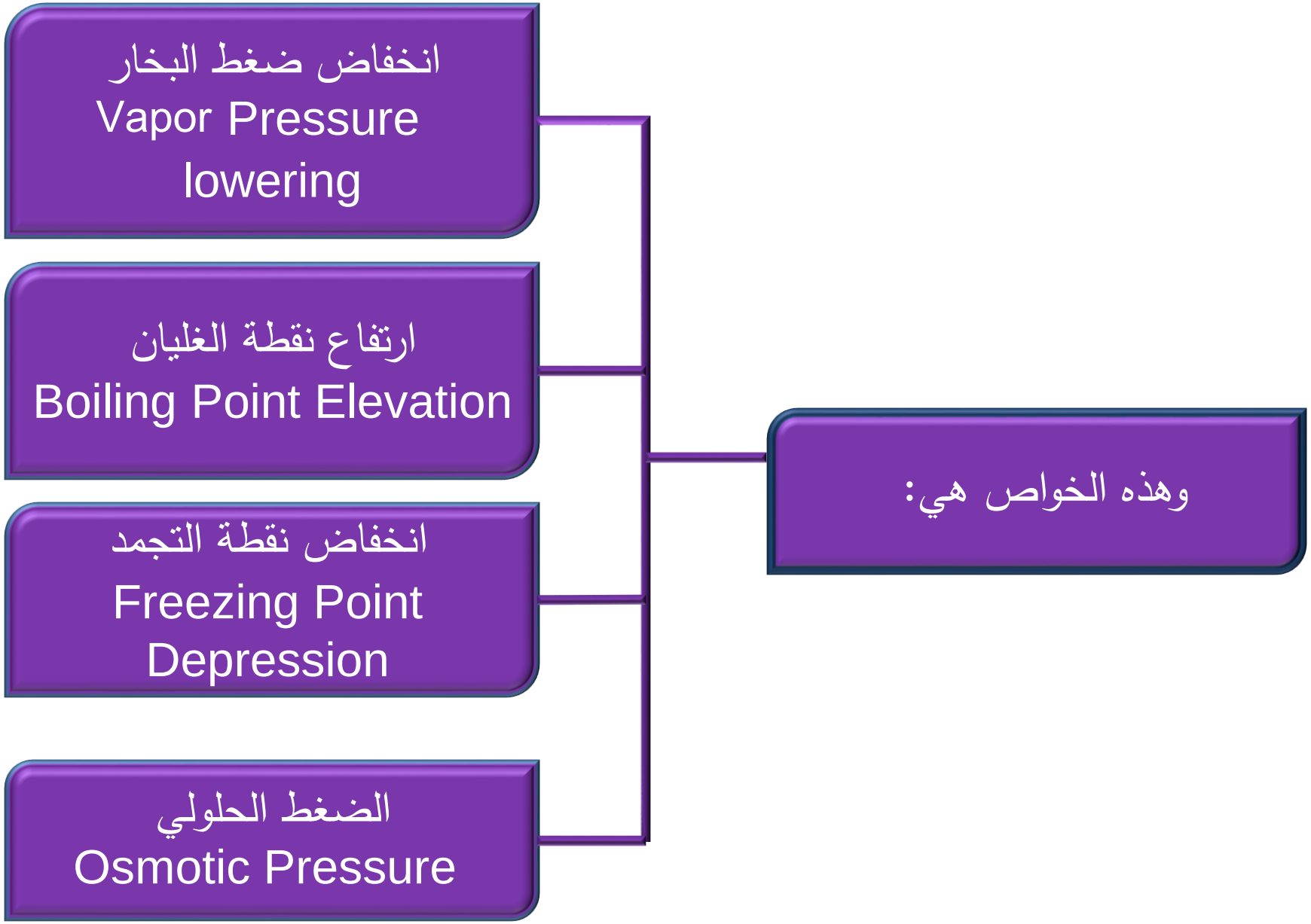
الخواص الفيزيائية للمحاليل

Physical Properties Of Solutions

Colligative Properties (CP)

هي خواص موّحدة (مجمعة) Colligative تشترك بصفة واحدة وهي على ارتباط وثيق بتركيز المادة المنحلة، أي تتغير بتغير تركيز المادة المنحلة.

المواد المنحلة تكون مواد صلبة منحلة غير طيارة مثل التي في المحاليل الصيدلانية.


وهذه الخواص هي:
انخفاض ضغط البخار
Vapor Pressure lowering
ارتفاع نقطة الغليان
Boiling Point Elevation
انخفاض نقطة التجمد
Freezing Point Depression
الضغط الحلولي
Osmotic Pressure

تذكرة : إن أغلب المحاليل التي ندرسها هي محاليل مائية. الماء كمحل نقي ضغطه البخاري يساوي 23.7mmHg بدرجة حرارة الغرفة ونقطة غليانه 100°C ونقطة تجمده 0 °C أما الضغط الحلولي له يساوي الصفر.

Vapor Pressure Lowering انخفاض ضغط البخار

عند مزج أي مادتين فإن ضغط بخار المحل سوف ينخفض عمّا كان قبل المزج.

مثال: ضغط بخار الماء وهو نقي 23.77 ملم زئبقي (بدرجة حرارة الغرفة 25°C) وعند حل (مزج) أي مادة فيه سوف ينخفض ضغط بخاره عن 23.77 ملم زئبقي.

ونستنتج من ذلك أن ضغط بخار الماء يكون أعلى عندما يكون نقي وفي حال احتواء الماء على أي مادة فيه سوف ينخفض ضغط بخاره. ونفسر ذلك حسب قانون راؤول (بما أننا اعتبرنا أن المحاليل ممددة فيمكن اعتبارها محاليل مثالية ونستطيع تطبيق قانون راؤول عليها):

$$P_1 = P^\circ_1 \times X_1$$

- P_1: ضغط بخار الماء فوق المحلول
- P°_1: ضغط بخار الماء النقي
- X_1: الكسر المولي للماء في المحلول

نعلم أن :

- $X_1 + X_2 = 1$ أي أن الكسر المولي للماء في المحلول + الكسر المولي للمادة المنحلة = 1.
- ويكون $X_1 = 1 - X_2$ أي الكسر المولي للماء في المحلول هو دوماً أصغر من الواحد.
- ومنه يكون $P_1 < P^o_1$ أي ضغط بخار الماء النقي دوماً أعلى من ضغطه فوق المحلول.

تصبح لدينا علاقة راؤول بالشكل التالي :

$$P_1 = P°_1 (1 - X_2)$$

$$P_1 = P°_1 - P°_1 X_2$$

$$\Delta P = P°_1 - P_1 = P°_1 X_2$$

(التغير في ضغط البخار)

وهذا يعني أن التغير في ضغط البخار (انخفاض ضغط البخار) له علاقة بـ X_2 أي

كلما زاد تركيز المادة المنحلة كلما كان الانخفاض في ضغط البخار أكبر .

تطبيقاته في مجال الصيدلة :

إن انخفاض ضغط البخار من الصفات الفيزيائية الهامة جداً ولكن تطبيقاتها قليلة لأن قياس ضغط البخار بالمخبر أمر غير سهل ولكن التطبيق الأهم هو القدرة على حساب الوزن الجزيئي للجزيئات الكبيرة كالبروتينات ...كيف؟

إن الوزن الجزيئي للمادة المنحلة هو أحد أطراف القانون فإذا كانت المادة مجهولة نقيس ضغط بخار الماء ونحل فيه كمية معلومة من المادة المجهولة ونحسب كمية الانخفاض بالضغط ونحصل على الوزن الجزيئي وبالتالي نكشف المادة.

كيفية حساب الكسر المولي:

$$\Delta P/P^{\circ} = (WB/\ MB)\ /\ \{(WB\ /\ MB) + (WA\ /\ MA)\}$$

$$\frac{\Delta P}{P^{o}} = \frac{\frac{W_B}{M_B}}{\frac{W_B}{M_B} + \frac{W_A}{M_A}}$$

حيث:

كتلة المادة المحلة: W_A

كتلة المادة المنحلة : W_B

الوزن الجزيئي للمادة المحلة: M_A

الوزن الجزيئي للمادة المنحلة: M_B

توضيح:

$$\text{الكسر المولي للمادة المنحلة} = \frac{\text{عدد مولات المادة المنحلة}}{\text{عدد مولات الكلي للمحلول}}$$

عدد المولات الكلي = عدد مولات المادة المنحلة A + عدد مولات المادة المحلة B

$$\text{عدد مولات المادة المنحلة} = \frac{\text{كمية المادة المنحلة}}{\text{الوزن الجزيئي للمادة المنحلة}} = \frac{W_B}{M_B}$$

$$\text{عدد مولات المادة المحلة} = \frac{\text{كمية المادة المحلة}}{\text{الوزن الجزيئي للمادة المحلة}} = \frac{W_A}{M_A}$$

مثلاً : إذا كان $\triangle P = 0.5$ المقيس فإن ضغط بخار المحل في حالة المحاليل المائية يساوي $23.77 - 0.5 = 23.27$ atm

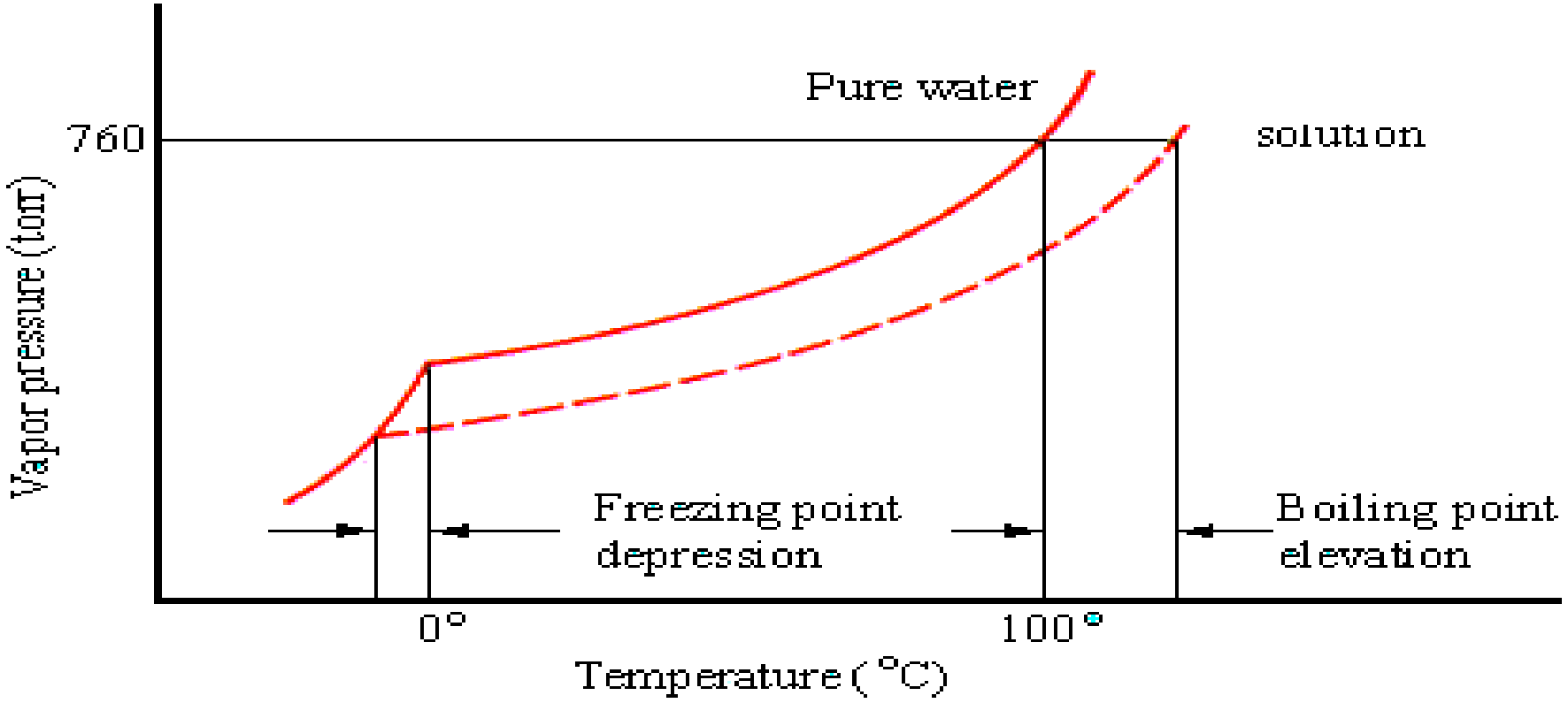
ارتفاع نقطة الغليان Boiling Point Elevation

عند مزج أي مادتين فإن نقطة الغليان للمحل سوف **ترتفع** عمّا كانت قبل المزج، حيث أن نقطة غليان المحلول أعلى من نقطة غليان المحل النقي.

مثال: نقطة غليان الماء والسكر أعلى من نقطة غليان الماء لوحده. ومنه نستنتج أن نقطة غليان الماء أخفض ما يمكن عندما يكون نقي.

Boiling-point elevation describes the phenomenon that the boiling point of a liquid (a solvent) will be higher when another compound is added, meaning that a solution has a higher boiling point than a pure solvent. This happens whenever a non-volatile solute, such as a salt, is added to a pure solvent, such as water

Boiling Point Elevation ارتفاع نقطة الغليان



يُحسب ارتفاع نقطة الغليان:

$$\Delta T_b = k_b \times m$$

التغير في درجة الغليان

تركيز المادة المذابة المولالي

Molal Elevation Constant ثابت الارتفاع المولالي

تذكرة:

التركيز المولالي هو عدد مولات المادة المذابة في كغ من المذيب $\frac{\text{مول}}{\text{كغ}}$

التركيز المولاري هو عدد مولات المادة المذابة في لتر من المذيب $\frac{\text{مول}}{\text{لتر}}$

علل: تطبيقات ارتفاع نقطة الغليان في الصيدلة قليلة.

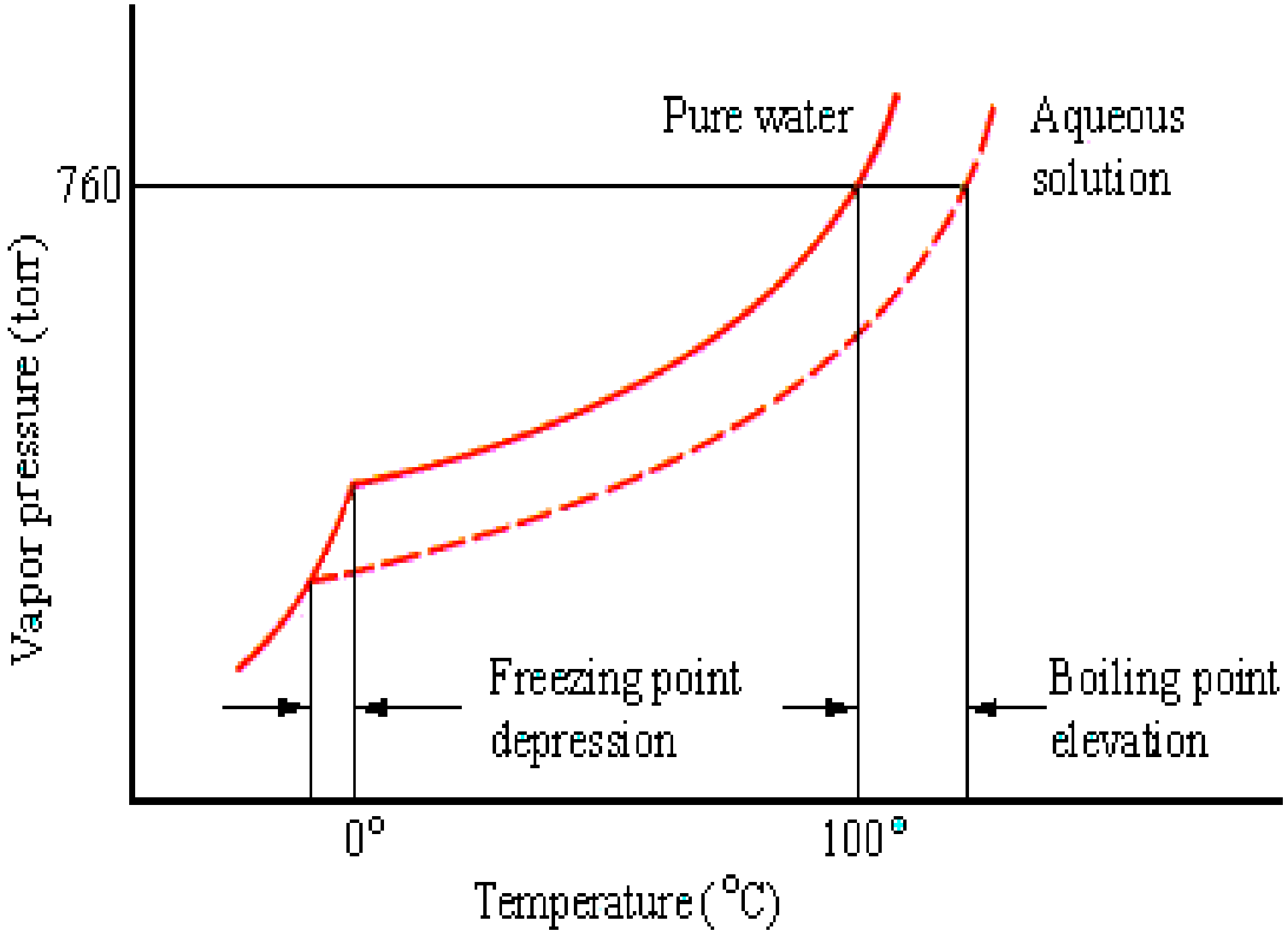
- لأن الارتفاع بنقطة الغليان يكون بسيط إلا في حالة التراكيز المرتفعة.
- ارتفاع نقطة الغليان له علاقة بالضغط الجوي الخارجي .

ملاحظة : عندما نقول في «كغ» وذلك كأننا نقول في لتر بالماء فقط (1 ل = 1كغ)

لأن كثافة الماء= 1 والضغط الحلولي له 0 ، 1= log 10

عند حساب ارتفاع درجة الغليان لمحلول مائي نحسب الـ ΔT_b ونضيفها إلى 100°C.

Freezing Point Depression انخفاض نقطة التجمد



عند مزج أي مادتين فإن نقطة التجمد أي منهما سوف تنخفض عمّا كانت عليه قبل المزج.

لماذا يرش ملح على الثلج ؟

لخفض نقطة تجمده عن الصفر ومنعه من التجمد (حيث يتشكل محلول ملحي نقطة تجمده أقل من الصفر).

كيف يمكن قياس الانخفاض في نقطة التجمد؟؟

يقاس الانخفاض في نقطة التجمد حسب علاقة فان هوف Vant Hoff Equation :

$$\Delta T_f = iK_f \times m$$

حيث:

ΔT : القيمة المطلقة لنقصان نقطة التجمد بالدرجات .

m : التركيز المولالي للمادة المنحلة (عدد المولات / كغ) .

K_f : ثابتة الانخفاض المولية .

i : عامل التشرد إذا كانت المادة ضعيفة التشرد ، و إذا كانت متشردة فهو عدد الشوارد ، ولا وجود له في حال كانت المادة غير متشردة (1).

في المراجع الصيدلانية قاموا باستبدال الحد iK_f بالمصطلح L_{iso} وتصبح العلاقة السابقة بالشكل:

$$\Delta T = L_{iso} \times m$$

قيم L_{iso} تتعلق بعدد الشوارد.

مسألة:

➢ ما هو الانخفاض في نقطة التجمد لمحلول ملحي يحوي من 0.9% من NaCl علماً أن المادة أحادية التكافؤ[1]؟

✓ الحل:

حساب m (التركيز المولالي) : المحلول يحوي NaCl %0.9 أي :

كل 100 مل من المحلول تحوي 0.9 g

كل 1000 مل من المحلول تحوي 9 g

(عدد المولات = كتلة المادة / الكتلة المولية) m = 9/58.5

ΔT_f = 3.4 x (9/58.5) = 0.52℃

وتكون نقطة التجمد تساوي[2]: −0.52 ℃

---

[1] L_{iso} المحلول يحوي بروبيونات الصوديوم = 3,4 وهي تساوي L_{iso} لكلوريد الصوديوم.

[2] لأن المحلول عبارة عن ماء يحوي NaCl 0.9% والانخفاض هو انخفاض نقطة تجمد الماء لاحتوائه على NaClأي بما أن نقطة تجمد الماء هي 0 فبالتالي الانخفاض عنها يكون 0.52- = 0 – 0.52 .

انخفاض نقطة التجمد :

إن المحلول الدوائي الجاهز (الشكل الصيدلاني الدوائي) الواجب أخذه عن طريق قطرة عينية أو بشكل حقن يجب أن تكون نقطة تجمده 0.52- لأنها نقطة تجمد السوائل الحيوية (مصل، دمع).

تمرين 1: مادة دوائية نقطة تجمدها 0.18- أي نقطة تجمد المحلول الدوائي 0.18- أحسب كمية NaCl الواجب إضافتها إلى 100mL من المحلول ليصبح Isotonic.

الحل: لكي يكون المحلول Isotonic يجب أن تكون نقطة تجمده 0.52- أي يجب أن تنخفض درجة تجمد المادة الدوائية المعطاة بمقدار: $0.52-0.18 = 0.34$

فيكون لدينا :

كل 0.9 من NaCl يخفض درجة التجمد بمقدار 0.52

كل X من NaCl يخفض درجة التجمد بمقدار 0.34

$$\Leftarrow \quad X = \frac{0.9 \times (0.52 - T_f)}{0.52}$$

$$X = 0.52 \text{ g} \qquad \Leftarrow X = \frac{0.9 \times (0.52 - 0.18)}{0.52}$$

هام: يتجمد السائل الدمعي والمصل في درجة حرارة 0.52-

الضغط الحلولي للدم والدمع 7.5 atm، ونقطة غليانهما 100.15

عندما يرد السؤال احسب درجة انخفاض نقطة التجمد للمصل أو السائل الدمعي

فهذا يكافئ انخفاض درجة تجمد محلول يحوي 0,9 % NaCl

تطبيقات حساب انخفاض نقطة التجمد في الصيدلة

1. من أكثر الطرق المتبعة لحساب الوزن الجزيئي خاصة للجزيئات الكبيرة كالبروتينات والبوليمرات (المتماثرات البيولوجية).
2. من أجل معرفة كمية NaCl الواجب إضافتها للقطرات العينية أو السوائل الحقنية لمعادلة التوتر (حيث نستمر بإضافة الملح لنصل لمحلول نقطة تجمده 0.52-)، أو نضيف المكافئ من NaCl.
3. طريقة هامة لتحديد نقاوة المواد المستعملة وهويتها: درجة انصهار الأسبرين النقي 132 ℃ ولمعرفة نقاوة الأسبرين المستعمل نمزجه مع الأسبرين النقي فإذا كانت درجة الانصهار 132 ℃ فيكون الأسبرين المستعمل نقياً أما إذا كانت درجة انصهاره أخفض فإن ذلك يعني أن الأسبرين يحتوي على شوائب (درجة التجمد حساسة جداً للشوائب لذلك يمكن أن نحدد بواسطتها نقاوة المادة).

الضغط الحلولي Osmotic Pressure

هو الضغط الناتج عن ظاهرة الحلول، osmosis: هو انتقال جزيئات المحل عبر غشاء نصف نفوذ (يسمح لجزيئات المحل بالمرور ولا يسمح لجزيئات المادة المنحلة بالمرور) من التركيز المنخفض إلى التركيز المرتفع ليعدل التركيز على جانبي الغشاء .

عندما يكون الضغط الحلولي على جانبي الغشاء متساوي (متوازن) تسمى عندئذ الحالة بتعادل التوتر Isotonic.

لإعادة جزيئات المحل للطرف الأول نصطلح إلى تطبيق ضغط هذا الضغط المطبق يسمى الضغط الحلولي.

ملاحظة هامة : الضغط الحلولي عملية هامة في الجسم لأن انتقال المواد عبر غشاء الخلية في أغلب الأنسجة الحيوية يتم عن طريق ضغط الحلولي .

حيث أن:

1. الجسم البشري يحوي كمية من السوائل حوالي 60 % من جسم الإنسان ويقوم الضغط الحلولي بالحفاظ على التوازن بين الشوارد والسوائل داخل الجسم.
2. إن أغلب الأغشية الخلوية هي أغشية نصف نفوذة.

تطبيقات الضغط الحلولي في الصيدلة:

حساب الوزن الجزيئي للجزيئات الكبيرة الحجم ،

حساب الضغط الحلولي للأشكال الصيدلانية.

كيف يمكن قياس الضغط الحلولي لمحلول ما ؟

يحسب الضغط الحلولي من علاقة مورس Morse Equation

$$\pi = m \times R \times T$$

- π : الضغط الحلولي
- m : التركيز المولالي
- R : ثابتة الغازات العامة و تساوي 0.082
- T : درجة الحرارة بالكلفن

تذكرة: التركيز المولي $m = \#n / V\ (L)$ ، حيث V الحجم، n عدد مولات المادة المنحلة.

- بالنسبة للمواد المتشردة يصبح القانون:

$$\pi = imRT$$

حيث i : عدد الشوارد المتشكلة .

مسألة:

- ما هو الضغط الحلولي لمحلول يحوي NaCl 0.9 % (هو سائل معادل للتوتر الحلولي في السوائل الحيوية) في درجة حرارة الغرفة 25 ℃ ؟

✓ الحل:

NaCl هي مادة متشردة فنطبق القانون $\pi = imRT$

i: عدد الشوارد ويساوي 2 (لأن NaCl يتكون من شاردتين Na^+ ، Cl^-)

T : درجة الحرارة بالكلفن وتساوي 298

حساب m (التركيز المولي): المحلول يحوي NaCl 0.9% أي

كل 100مل من المحلول تحوي 0.9 g .

كل 1000مل من المحلول تحوي 9 g .

$m = \frac{9}{58.5}$ (قسمنا على الوزن الجزيئي لمعرفة عدد المولات)

نعوض في قانون مورس:

$\pi = 2 \times 9/58.5 \times 0.082 \times (25+273) = 7.5$ atm

القيم الطبيعية لـ collective properties الخاصة بالسوائل الحيوية (الدم + الدمع)

الصفة الفيزيائية	القيم الطبيعية
انخفاض ضغط البخار V_p lowring	ΔP : 0.12 atm at 100°C
ارتفاع نقطة الغليان B_p elevation	ΔT_b : 0.15 (100°C)
انخفاض نقطة التجمد F_p depresson	ΔT_f: 0.52 °
الضغط الحلولي osmotic	π: 7.5 atm
حلولية المصل serum osmolalitiy	290–310 (mOsmol / L)

- إن الحلولية الطبيعية لسوائل الجسم هي 290 – 310 ميلي أوزمول / ل فإذا انخفضت هذه القيمة أو ارتفعت لسبب ما (ضعف، إسهال، تجفاف ... الخ) نضطر لإعطاء السوائل الوريدية في حالات نقص الشوارد وهذه السوائل يجب أن يكون لها حلولية تعادل حلولية السوائل الحيوية، علل ؟

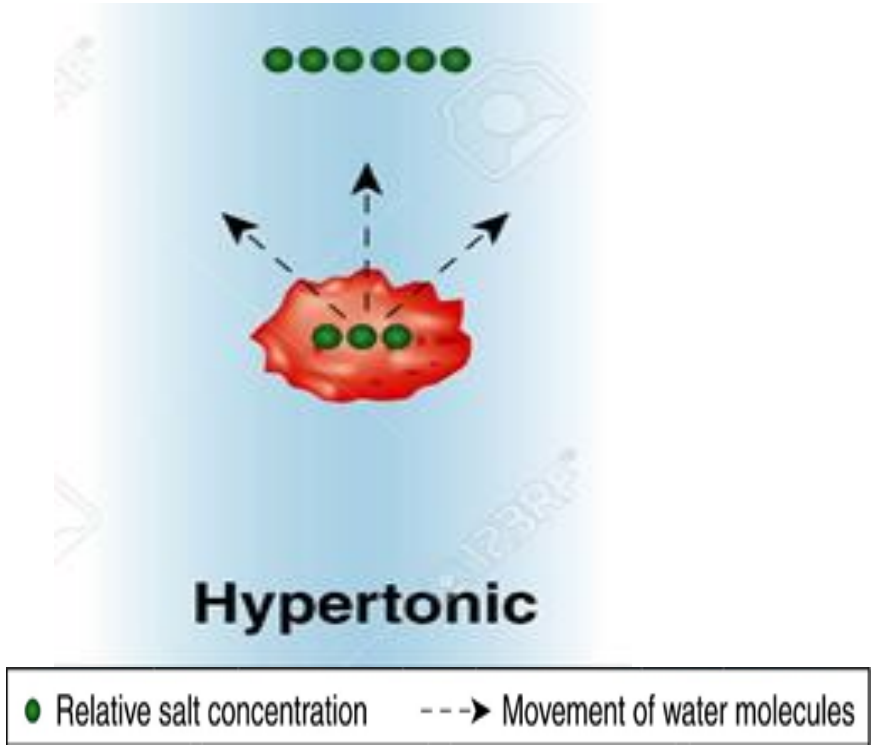
- لأنه إذا تم الحقن بالعضل وكانت حلولية المحلول بعيدة بمقدار بسيط عن الحلولية الطبيعية ينتج لدينا ألم شديد في موضع الحقن أما إذا كانت حلوليته بعيدة كثيراً عن الحلولية الطبيعية يحدث تموّت للأنسجة في مكان الحقن أما إذا كان الحقن داخل الوريد فإن المشكلة أكبر وقد ينتج عنها وفاة المريض.

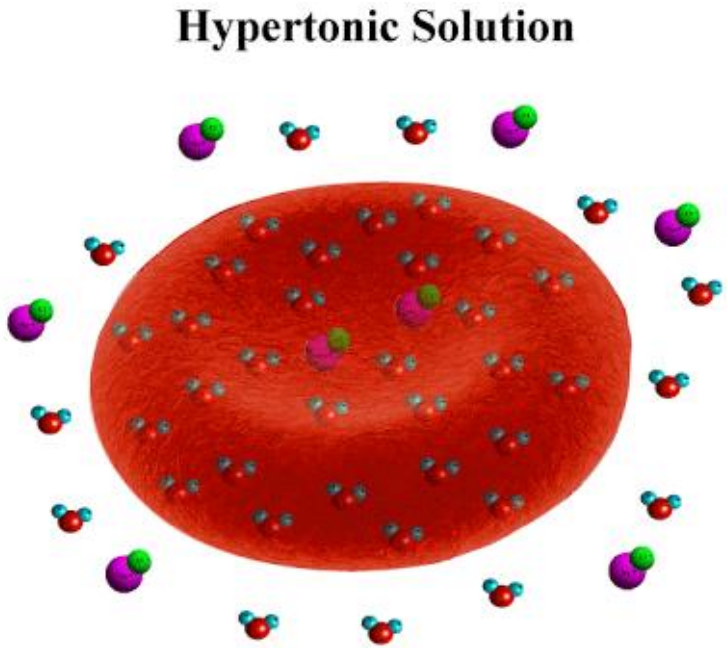
بعض التغيرات الفيزيولوجية التي تحدث للجسم عند ارتفاع أو انخفاض الحلولية عن قيمتها الطبيعية

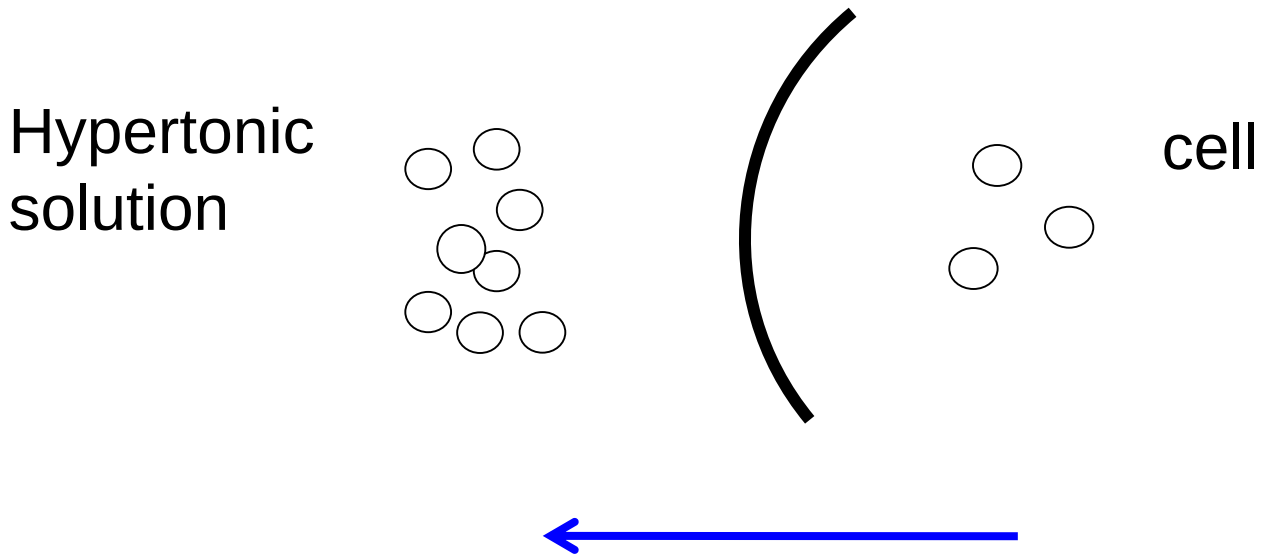
التغيرات الفيزيولوجية	حلولية البلازما (ملي اوزمول)
تغيرات في الجملة العصبية المركزية، دوار	330
(ضعف وهن)	320
طبيعي	310
(ضعف وهن)	250
نوبات مرضية، غيبوبة	233

التوتر الحلولي للسوائل

1. السوائل مرتفعة التركيز Hypertonic Solutions:

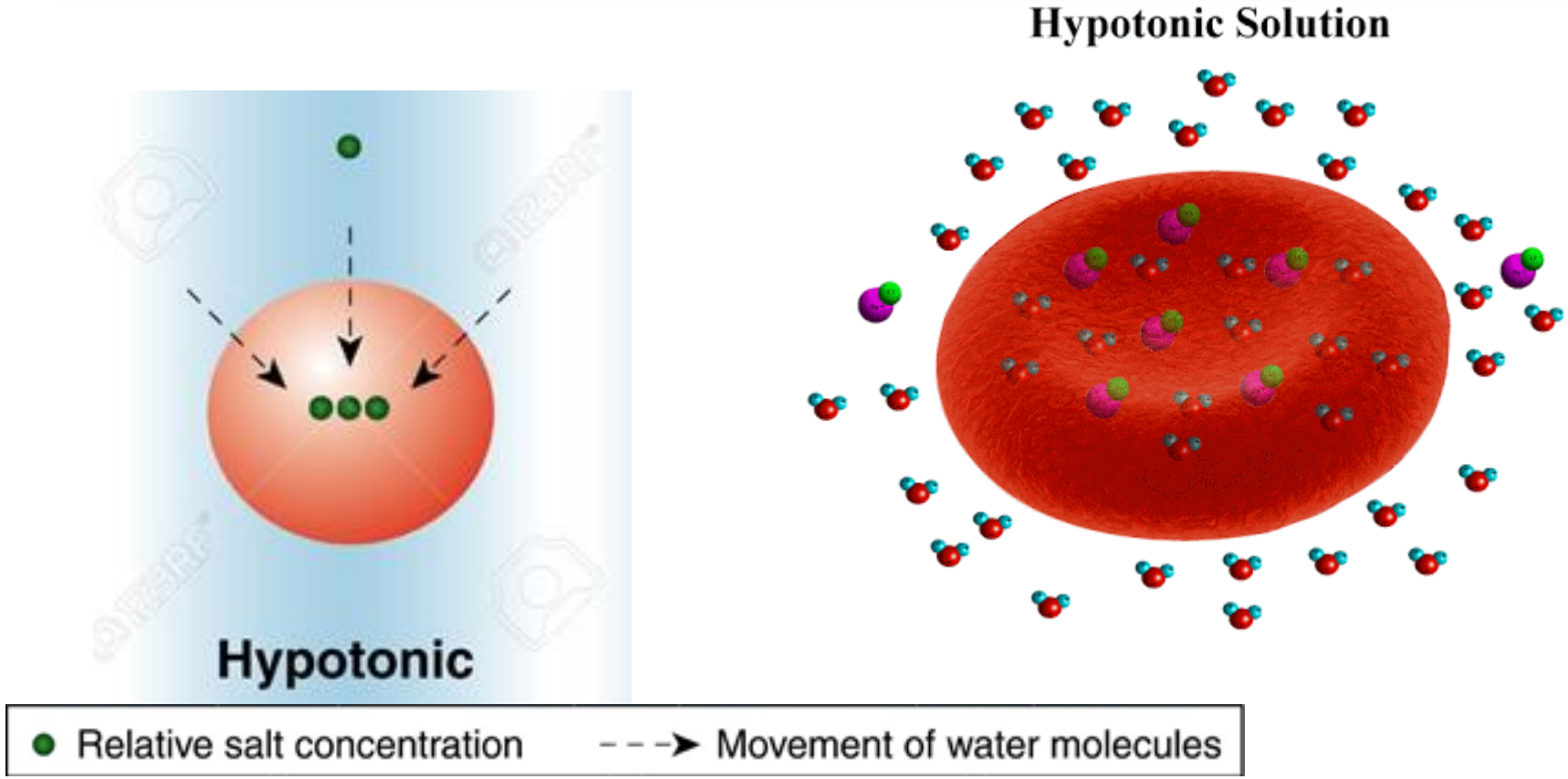




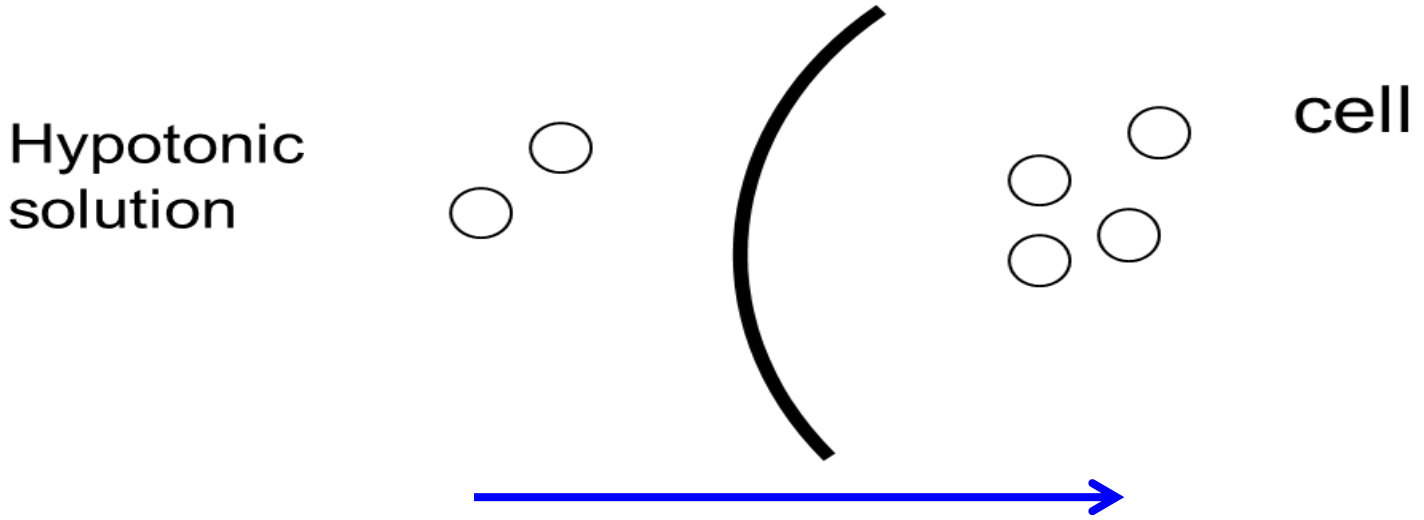


تركيز هذه المحاليل أعلى من تركيز السوائل الحيوية (المصل أو الدمع) فتنتشر جزيئات المحل من الكرية الحمراء مثلاً إلى هذه المحاليل (أي من التركيز المنخفض إلى التركيز المرتفع) وذلك لتعديل التركيز مما يسبب انكماش الخلية فتصبح غير قادرة على أداء وظيفتها.

2. السوائل منخفضة التركيز Hypotonic Solutions :



Hypotonic Solution Definition. A hypotonic solution is a solution that has a lower solute concentration compared to another solution. A solution cannot be hypotonic, isotonic or hypertonic without a solution for comparison. Hypotonic is a description of the solute content of one solution in relation to another solution

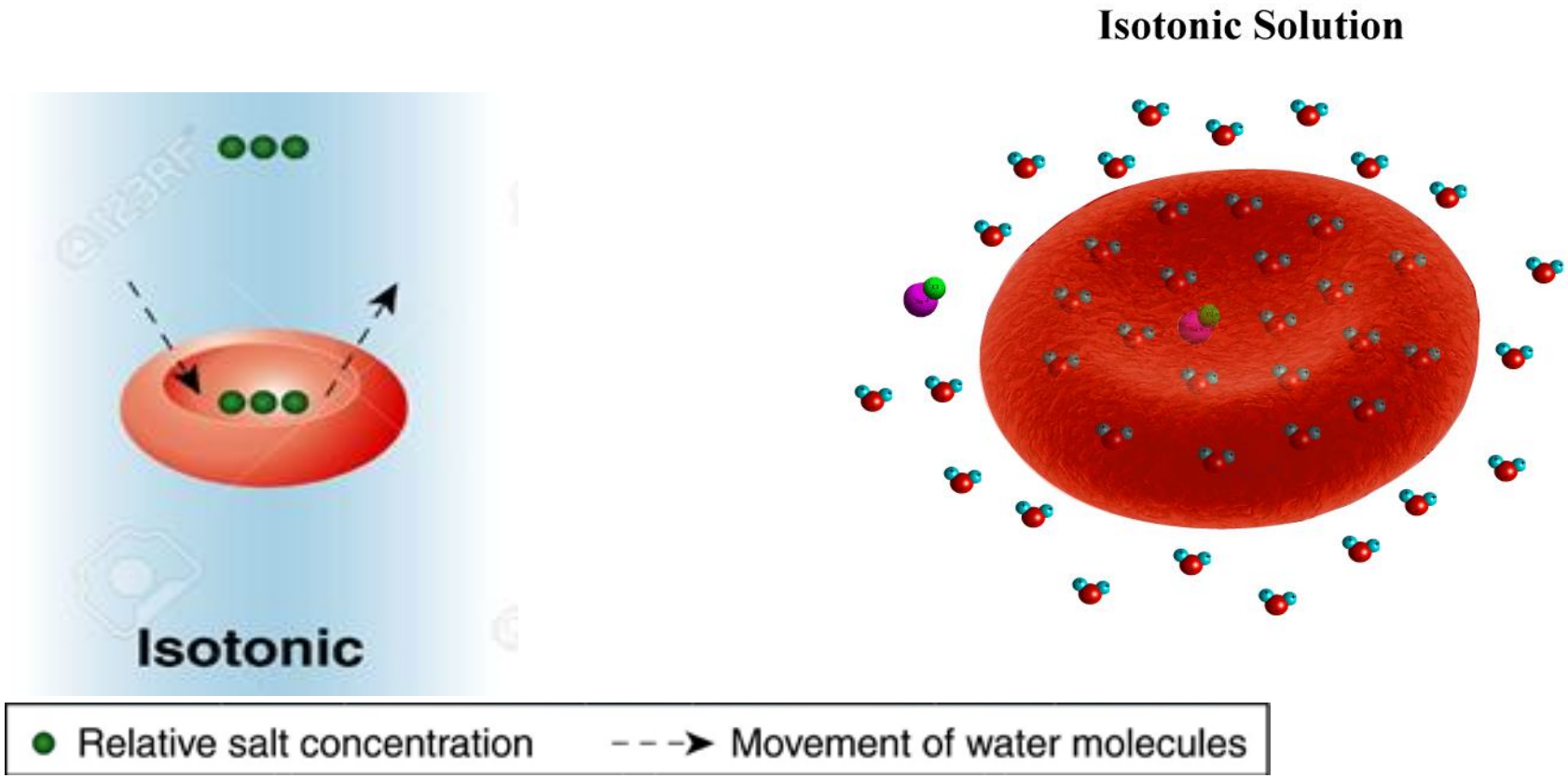


اتجاه انتشار المحل

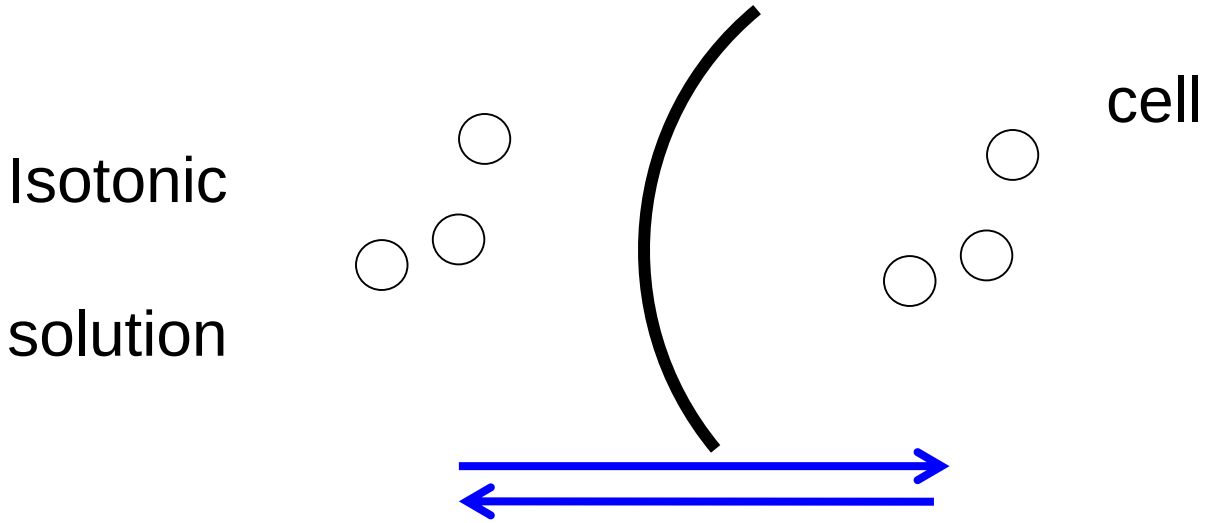
النتيجة : انتفاخ الخلية

تركيز هذه المحاليل أخفض من تركيز محاليل الخلايا فتنتشر جزيئات المحل من المحاليل إلى الخلية أو الكرية الحمراء (من التركيز المنخفض إلى المرتفع) وذلك لتعديل التركيز مما يسبب انتباج الخلية وبالتالي انفجارها فتصبح غير قادرة على أداء وظيفتها.

3. السوائل معادلة التركيز Isotonic Solutions:



يكون تركيزها مساوياً لتركيز محاليل الجسم مثل: محلول **Nacl 0.9%** أو محلول ديكستروز**5.5%**



اتجاه انتشار المحل

النتيجة : توازن

سؤال :

- **ماهي المواد المضافة لمعادلة السوائل الحيوية؟**

- ✓ **هي غالباً الملح لمحلول 0.9% أو 5.5% ديكستروز وكلاهما ضغطه الحلولي يساوي الضغط الحلولي للدم أما بالنسبة للسوائل الدمعية فإن الضغط الحلولي لسائل دمعي 0.9% NaCl و 1.9% و حمض البول ولكن غالباً لم نعد نستخدمه وأصبحنا نستخدم NaCl (يُسمح لنا بإضافة الـ NaCl بحدود 20%).**

ملاحظات :

- بشكل عام يستخدم NaCl لمعادلة الضغط الحلولي عند تصنيع القطرات العينية أو الحقن أو السيرومات.. الخ ويستعمل أيضاً حمض البول لكنه أقل استخداماً.
- يتم تعديل القطرات الأنفية أيضاً بـ NaCl ولكن لا تطلب فيها الدقة الكاملة وذلك بحيث لا تزعج الأنف وتسبب تخريش.
- ليس بالضرورة دوماً إضافة تركيز 0.9% من NaCl. لأن المادة الدوائية لها ضغط حلولي معين فالكمية المضافة من NaCl يجب أن تكمّل الضغط الحلولي المعادل لـ تركيز 0.9% (أي تعادله مع الضغط الحلولي لسوائل الجسم)، وتحسب كمية NaCl المضافة بشكل عام عبر قياس انخفاض نقطة التجمد.
- عند تصنيع السيروم السكري نستعمل سكر الديكستروز 5.5% .

كيفية حساب كمية NaCl الواجب إضافتها لمحاليل الحقن والقطرات العينية لتصبح Isotonic (معادلة لتوتر محاليل الجسم):

حساب المكافئ Equivalence Value من NaCl :

أي حساب كل 1g من المادة الدوائية كم يعادل من NaCl وذلك حسب العلاقة:

$$E = 17\ (L_{iso} / MW)$$

تمرين 1: لدينا مادة دوائية وزنها الجزيئي MW=340 ، L_{iso} = 3.4 احسب الـ Equivalence Value (E) لهذه المادة من NaCl.

الحل: بتطبيق $E = 17\ (Liso / MW)$

$$E = 17\ (3.4 / 340\ ) = 0.17$$

أي أن كل 1g من المادة الدوائية يعادل 0.17g من NaCl .

تمرين 2: لدينا مادة دوائية مكافئها من NaCl يساوي 0.17g أي (E = 0.17) حضرنا من هذه المادة 3g في 500ml ماهي كمية NaCl الواجب إضافتها ليصبح المحلول Isotonic ؟

الحل:

كل 1g من المادة الدوائية يعادل 0.17g من NaCl

كل 3g من مادة دوائية يعادل B

B=3×0.17=0.51 من NaCl

ولكن هذا المحلول موجود في 500ml فيكون:

كل 100mL من المحلول يجب أن تحتوي 0.9g من NaCl.

كل 500mL من المحلول يجب أن تحتوي X g من NaCl .

$$X = \frac{500 \times 0.9}{100} = 4.5\ g$$

ليكون المحلول **500ml** معادلاً للتوتر **(Isotonic)** يجب أن يحوي **4.5g** من **NaCl**
ولكن لا نضيف **4.5g** من **NaCl** لأننا نملك مادة دوائية لها حلول حيث يبلغ حلولها **0.51g** .
وبالتالي كمية الواجب إضافتها هي :

4.5 – 0.51 = 3.99g

ملاحظة: لا نضيف الكمية الواجب إضافتها من **NaCl** مباشرة حيث يجب أن نحسب **E** لكل مادة دوائية مضافة أو سواغ ومن ثم نكمل النقص من **NaCl** حتى يصبح المحلول **isotonic** حيث أن لكل مادة دوائية أو سواغ ضغط حلولي يؤخذ بعين الاعتبار.

colligative properties القيم الطبيعية للخواص التجمعية المتعلقة بالسوائل الحيوية

Vapour pressure lowering ΔP **: 0.12 atm at 100ºC**

Boiling point elevation ΔT_b **: 0.15 (100ºC)**

Freezing point depression ΔT_f **: 0.52º**

Osmotic pressure π **: 6.5 atm (0ºC)**
7.5 atm (38ºC)

Serum Osmolality (mOsmol / Kg water) : 290-310

حساب الحلولية (Osmolality calculations)

الحلولية: هي مقدار أي مادة تعطي ضغط حلولي كالذي يعطيه 1مول من مادة غير متشردة.

تحسب الحلولية حسب طبيعة المادة المنحلة:

1. المواد غير المتشردة (nonelectrolytes)

$$\frac{g/l}{MW} \times 1000 = mosmol/L$$

مثال: حلولية محلول يحتوي 5% ديكسروز.

$$\frac{50}{180} \times 1000 = 277.7\, mosmol/L$$

2. المواد قوية التشردة (strong electrolytes)

$$\frac{g/l}{MW} \times i \times 1000 = mosmol/L$$

حيث i عدد الشوارد.

مثال: حلولية محلول يحتوي NaCl 0.9% .

$$\frac{9}{58.5} \times 2 \times 1000 = 307.7\ mosmol/L$$

3. أي شاردة (for any ion)

$$\frac{\text{g (ion)/ L}}{\text{Ionic weight}} \text{ X } 1000 = \text{mOsmol/L}$$

THANK YOU

شكراً لاستماعكم