

# الصيدلة الفيزيائية

ص. نور يوسف آغا

# قابلية السوائل للمزج



# قابلية السوائل للمزج

تظهر أهمية مزج  
السوائل مع بعضها في  
المجال الصيدلاني لدى:

التصنيع الصيدلاني.

الاستخلاص (أي فصل مادة عن  
مزيج مواد).  
استخلاص السكاكر من الغذاء.  
استخلاص السم من الجسم.  
استخلاص مادة فعالة من النبات.

في العقاقير والمراقبة  
الدوائية.

# عوامل خاصة بالترموديناميك (ثوابت ترموديناميكية)

$\Delta G$  الطاقة الحرة  
(جيبس)

التي تُعد مؤشر هام  
لإمكانية حدوث تفاعل  
كيميائي

الأنتروبية  $\Delta S$

التي تُعتبر مقياس  
للفوضى والعشوائية.

$\Delta H$   
الانتالبية

حرارة التفاعل (تدل  
على نوع التفاعل هل هو  
ماص أو ناشر  
للحرارة.)

# طاقة جيبس الحرة Gibbs free energy

- هي طاقة يمكن أن تتحول إلى عمل (حركة أو حرارة) عند ضغط ودرجة حرارة ثابتتين

# تغير الطاقة الحرة $\Delta G$

• تُحسب تغير الطاقة الحرة ( $\Delta G$ ) من العلاقة:

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

• حيث:

$\Delta S$  تغير الأنتروبية (مقياس العشوائية والفوضى).

$T$  درجة الحرارة المطلقة

$\Delta H$  حرارة التفاعل (تدل على نوع التفاعل هل هو ماص أو

ناشر للحرارة).

$\Delta G$  تغير الطاقة الحرة (طاقة جيبس).

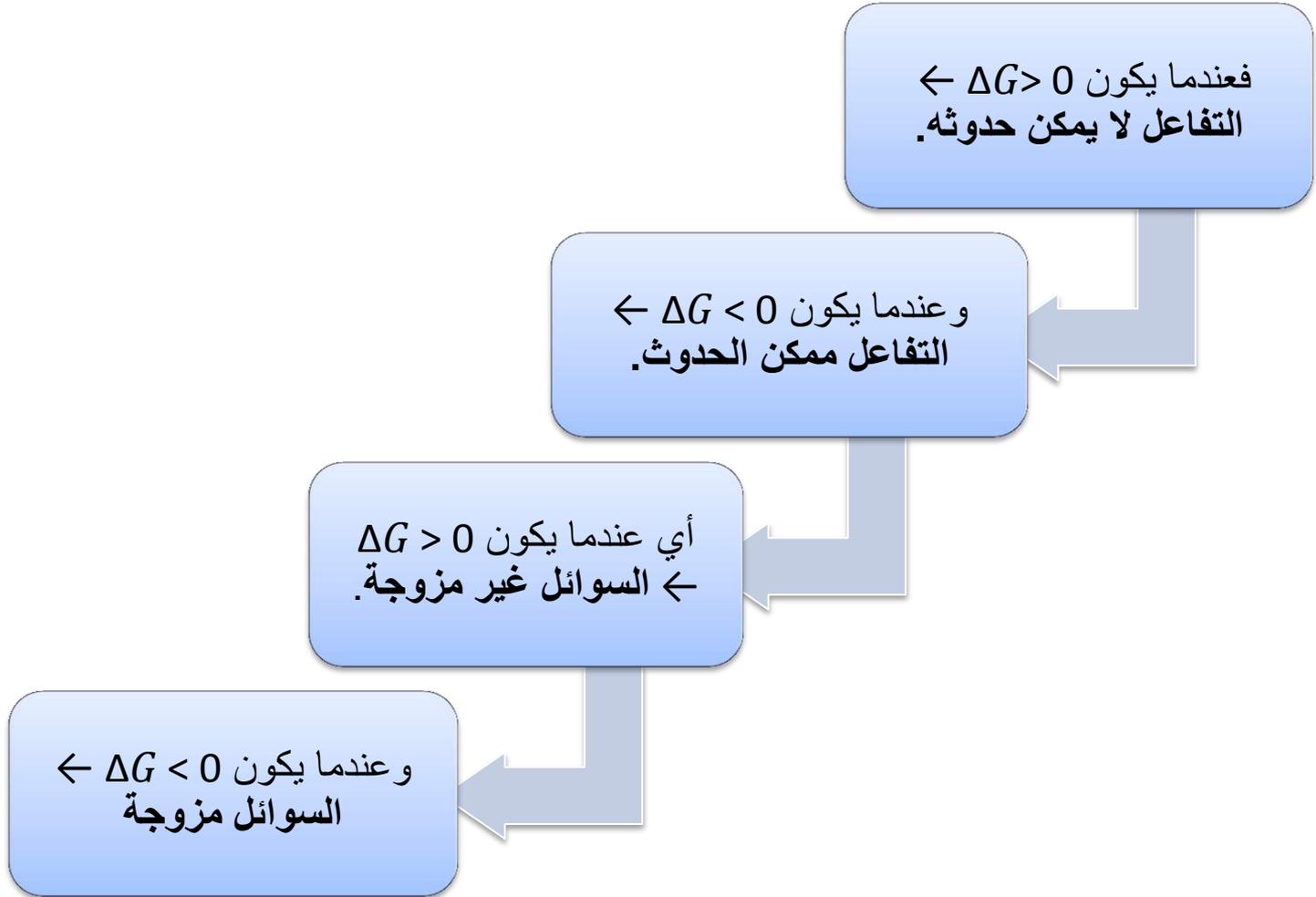
## يصبح المقدار $\Delta S$ موجباً

- ومن ثم يكون  $\Delta H$  هو المقدار الذي يحدد قيمة  $\Delta G$  هل هي موجبة أو سالبة
- ومن ثم يحدد إمكانية حدوث التفاعل أو عدم حدوثه.

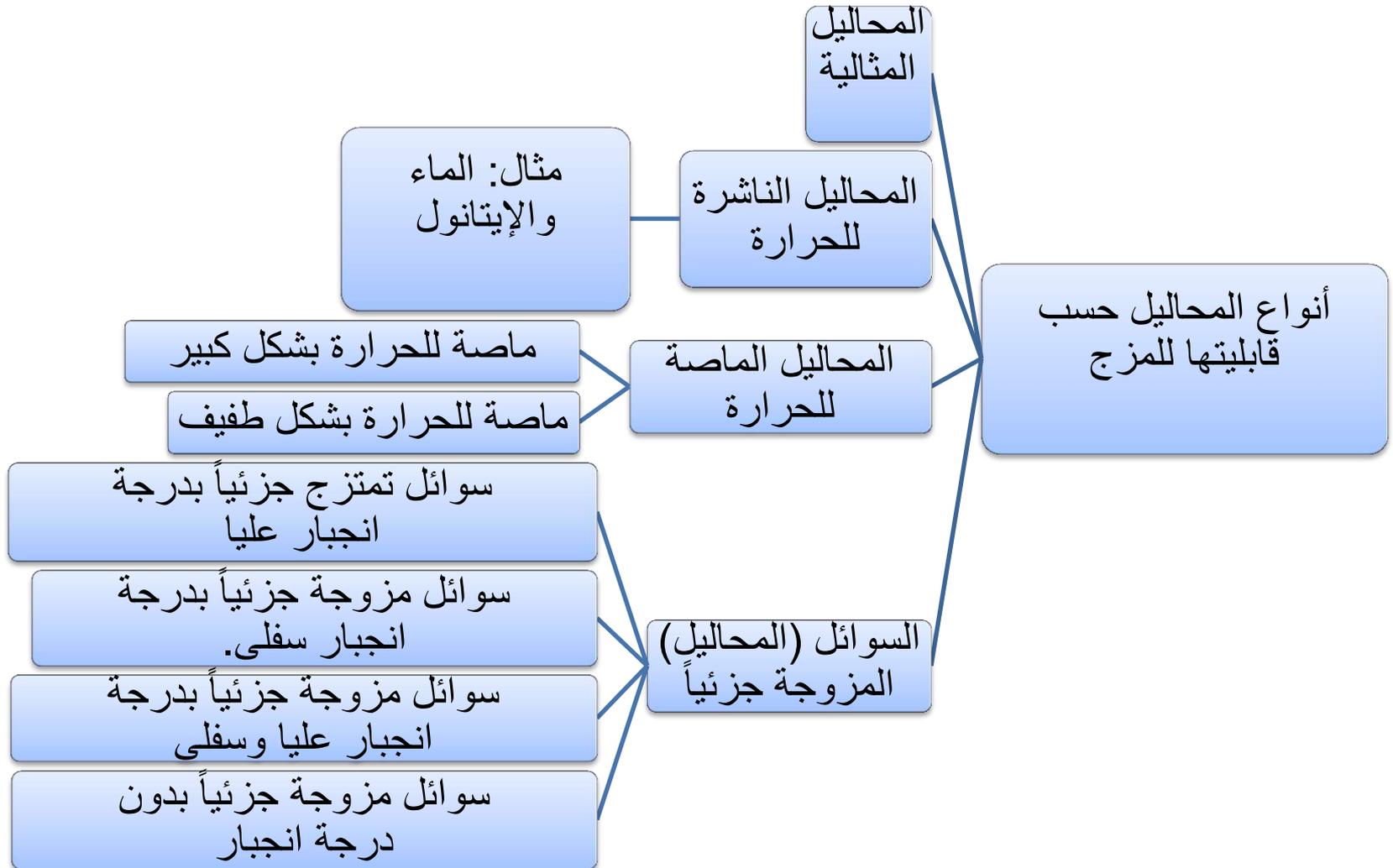
- بسبب ازدياد الفوضى والعشوائية بين الجزيئات

عند المزج بين سائلين  
يزداد تغير الأنثروبية

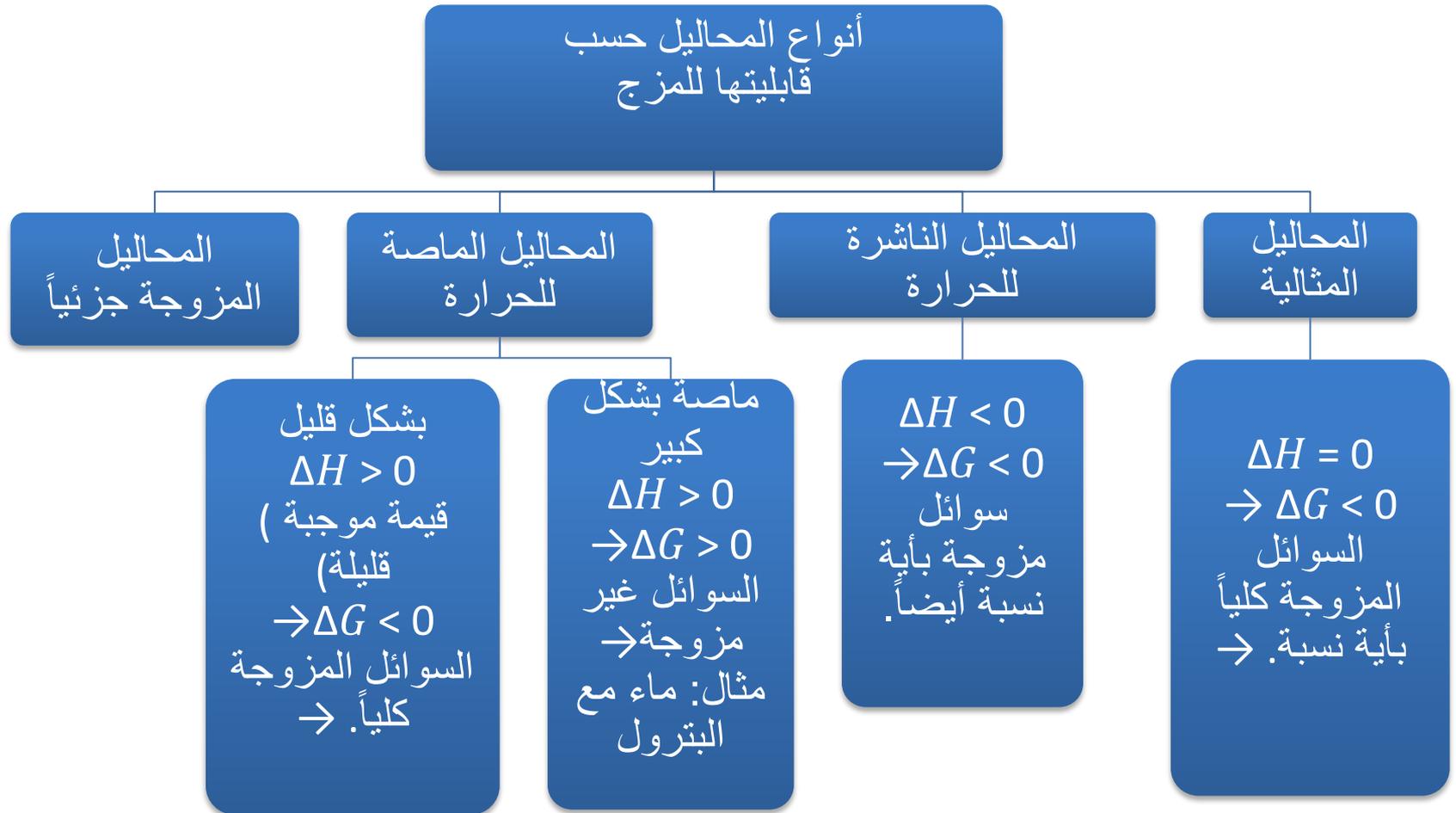
# قابلية السوائل للمزج



# أنواع المحاليل حسب قابليتها للمزج



# أنواع المحاليل حسب قابليتها للمزج



# 1- المحاليل (السوائل) المثالية

- ينطبق عليها قانون راؤول.
- يكون  $\Delta H = 0$  عندها (لا تتغير درجة حرارة التفاعل في المحاليل المثالية لأنها لا تنتشر ولا تمتص حرارة).
- بما أن  $\Delta H = 0$  في العلاقة

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

فإن  $\Delta G < 0$  وبالتالي تكون المحاليل المثالية مزوجة كلياً بكل النسب (أي أنها تمتزج بأية نسبة)

## 2- المحاليل الناشرة للحرارة عند المزج

- يكون عندها .  $\Delta H < 0$
- وبالتالي تكون  $\Delta G < 0$  ومن ثم تكون المحاليل الناشرة للحرارة سوائل مزوجة كلياً وبكل النسب أيضاً.
- مثال عليها: الماء مع الكحول

# 3- المحاليل الماصة للحرارة عند المزج

محاليل ماصة للحرارة بشكل كبير:

يكون فيها ( $\Delta H > 0$  مقدار موجب كبير) وبالتالي يكون  $\Delta G > 0$  أي أن المحاليل الماصة للحرارة بشكل كبير سوائل غير مزوجة.

مثال: الماء مع البترول (مكونه الأساسي هو الأوكتان) من السوائل غير المزوجة حيث تكون الروابط:

o ماء - ماء: روابط هيدروجينية.

o أوكتان - أوكتان: روابط فاندر فالس.

o ماء - أوكتان: تتشكل روابط ضعيفة جداً بالنسبة لروابط فاندر فالس أو الهيدروجينية،

فلمزجهما يجب تكسير الروابط القوية للحصول على روابط ضعيفة بين الماء والأوكتان وهذا يحتاج طاقة كبيرة ومن ثم فالتفاعل

ماص للحرارة وبشكل كبير أي أن  $\Delta H$  موجبة جداً

و  $\Delta G > 0$  فالسائلين غير مزوجين.

محاليل ماصة للحرارة

بشكل طفيف/قليل:

يكون فيها ( $\Delta H > 0$ ) قيمته الموجبة قليلة).

وبالتالي يكون  $\Delta G < 0$

وتكون عندها المحاليل

الماصة للحرارة بشكل

طفيف سوائل مزوجة

كليا

# أنواع المحاليل حسب قابليتها للمزج

المحاليل  
المزوجة جزئياً

سوائل مزوجة  
دون درجة  
انجبار.  
مثال: الماء و  
ايتل الايتر

سوائل مزوجة  
بدرجتي انجبار  
عليا وسفلى.  
مثال: الماء مع  
النيكوتين

سوائل مزوجة  
بدرجة انجبار  
سفلى.  
مثال: الماء مع  
الثري إيتانول  
أمين

سوائل مزوجة  
بدرجة انجبار عليا.  
مثال: الماء مع  
الفيينول

## 4- حالة المحاليل المزوجة جزيئاً

- عند رفع درجة حرارة السوائل الغير مزوجة يزداد المقدار السالب في العلاقة (  $\Delta G = \Delta H - \Delta ST$  )

- وتصبح  $\Delta G < 0$  فيحصل امتزاج  $\Leftarrow$  في بعض السوائل يمكن لها أن تصبح مزوجة عند رفع درجة الحرارة إلى حد معين.

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

# 1- سوائل تمتزج جزئياً بدرجة انجبار عليا (بعد درجة الانجبار العليا تصبح السوائل مزوجة كلياً)

• مثال: مزيج الماء مع الفينول.

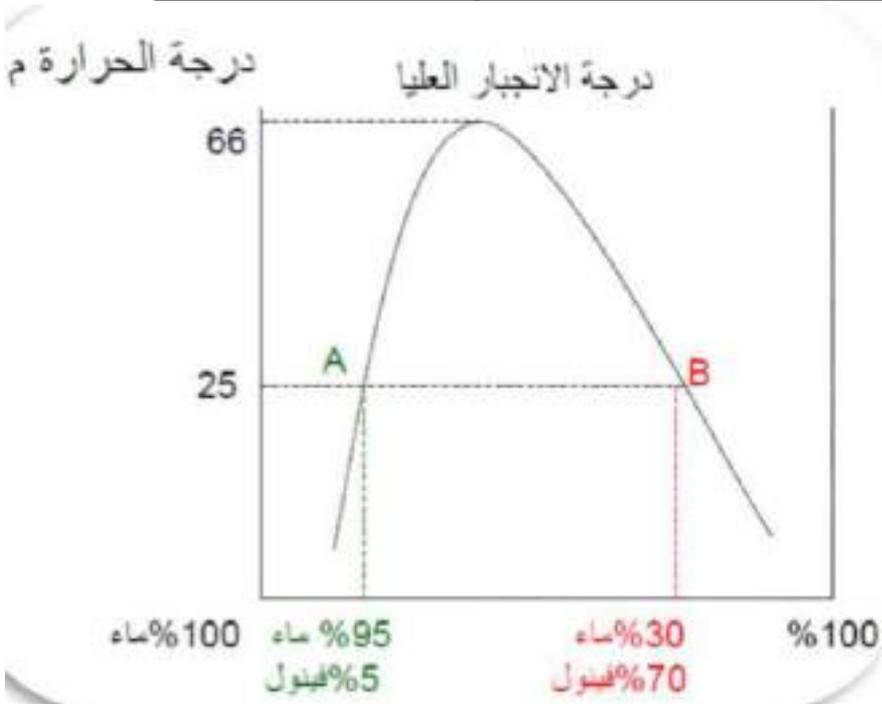
لا يُمزجوا بشكل كامل وبنفس الوقت لا يمكننا القول بأنهم غير مزوجين لأنه إذا وضعنا الماء مع الفينول لا تتشكل طبقتين منفصلتين تماماً ولا تتشكل طبقة واحدة! بل تتشكل طبقة مائية (تم مزج القليل من الفينول معها) وطبقة فينولية (تم مزج القليل من الماء معها).

نلاحظ من المخطط:

عند مزج السائلين في الدرجة  $25^{\circ}\text{C}$  تتشكل طبقة مائية وطبقة فينولية:

تحتوي الطبقة المائية A قليل من الفينول (95% ماء + 5% فينول).

وتحتوي الطبقة الفينولية B قليل من الماء (30% ماء + 70% فينول).



# 1- سوائل تمتزج جزئياً بدرجة انجبار عليا (بعد درجة الانجبار العليا تصبح السوائل مزوجة)

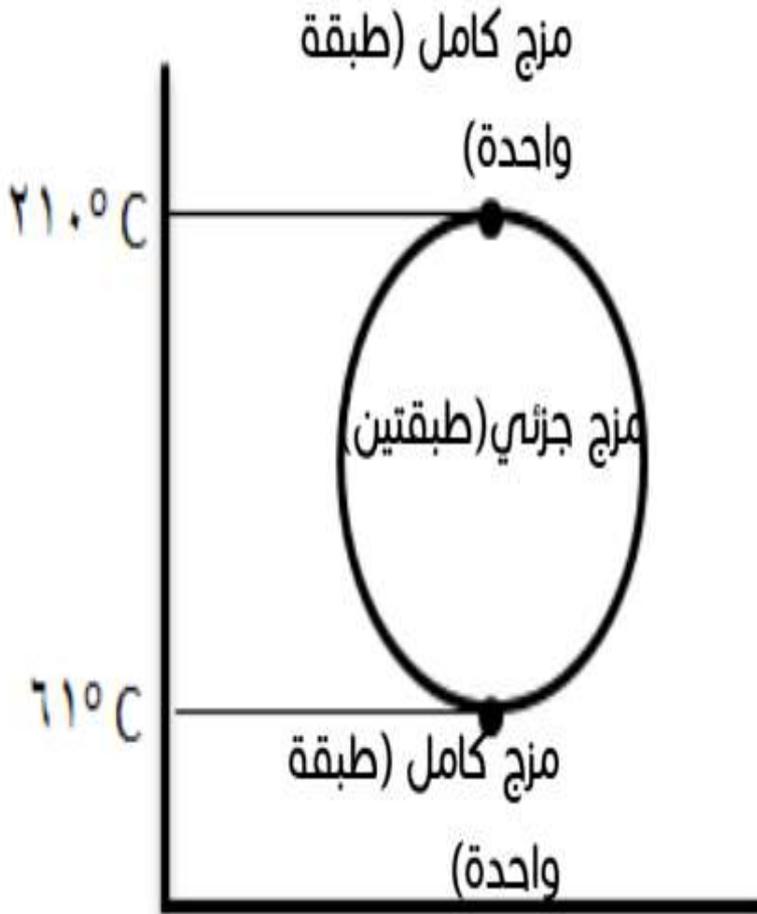
- أي أن السائلين مزوجين جزئياً.
- عند رفع درجة حرارة مزيج من الماء والفينول تتغير نسب وجود الماء والفينول في الطبقتين إلى أن نصل إلى الدرجة **66 C° بحيث تصبح  $\Delta G < 0$  نلاحظ:**

امتزاج المادتين بشكل كامل وتدعى هذه الدرجة **بدرجة الانجبار العليا** وتتشكل عندها طبقة واحدة وهذا يعني أنه في أي درجة تحت 66C° يكون لدينا طبقتين (مزوجة جزئياً)

## 2-سوائل مزوجة جزئياً بدرجة انجبار سفلى (دنيا)

- في بعض الحالات، عند خفض درجة الحرارة تتشكل روابط قوية بين الجزيئات مما يؤدي إلى الامتزاج، ففي درجات الحرارة العادية تتشكل طبقتين وعند التبريد إلى درجة معينة تتشكل طبقة واحدة.  
مثال:
- الماء مع الثري إيتانول أمين:  
في الدرجة ( 18 درجة الانجبار السفلى) يتم الامتزاج الكامل بين الماء والثري إيتانول أمين.
- تحت هذه الدرجة يمتزجان (طور واحد).
- فوق هذه الدرجة يبدي المحلول طبقتان (يمتزجان جزئياً):
- طبقة مائية فيها القليل من الثري إيتانول أمين.
- طبقة المحل العضوي مع القليل من الماء.
- مخطط الطور يكون بشكل مقعر

# 3- سوائل مزوجة جزئياً بدرجة انجبار عليا وسفلى (دنيا)



- مثال: الماء مع النيكوتين.
  - ✓ درجة الانجبار العليا  $210^{\circ}\text{C}$  وما فوقها يحصل مزج كامل، وتحتها لا يحصل.
  - ✓ درجة الانجبار السفلى  $61^{\circ}\text{C}$  وما تحتها يحصل مزج كامل، وفوقها لا يحصل.
  - ✓ أى أن في درجات الحرارة الأخفض من  $61^{\circ}\text{C}$  والاعلى من  $210^{\circ}\text{C}$  يكون الماء و النيكوتين مزوجين كلياً وفي درجات الحرارة ما بين  $61^{\circ}\text{C}$  و  $210^{\circ}\text{C}$  تكون مزوجة جزئياً.
  - ✓ وعندها تتشكل طبقتان: طبقة من الماء تحوي القليل من النيكوتين وطبقة من النيكوتين تحوي القليل من الماء.
- مخطط الطور يكون بشكل بيضوى

## 4- سوائل مزوجة جزئياً بدون درجة انجبار

- حيث أنه بكل درجات الحرارة يمتزجان مع بعضهما بشكل جزئي (لا يمكن أبداً أن يمتزجان كلياً).  
مثال: الماء وإيتيل الإيتر

# Physical Properties Of Solutions

## الخواص الفيزيائية للمحاليل

### Colligative Properties (CP)

هي خواص موحدة (مجمعة) Colligative تشترك بصفة واحدة بأنها على علاقة وثيقة مع تركيز المادة المنحلة، أي أنها تتغير بتغير تركيز المادة المنحلة وسُميت بالصفات التجميعية (بسبب ارتباطها مع تركيز المادة المنحلة). وهذه الخواص هي:

Lowering Vapor Pressure

انخفاض ضغط البخار

Elevation Boiling Point

ارتفاع نقطة الغليان

Depression Freezing Point

انخفاض نقطة التجمد

Osmotic Pressure

الضغط الحلولي

• تُدرس الصفات السابقة على محاليل ممددة، والمادة المنحلة غير متطايرة  
• في حال كانت المادة المنحلة متشردة فإن القيم سوف ترتبط بعدد الشوائب.

• ما الفرق بين وجود الماء بشكل سائل نقي وبين وجوده مع مادة منحلة (غير متطايرة) أي بشكل محلول في الصفات ضغط البخار – نقطة الغليان - نقطة التجمد – الضغط الحلولي ???

# تذكرة

- إن أغلب المحاليل التي ندرسها هي محاليل مائية
- الماء كمحل نقي ضغط البخار له يساوي  $23.22\text{mmHg}$  بدرجة حرارة الغرفة
- ونقطة غليانه  $100^{\circ}\text{C}$
- ونقطة تجمده  $0^{\circ}\text{C}$
- أما الضغط الحلولي له يساوي الصفر

# Lowering Vapor Pressure -1

## انخفاض ضغط البخار

- حسب قانون راؤول الذي ينص على أن ضغط بخار أي محل فوق المحلول يساوي ضغط بخار المحل النقي مضروباً بكسره المولي وفق العلاقة التالية:

$$P = P^{\circ} \times X$$

حيث:

$p$ : ضغط بخار الماء فوق المحلول.

$p^{\circ}$ : ضغط بخار الماء النقي.

$x$ : الكسر المولي للماء في المحلول.

- نستنتج من ذلك أن ضغط بخار المحل له علاقة بالكسر المولي أي كلما ازداد الكسر المولي ازداد ضغط بخار المحل

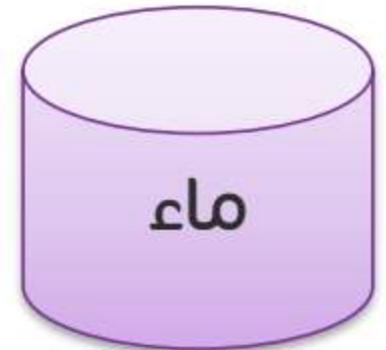
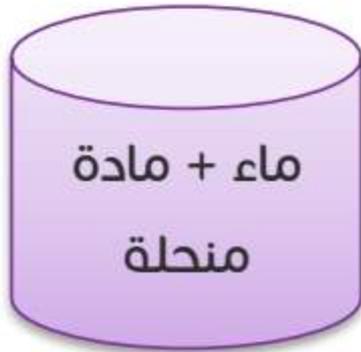
# مثال

• ليكن لدينا الوعاءان التاليان وبفرض أن:

$$X_1 = \text{الكسر المولي للماء}$$

$$X_2 = \text{الكسر المولي للمادة المنحلة}$$

$$X_1 + X_2 = 1$$



# مثال

الوعاء الأول: الماء	الوعاء الثاني: الماء في المحلول
الماء هنا يشكل كامل الكمية في الوعاء	الماء هنا يشكل نسبة 90% أو 80% من الوعاء مضافاً إليه القليل من المادة المنحلة
جزيئات الماء أكبر ومنه يكون $X_1=1$	جزيئات الماء أقل من الوعاء الأول $\leftarrow$ ومنه يكون $X_1=1-X_2$

وبالتالي يكون الكسر المولي للماء في المحلول أصغر من الواحد حتماً، وبما أن الكسر المولي للماء في المحلول أصغر من الكسر المولي للماء النقي فإن ضغط بخار الماء في المحلول سيكون أقل من ضغط بخار الماء النقي

# قاعدة عامة

ضغط بخار الماء وهو نقي 23.22 ملم زئبقي (بدرجة حرارة الغرفة  $25^{\circ}\text{C}$ ) وعند حل (مزج) أي مادة فيه سوف ينخفض ضغط بخاره عن 23.22 ملم زئبقي.

أي أن ضغط بخار الماء يكون أعلى عندما يكون نقي، وفي حال احتواء الماء على أي مادة فيه سوف ينخفض ضغط بخاره

# قانون راؤول

- والآن أصبح بإمكاننا تفسير النتائج السابقة على قانون

راؤول:

$$P_1 = P_1^\circ \cdot X_1$$

$P_1$  ضغط بخار الماء فوق المحلول.

$P_1^\circ$  ضغط بخار الماء النقي.

$X_1$  الكسر المولي للماء في المحلول.

$$X_1 + X_2 = 1$$

أي أن الكسر المولي  
للماء في المحلول + الكسر المولي  
للمادة المنحلة = 1

ويكون:

$$x_1 = 1 - x_2$$

الكسر المولي للماء

في المحلول هو دوماً أصغر من الواحد

ومنه يكون  $P_1 < P_1^0$ .

أي ضغط بخار المحلول النقي أعلى دوماً من  
ضغطه فوق المحلول

ونعلم أن:

• تصبح لدينا علاقة راؤول بالشكل التالي:

$$\begin{aligned} \Delta P &= P_1^\circ - P_1 \quad (\text{التغير في ضغط البخار}) \\ &= P_1^\circ - (P_1^\circ - P_1^\circ X_2) \\ &= P_1^\circ - P_1^\circ + P_1^\circ X_2 \\ \Delta p &= p_1^0 x_2 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} P_1 &= P_1^\circ (1 - X_2) \\ P_1 &= P_1^\circ - P_1^\circ X_2 \end{aligned}$$



وهذا يعني أن **التغير في ضغط البخار** (انخفاض ضغط البخار) له علاقة بـ أي:  
كلما زاد تركيز المادة المنحلة كلما كان **الانخفاض** في ضغط البخار **أكبر**.  
كلما **انخفض ضغط البخار**  $\leftrightarrow$  كلما ارتفعت نقطة الغليان

# تطبيقاته في مجال الصيدلة

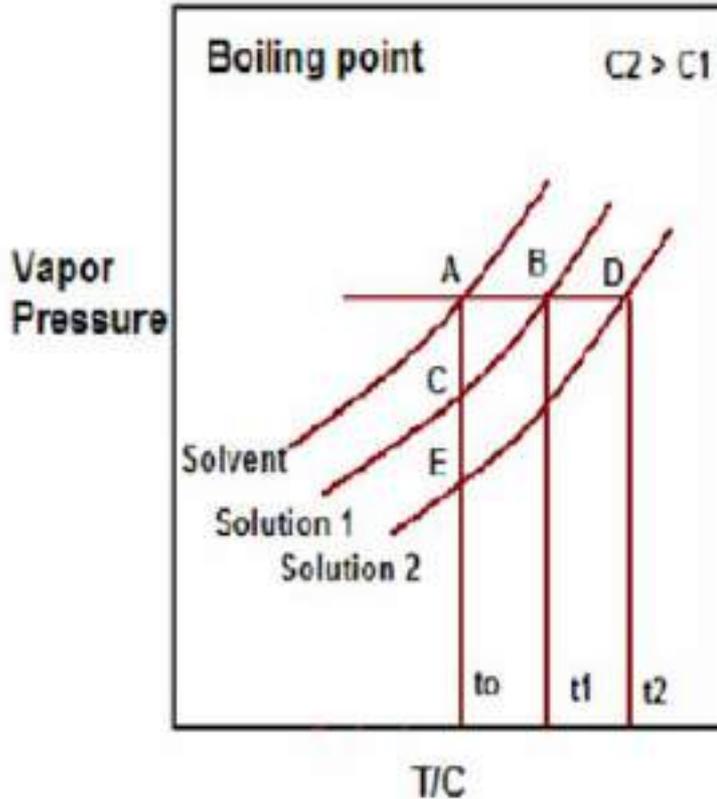
- إن انخفاض ضغط البخار من الصفات الفيزيائية الهامة، ولكن تطبيقاتها قليلة لأن قياس ضغط البخار بالمخبر ليس بالأمر السهل.

- **مسألة هامة**

- احسب ضغط بخار الماء فوق محلول يحوي على 5g سكر مع 50g ماء علماً بأن ضغط بخار الماء النقي يساوي 23.22 ملم زئبقي في درجة حرارة الغرفة؟؟

# Elevation Boiling Point

## 2-ارتفاع نقطة الغليان



• عند مزج أي مادتين فإن نقطة الغليان لأي منهما سوف ترتفع عما 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.

يحسب ارتفاع نقطة الغليان:

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

$\Delta T_b$  التغير في درجة الغليان.

$m$  تركيز المادة المذابة المولالي.

$K_b$  Molal Elevation Constant ثابت الارتفاع

المولالي

كلما ازداد تركيز المادة المنحلة كلما ارتفعت نقطة الغليان.

التركيز المولالي: هو عدد مولات المادة المذابة في كغ من المذيب  
mol/kg

التركيز المولاري: هو عدد مولات المادة المذابة في لتر من  
المذيب mol/l

• أغلب المحاليل التي ندرسها هي محاليل مائية (سواء كانت المحاليل سكرية أو ملحية أو دوائية).. أي أن المحل غالباً هو الماء.. وبالنسبة للماء لا يوجد هناك فرق بين اللتر والكيلو غرام أي:

1 لتر من الماء = 1 كغ من الماء وذلك بالنسبة للماء فقط..  
← المولالية = المولارية في الماء.

• عند حساب ارتفاع درجة الغليان لمحلول مائي نحسب  $\Delta T_b$  نضيفها إلى 100.

# تطبيقاته في مجال الصيدلة

إن ارتفاع نقطة الغليان تعد من الصفات الفيزيائية لكن تطبيقاتها قليلة ويعود ذلك إلى سببين رئيسيين هما:

(2) ارتفاع نقطة الغليان له علاقة بالضغط الجوي الخارجي (أي عند قياس الغليان بدقة شديدة يجب تثبيت الضغط الجوي الخارجي) وبالتالي فهو عملياً صعب.

(1) الارتفاع بنقطة الغليان يكون بسيط جداً ولا يمكن ملاحظته بسهولة، إلا في حالة التراكيز المرتفعة.

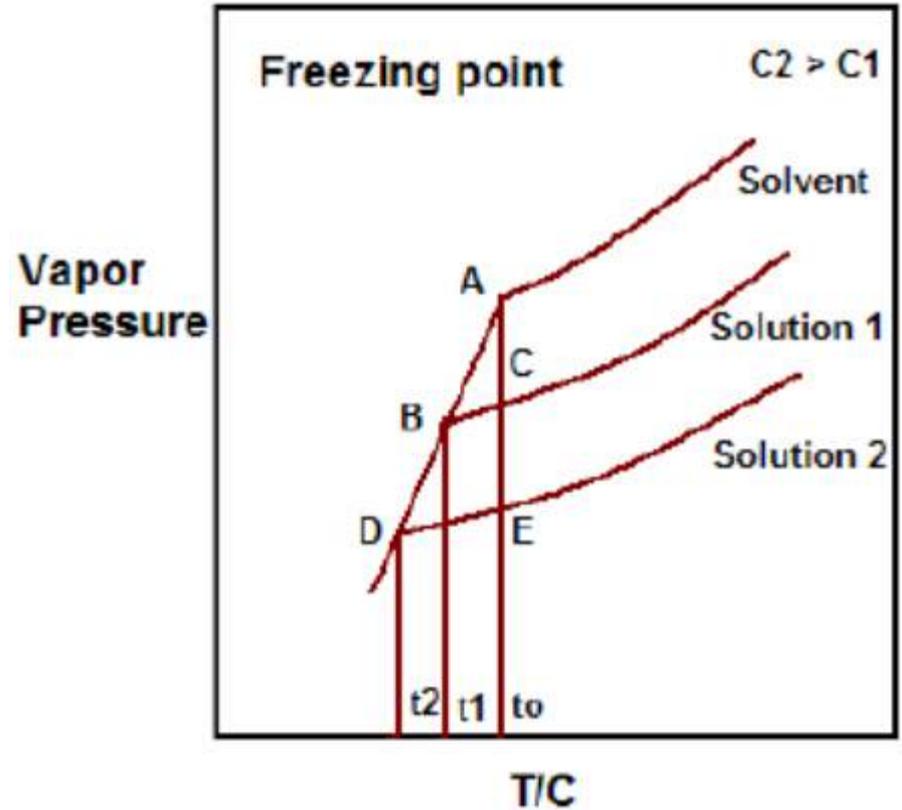
# مسألة

- احسب نقطة غليان محلول يحوي 35g سكروز في 500مل ماء علماً بأن  $k_b=0.5$ .

# Depression Freezing Point

## 3-انخفاض نقطة التجمد

- عند مزج أي مادتين فإن نقطة التجمد لأي منهما سوف تنخفض عما كانت عليه قبل المزج
- لماذا يرش ملح على الثلج؟



• يقاس الانخفاض في نقطة التجمد حسب علاقة فان هوف

## Vant Hoff Equation

$$\Delta T = iK_f \times m$$

$\Delta T$ : القيمة المطلقة لنقصان نقطة التجمد بالدرجات.

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

$K_f$ : ثابتة الانخفاض المولية.

$i$ : عامل التشرذ (عدد الشوارد في حال كانت المادة متشردة أو ضعيفة التشرذ ولا وجود له في

حال كانت المادة غير متشردة).

↩ في المراجع الصيدلانية قاموا باستبدال الحد  $iK_f$  بالمصطلح  $L_{iso}$

فتصبح العلاقة السابقة بالشكل:

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

- قيم  $L_{iso}$  تتعلق بعدد الشوارد
- (أي أن  $L_{iso}$  للمادة مكونة من شاردتين (موجبة وسالبة) تختلف عن ال  $L_{iso}$  للمادة مكونة من شاردتين موجبتين وكذلك تختلف عن ال  $L_{iso}$  للمادة مكونة من شاردتين سالبتين)

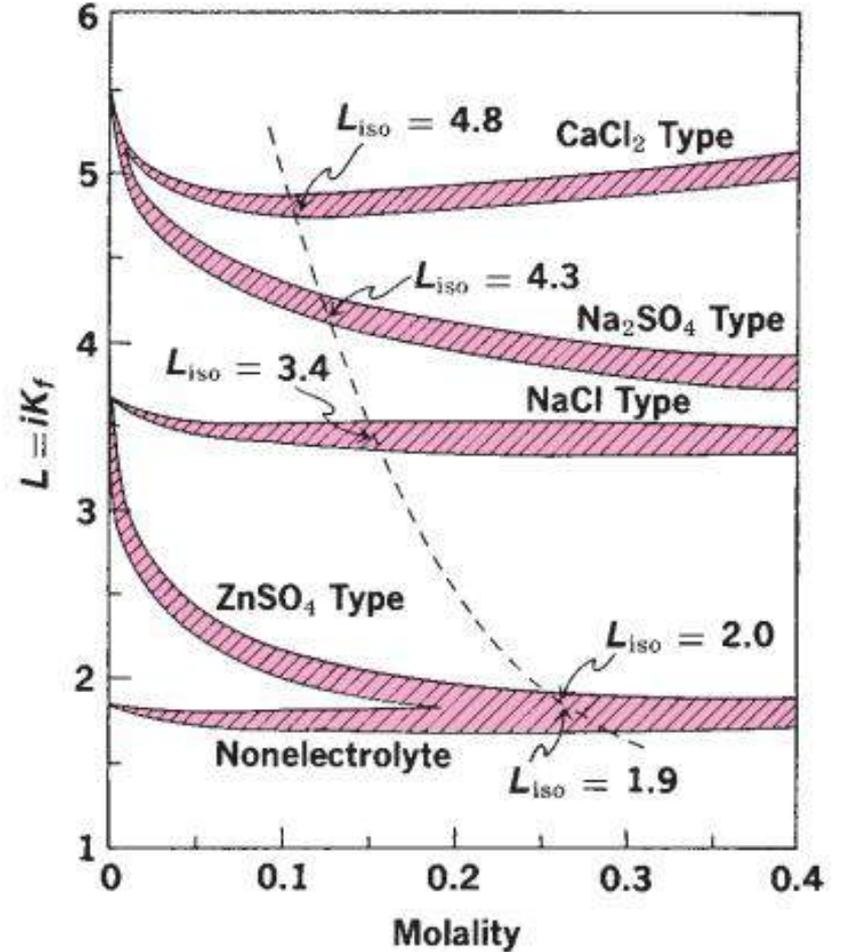


Fig. 6-7.  $L_{iso}$  values of various ionic classes.

- ما هو الانخفاض في نقطة التجمد للدمع (محلول ملحي) يحوي % 0.9 من NaCl؟
- علماً أن ثابتة انخفاض المولالية = 1.86 و  $L_{iso} = 3.4$ ؟

## تطبيقاته في مجال الصيدلة

حساب كمية NaCl الواجب إضافتها  
للمحاليل الصيدلانية (القطرات  
العينية أو السوائل الحقنية ) لتصبح  
معادلة للتوتر Isotonic

حساب الوزن الجزيئي خاصة  
للجزيئات الكبيرة كالبروتينات  
والبوليميرات

# تطبيقاته في مجال الصيدلة

حساب الوزن الجزيئي خاصة للجزيئات الكبيرة كالبروتينات  
والبوليميرات

# Osmotic Pressure

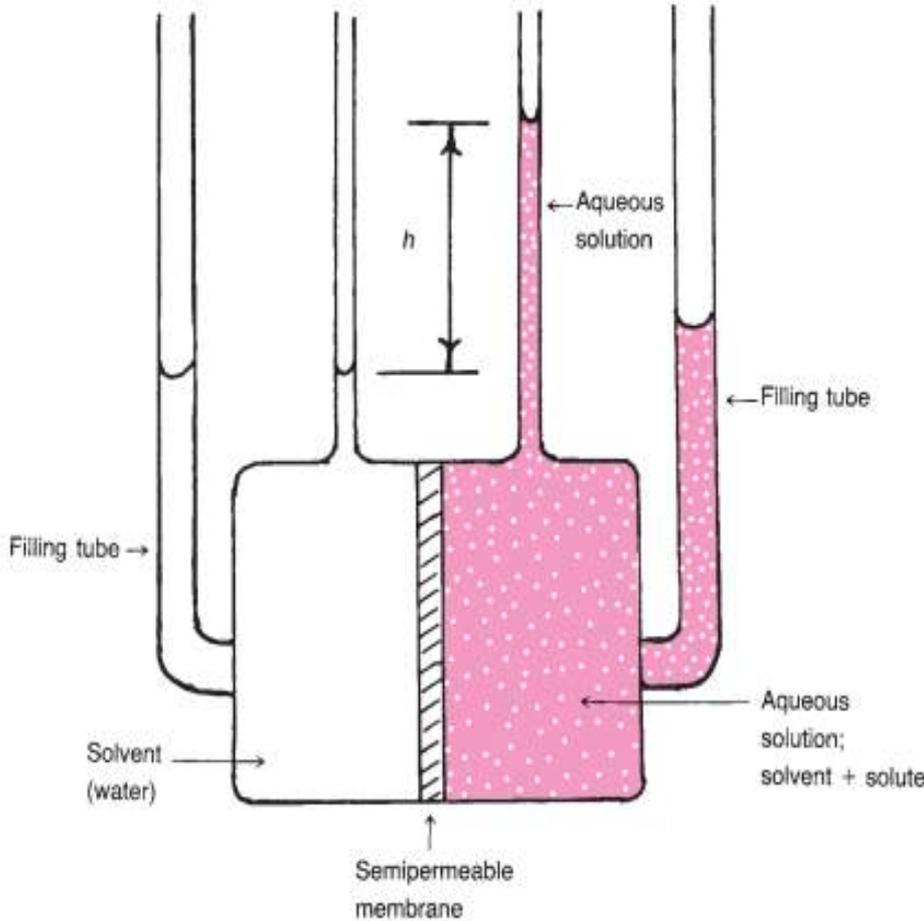
## 4-الضغط الحلولي

الحلول Osmosis: هو انتقال جزيئات المُحل عبر غشاء نصف نفوذ من التركيز المنخفض إلى التركيز المرتفع.

الغشاء نصف النفوذ **a semipermeable membrane**: هو الغشاء الذي يسمح فقط لجزيئات المحل ( غالباً الماء ) بالمرور عبره.

الحلول يسمح لجزيئات المحل بالمرور فقط ولا يسمح لجزيئات المادة المنحلة بالمرور.  
الهدف من ظاهرة الحلول ← تعديل التركيز على جانبي الغشاء.

# مفهوم الضغط الحلولي



• لشرح مفهوم **الضغط الحلولي** يمكن استخدام أنبوبين يفصل بينهما غشاء نصف نفوذ. كما هو مبين بالشكل المجاور.

• انتقال الماء عبر الغشاء النصف نفوذ للمحلول **يولد ضغط كافي** يسمح للمحلول السكري بالارتفاع ضمن الأنبوب حتى يتولد ضغط هيدروستاتيكي ضمن الأنبوب يساوي الضغط الذي يولده دخول الماء عبر الغشاء إلى الأنبوب الثاني.

• عندما نصل إلى هذه المرحلة يتوقف المحلول عن الارتفاع ضمن الأنبوب

• و تسمى العملية التي تميل لأن تجعل رغبة النفوذ لجزيئات المحل عبر طرفي الغشاء النصف النفوذ متساوية تعرف على أنها الضغط الحلولي. osmotic pressure.

# Osmotic Pressure

## الضغط الحلولي

و بالتالي الضغط الحلولي: هو الضغط المطبق على جزيئات المُحل لإعادتها إلى الطرف الأول من الغشاء



### متعادلة الضغط الحلولي Isotonic

هي الحالة التي يتساوى (يتوازن) فيها الضغط الحلولي على جانبي الغشاء.

# كيفية حساب الضغط الحلولي لمحلول ما

يتم حساب الضغط الحلولي  
من علاقة مورس ،  
**Morse Equation**  
ونميز حالتين:

حالة المواد غير المتشردة:  
يصبح القانون كالتالي:  
 **$\pi = mRT$**

حالة المواد المتشردة:  
نستخدم القانون التالي:

$$\pi = i mRT$$

حيث:

i: عدد الشوارد المتشكلة. m: التركيز المولي.  
R: ثابت الغازات العام T: درجة الحرارة المطلقة

# ملاحظات

- عندما تكون (  $R$  ثابتة الغازات العامة) تساوي 0.082 فإن الضغط الحلولي يُقاس ب atm ودرجة الحرارة تقاس بالكلفن والحجم يقاس بالليتر.  
الضغط الحلولي للسائل الدمعي هو نفسه الضغط الحلولي لمحلول ملحي وهو نفسه أيضاً الضغط الحلولي للسوائل الحيوية المعادلة للتوتر

# مسألة

- ما هو الضغط الحلولي للسائل الدمعي بدرجة حرارة الجسم  $37^{\circ}\text{C}$ ؟

# القيم الطبيعية لل Collective Properties الخاصة بالسوائل الحيوية (الدم+الدمع)

القيم الطبيعية	الصفة الفيزيائية
$\Delta P : 0.12 \text{ atm at } 100^\circ\text{C}$	انخفاض ضغط البخار
$\Delta T_b : 0.15 (100^\circ\text{C})$	ارتفاع نقطة الغليان
$\Delta T_f : 0.52^\circ$	انخفاض نقطة التجمد
$\pi : 6.5 \text{ atm } (0^\circ\text{C})$ $\pi : 7.5 \text{ atm } (38^\circ\text{C})$	الضغط الحلولي
(mosmol / L)                      290-310	حلولية المصل

- إن **الحلولية** الطبيعية لسوائل الجسم هي ( 290-310ميلي أوزمول/ل) فإذا انخفضت هذه القيمة لسبب ما (حالات التجفاف، الإقياء المتكرر، الصيام أثناء الحر الشديد، خلل في الكلى..)
- نضطر لإعطاء السوائل الوريدية (السيرومات الملحية أو السكرية أو المختلطة) في حالات نقص الشوارد وهذه السوائل يجب أن يكون لها حلولية تعادل حلولية السوائل الحيوية.

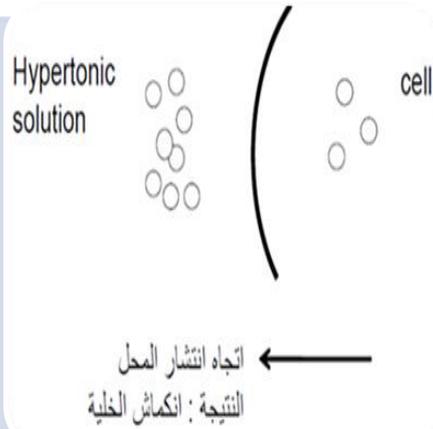
# سؤال

- لماذا يجب أن تكون حلولية السوائل الوريدية معادلة تماماً لحلولية السوائل الحيوية؟!

# ملاحظات

- السيروم الملحي يجب أن يكون بنسبة . 0.9%
- ✓ السيروم السكري الذي يحوي الديكستروز أو الذي غلوكوز يجب أن يكون بتركيز . 5.5%
- ✓ المواد الدوائية يتم تعديلها بإضافة ملح للقطرات العينية أو حمض الغول.
- ✓ محاليل الحقن يتم تعديلها ب . NaCl

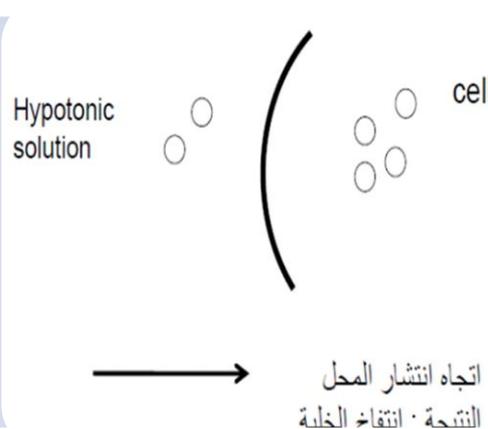
التوتر الحلولي للسوائل



## السوائل مرتفعة التوتر

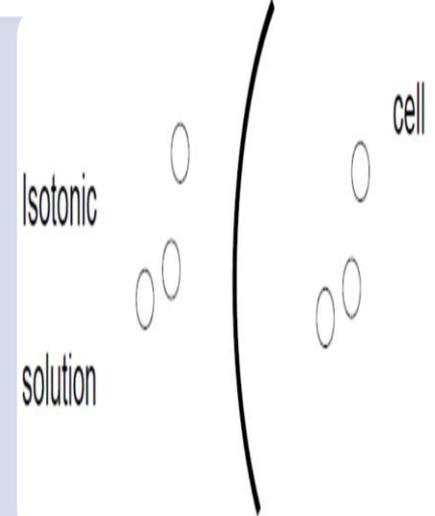
تركيز هذه المحاليل أعلى من تركيز السوائل الحيوية (المصل أو الدمع).

- تنتشر 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.
- درجة تجمده أقل من - 0.52



## السوائل منخفضة التوتر

- تركيز هذه المحاليل أخفض من تركيز محاليل الخلايا.
- تنتشر جزيئات المحل من المحاليل إلى الخلية أو الكرية الحمراء (من التركيز المنخفض إلى المرتفع) وذلك لتعديل التركيز مما يسبب انتفاخ الخلية وبالتالي انفجارها فتصبح غير قادرة على أداء وظيفتها
- درجة تجمده أعلى من -0.52



## السوائل المعادلة للتوتر

يكون تركيزها مساوياً لتركيز محاليل الجسم مثل: محلول NaCl % 0,9 ومحلل 5,5% ديكستروز .

# حساب الحلوئية Osmolality Calculation

- الحلوئية: هي مقدار أي مادة تعطي ضغط حلولي كالذي يعطيه 1مول من مادة غير متشردة.
- قيمتها الطبيعية . 290- 310 واحدها mosmol.
- يتم قياس الحلوئية لمرضى التجفاف الذين يعانون من نقص الشوارد أو مشكلة كلوية.

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

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

## تحسب الحلوية حسب طبيعة المادة المنحلة

### 2 المواد المتشردة

تحسب الحلوية بنفس العلاقة السابقة ولكن بإضافة الحد إعدد الشوارد  
$$g/L / MW \times i \times 1000 = mOsmol/L$$
  
حيث:  $i$  عدد الشوارد.

احسب حلوية محلول يحتوي 0.9% NaCl  
$$9 / 58.5 \times 2 \times 1000 = 307,7 mosmol/L$$

1 المواد غير المتشردة:  
تركيز المادة بالغرام  $g/L$  الوزن الجزيئي  
$$= 1000 \times MW$$
  
$$mosmol/L$$

حلوية محلول يحتوي 5% ميكستروز.  
 $MW=198$   
$$50 / 198 \times 1000 = 252 mosmol/L$$

# تطبيق

- حضر محلول دوائي فكانت حلوئيته ،100 mosmol/L ما هي النسبة المئوية للـNaCl في هذا المحلول؟

# تطبيق

- ما هو الوزن الجزيئي لـ Cefazolin الصودي عندما نحضر منه محلول بتركيز 2%؟ وحلوليته 84mosmol/L

# ملاحظات

- بشكل عام يستخدم NaCl لمعادلة الضغط الحلولي عند تصنيع القطرات العينية أو الحقن أو السيروومات.. و يستعمل 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 تكمل الضغط الحلولي إلى % 0.9 أي تعادله مع الضغط الحلولي لسوائل الجسم، وتحسب كمية NaCl المضافة بشكل عام عبر قياس انخفاض نقطة التجمد.
- عند تصنيع السيرووم السكري نستعمل سكر الديكستروز % 5,5.
- للسيروومات ثلاث أنواع: سيروومات ملحية، سيروومات سكرية، سيروومات مختلطة (إذا أردنا حساب الحلووية لمحلول مختلط نحسب كل حلووية على حدى ونجمعها)

# كيفية حساب كمية NaCl الواجب إضافتها لمحاليل الحقن والقطرات العينية

لتصبح Isotonic معادلة لتوتر محاليل الجسم)

- أولاً: اعتماداً على انخفاض نقطة التجمد:
- نعلم أن نقطة تجمد محاليل ال Isotonic أو السائل الدمعي أو الدم تساوي ←  $-0.52^{\circ}\text{C}$  أي إذا كانت نقطة تجمد المحلول  $-0.52^{\circ}\text{C}$  فإن المحلول Isotonic.
- لدينا المحلول الدوائي الجاهز يتجمد في الدرجة  $-0.22^{\circ}\text{C}$  هل المحلول Isotonic أم لا؟  
الجواب:

• مسألة

احسب كمية NaCl الواجب إضافتها لمحلول دوائي يتجمد في الدرجة  $0.18 - ^\circ\text{C}$  إذا حُضِرَ منه mL400 لجعله Isotonic.

## مسألة

- حُضِرَ محلول لمادة دوائية وقيست نقطة التجمد وكانت  $-0.26^{\circ}\text{C}$
- ما هي كمية ال NaCl الواجب إضافتها لهذا المحلول لجعله Isotonic علماً أننا حضرنا 1 لتر

# مسألة

- حضر محلول لمادة دوائية قيست نقطة تجمده فكانت  $^{\circ}\text{C}$   
0.22 - ما هي كمية الـ NaCl الواجب إضافتها لـ 500  
ml كي تصبح Isotonic؟

• ثانياً: طريقة حساب المكافئ من NaCl Equivalence Value

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

$$E = 17 \times \frac{L_{iso}}{MW}$$

- مثال: لدينا مادة دوائية ال Equivalence Value لها تساوي ←  
0.4 أي أن كل 1g من المادة الدوائية تعادل 0.4 من NaCl

# مسألة

- لدينا مادة دوائية لها وزن جزيئي يساوي  $L_{iso}=3.4$ ،
- $MW = 340$  والمطلوب:  
 . احسب
- ال Equivalence Value لهذه المادة
- حُضّر محلول دوائي من هذه المادة بتركيز
- $2g/100ml$  ما تركيز  $NaCl$  الواجب إضافته لجعل هذا  
المحلول Isotonic

# مسألة

- لدينا مادة دوائية مكافئها من NaCl يساوي 0.22 أي ( ،
- ( $E = 0,22$ ) حضرنا محلول من هذه المادة بتركيز 3 g في 500ml
- ماهي كمية NaCl الواجب إضافتها ليصبح المحلول Isotonic؟