



كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الثانية

المادة : كيمياء فيزيائية 2

المحاضرة : الثانية / نظري / تنزيل دكتور

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z Facebook Group :

كلية العلوم

2026

14

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

# الماء والذائبية

٩٩ - ١١٥ ومن ١٤٢ - ١٥٥

## الفصل الرابع

### ترمودينا ميك المحاليل

٤ - ١ - مقدمة :

المحاليل هي عبارة عن جمل وحيدة النوع ( متجانسة ) تتألف من مادتين أو عدد أكبر من المكونات ( المواد ) ويمكن لتركيب المحاليل أن يتغير باستمرار ضمن حدود معينة . وبناء عليه تختلف المحاليل عن المركبات الكيميائية بعدم ثبات تركيبها وعدم خضوعها لقانون النسب المضاعفة ، فمثلا ، يتغير تركيب المطلق المائي لكلور الصوديوم  $NaCl$  ، تلقائيا ضمن مجال انحلاله في الماء . ففي ( ١٠٠ غ ) من الماء يمكن اذابة أية كمية من  $NaCl$  في الدرجة ( ٢٠ م ) ضمن المجال الذي يتراوح من صفر وحتى ( ٣٦٨ غرام ) ، وهو المقدار الذي يوافق الانحلالية الحدية لهذا الملح عند درجة الحرارة المشار إليها . وتختلف المحاليل عن المركبات الكيميائية أيضا من حيث طبيعة الرابطة . فاذا كانت الروابط التي تميز المركبات الكيميائية في الأساس هي الروابط الشاردية والمشاركة ، فان المحاليل تتميز بوجود روابط فاندرالس الضعيفة ، وفي بعض الحالات بوجود الروابط الهيدروجينية . خلافا لعملية المزج العادية ، يحدث أثناء انحلال المادة تأثير متبادل معين بين الجسيمات التي يتشكل منها المحلول . تدعى المادة التي لا تتغير عند الانحلال حالتها الفيزيائية باسم الجسم المحل أو المذيب وتدعى المادة التي تتوزع بانتظام على هيئة جزيئات أو شوارد داخل الجسم المحل باسم الجسم المنحل أو المذاب ، ومن الضروري أن نشير هنا الى أن مفهوم الجسم المحل والمنحل يكون ذا معنى فقط في الحالة التي تكون فيها كمية المادة المنحلة كبيرة فاذا أخذنا مثلا ، محلولاً يحتوي على ( ٥٠٪ ) من الكحول وعلى ( ٥٠٪ ) من الماء ، فيمكن اعتبار هذا المحلول كمحلول للكحول

في الماء أو محلول الماء في الكحول . يفضل في مثل هذه الحالات استخدام مفهوم مكونات المحلول .

تقسم المحاليل من حيث حالتها الفيزيائية الى ثلاث فئات :

- ١ - المحاليل الغازية .
- ٢ - المحاليل السائلة .
- ٣ - المحاليل الصلبة .

سوف تقتصر دراستنا في هذا الفصل على المحاليل السائلة فقط ، وذلك نظرا للأهمية الكبيرة التي تتمتع بها هذه الطائفة من المحاليل إذ أن معظم العمليات في الطبيعة تجري في وسط مائي ، وتلعب المحاليل المائية دورا هاما للغاية في عمليات التصنيع المختلفة وفي العمليات التي تجري في التربة وفي الأجسام الحية .

تمتاز المحاليل السائلة بتنوع طبيعتها وتنوع سلوك قوى التأثير المتبادل الجزيئية فيها . فمثلا ، يرافق انحلال حمض الكبريت في الماء انطلاق كمية كبيرة من الحرارة ( حرارة الانحلال ) ، ويلاحظ تشكل مجموعة من الهيدرات ذات التراكيب المعينة ، والهيدرات عبارة عن المركبات الكيميائية التي تتشكل بين جزيئات ( أو شوارد ) المادة المنحلة وجزيئات الماء وتسمى عملية تشكلها بالاماهة . ويشكل عام ، تسمى المركبات الكيميائية التي تتشكل بين جزيئات المادة المنحلة وجزيئات المادة المحلة بالمستحلات أو المتداوبات وتسمى عملية تشكلها بالاستحلال أو المتداوب .

٤ - ٢ - أنواع المحاليل :

يمكن للمواد التي تدخل في تركيب المحاليل أن توجد في درجات مختلفة من البعثرة . وتعد أبعاد الجسيمة المنحلة من العوامل الهامة التي تميز نوع المحلول ، وذلك لأن كثيرا من الخواص الفيزيائية والكيميائية للمحاليل مرتبط ارتباطا وثيقا مع قيم هذه الأبعاد .  
تقسم المحاليل استنادا الى قيم أبعاد الجسيمات الى :

١ - محاليل حقيقية وتكون أبعاد الجسيمات فيها أصغر من هيلي مكرون واحد ، وهي تكون إما شاردية أو جزيئية ،

وذلك تبعا لكون المادة المنحلة قادرة على التفكك  
(المشرد) ، أو أنها تبقى دون تفكك على شكل جزيئات .

٢ - محاليل غروية وتتراوح أبعاد الجسيمات فيها من ( ١ )  
ميلي مكرون وحتى ( ١٠٠ ) ميلي مكرون .

٣ - المعلقات الخشنة والمستحلبات . تكون أبعاد الجسيمات  
فيها أكبر من ( ١٠٠ ) ميلي مكرون .

تحضر المحاليل الحقيقية الشاردية من اذابة المواد التي تتفكك  
في الماء بصورة جيدة ، كالأملح والحموض والأسس مثل :  
 $NaOH$  ,  $HCl$  ,  $Na_2SO_4$  ,  $NaCl$  ومركبات أخرى . وتتشكل المحاليل  
الجزيئية من انحلال المواد التي لا تتفكك عمليا في الماء ، كالفليكوز  
 $C_6H_{12}O_6$  والبولة  $(NH_2)_2CO$  والجليسيرين  $(OH)_3C_3H_5$  ومواد  
أخرى . وتمتاز كافة المحاليل الحقيقية بتركيبها المتجانس وبعدم  
وجود سطوح الفصل الفيزيائية بين المادة المنحلة والمادة المحلطة .

وتحضر المحاليل الغروية بطرق خاصة . نذكر كمثال على هذه المحاليل  
ماءات الحديد  $Fe(OH)_3$  وكبريت الزرنيخ  $As_2S_3$  وكبريتات  
الباريوم  $BasO_4$  ومركبات أخرى كثيرة .

تتجمع جزيئات المواد المنحلة في هذه المحاليل مع بعضها في شروط  
معينة وتشكل جسيمات ذات أبعاد تتراوح بين (١) ميلي مكرون وحتى  
(١٠٠) ميلي مكرون وتمتاز هذه المحاليل بأنها ليست متجانسة وذلك  
بسبب احتوائها على سطوح الفصل بين الأطوار المشكلة للمحلول - المادة  
المنحلة ( الطور المبعثر ) والجسم المحل ( وسط التبعثر ) وتدرس هذه  
الطائفة من المحاليل ضمن فرع مستقل من الكيمياء يعرف باسم الكيمياء  
الغروية .

أما فيما يتعلق بمحاليل المعلقات الخشنة ، فإنها تحضر من المواد ذات  
الانحلالية الضعيفة ، و بشكل خاص من الغضار ومن حبيبات الرمل الناعمة  
تمتاز هذه المحاليل بأنها ليست مستقرة ترموديناميكيا نظرا لعدم  
اشتراك جسيماتها في الحركة البراونية وهذا ما يجعل زمن وجودها  
صغيرا جدا . فهي تنفصل مع مرور الزمن الى طورين مستقلين :

الطور المبعثر ووسط التبعثر .  
سوف نتعرض في هذا الفصل لدراسة ترموديناميكية محاليل النوع الأول فقط . وذلك لأن محاليل النوع الثالث لا تشكل أية أهمية من الناحية النظرية أو التطبيقية ، ولأن المحاليل الغروية تدرس في الكيمياء الغروية كما سبق وذكرنا .

#### ٤ - ٣ - التعبير عن تركيز المحاليل :

يعد تركيز المحلول أحد الخواص الرئيسية له ، ويستخدم لتحديد التركيز وأحداث مختلفة .  
وفيما يلي نورد أحداث قياس التركيز ونقسمها الى وحدات الكتلة في وحدة الحجم ووحدات الكتلة في وحدة الكتلة .

أ - التعبير عن التركيز بوحدات الكتلة في وحدة الحجم :

١ - كتلة المادة المذابة في كل ليتر من المحلول وهي عبارة عن وحدة مناسبة في كثير من التطبيقات وخاصة في الصناعة .

ويعبر عنها عادة بوحدات الغرام لكل ليتر من المحلول. ولكنها لا تستخدم غالبا في التطبيقات الخاصة بالتحاليل. مولارية المحلول وهي بالتعريف عدد جزيئات المادة المنحلة التي يحتويها ليتر من المحلول وسنستعمل كلمة المولارية للتعبير عن التركيز الجزيئي الغرامي في ليتر من المحلول. مثال : محلول نصف مولاري من حمض الكبريت يحتوي على ( ٤٩.٠٤ ) غراما من  $H_2SO_4$  في كل ليتر من المحلول حيث ان الكمية ( ٤٩.٠٤ ) هي نصف كتلة (١) مول من  $H_2SO_4$  البالغة ( ٩٨.٠٩ ) غراما . بينما يحتوي المحلول المولاري على ( ٩٨.٠٩ ) غرام من  $H_2SO_4$  في كل ليتر من المحلول .

المولارية أو مايسمى بالتركيز الجزيئي الغرامي هي أكثر الطرق شيوعا للتعبير عن تركيز المحلول وهي الطريقة التي

غالباً ما تستعمل عالمياً في حسابات الكيمياء التحليلية  
٣ - العيارية ( النظامية ) أو المكافئ الغرامي في اللتر  
لمحلول هو بالتعريف عدد الأوزان المكافئة للمادة الموجودة  
في لتر واحد من المحلول .

أمثلة : يعطي (١) مول من HCL ،  $\frac{1}{4}$  مول من  
 $H_2SO_4$  حيث يوجد كل منهما في لتر واحد من  
محلول محاليل عيارية ( N ) من كل منهم ، ففي  
حالة HCL يكون المحلول العياري ( N ) هو نفسه  
المحلول المولاري ( M ) ولكن في حالة  $H_2SO_4$   
يكون المحلول العياري ( N ) هو نصف المحلول المولاري  
0,5M

ب - التعبير عن التركيز بدلالة وحدات الكتلة لكل وحدة كتلة :  
٤ - النسبة المئوية للتركيب ، وهي عدد الغرامات من المادة  
المذابة في كل ( ١٠٠ ) غرام من المحلول . ويستخدم  
هذا النظام في بعض الأحيان ولكن يمكن أن يوءدي الى  
نوع من البلبلة ولهذا لا ننصح باستخدامه . وأحياناً  
تستخدم النسبة المئوية للتركيب للدلالة على عدد الغرامات  
من المادة المذابة في ( ١٠٠ سم<sup>٣</sup> ) من المذيب وقد رفض  
مثل هذا النوع من الاستخدام .

٥ - المولالية : وهي تمثل عدد مولات المذاب في كيلو غرام  
من المذيب الذي يحتوي عليه المحلول ، وستستعمل كلمة  
المولالية للتعبير عن التركيز الجزيئي الغرامي في كيلو  
غرام من المذيب .

مثال : يسمى المحلول الذي نحصل عليه بإذابة ( ٩٨ر٠٨ )  
غرام من حمض الكبريت النقي في كيلو غرام واحد من  
الماء بمحلول أحادي المولالية . ويصلح مقياس المولالية  
للتجارب التي تحتوي على قياسات فيزيائية مثل  
( درجة التجمد ، درجة الغليان ، الضغط البخاري .. الخ )

في مدى واسع من درجات الحرارة ، وكون مولالية محلول ما هي وحدة تركيز تعتمد على كتل مكونات المحلول فقط فانها لا تعتمد على درجة الحرارة وظاهرة عدم الاعتماد على درجة الحرارة ظاهرة عامة لكل وحدات الكتلة لوحدة الكتلة ، وهذه تميزها عن وحدات الكتلة لوحدة الحجم . وعلى ذلك تكون المولارية والعيارية قيما تتغير تغيرا محسوسا بتغير درجة الحرارة حيث يتغير حجم المحلول بتغير درجة الحرارة .

٦ - يعرف الكسر الجزيئي لأي مكون من المكونات في محلول بأنه عدد المولات من ذلك المكون مقسوما على العدد الكلي للمولات لجميع مكونات المحلول . ويكون مجموع الكسور الجزيئية لجميع مكونات المحلول هو الواحد . وفي حالة المحلول الموءلف من مكونين نجد أن الكسر الجزيئي للمادة المذابة =  $\frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{عدد مولات المادة المذابة} + \text{عدد مولات المذيب}}$

وكذلك الكسر الجزيئي للمذيب =  $\frac{\text{عدد مولات المذيب}}{\text{عدد مولات المادة المذابة} + \text{عدد مولات المذيب}}$

مثال : اذا كان المحلول يحتوي على (٢) مول من الكحول الايتيلي و (٦) مول من الماء فان الكسر الجزيئي للكحول يساوي المندار  $\frac{2}{2+6} = \frac{2}{8} = 0.25$  بينما يكون الكسر الجزيئي للماء =  $\frac{6}{2+6} = \frac{6}{8} = 0.75$  وتكون النسبة المئوية للجزء الغرامي ( المول ) للكحول في هذا المحلول =  $0.25 \times 100 = 25$  ووحدهات جزء غرامي في المائة للكحول وأما بالنسبة للماء فهي  $0.75 \times 100 = 75$  ووحدهات جزء غرامي في المائة للماء .

ويستخدم الكسر الجزيئي أو النسب المئوية للجزء الغرامي في الأبحاث النظرية لأن كثيرا من الخواص الطبيعية للمحاليل يمكن التعبير عنها بوضوح بدلالة الأعداد

النسبية لجزيئات المذيب والمادة المذابة .  
 ٧ - عدد الغرامات لكل ( ١٠٠ ) غرام من المذيب . تستخدم  
 هذه الوحدة في بعض الأحيان للتعبير عن قابلية المواد  
 للذوبان . ومن النادر استخدامها في شيء آخر .  
 واستنادا للتعريف السابقة يمكن تلخيص وحدات التركيز بالعلاقات  
 التالية :

$$( 4 - 1 ) \quad \omega_i = \frac{g_i}{g_1 + g_2 + \dots + g_k} = \frac{g_i}{\sum g_j} \quad \text{١ - الكسر الوزني} :$$

$$( 4 - 2 ) \quad x_i = \frac{n_i}{n_1 + n_2 + \dots + n_k} = \frac{n_i}{\sum n_j} \quad \text{٢ - الكسر المولي} :$$

$$( 4 - 3 ) \quad \varphi_i = \frac{v_i}{v_1 + v_2 + \dots + v_k} = \frac{v_i}{V} \quad \text{٣ - الكسر الحجمي} :$$

$$( 4 - 4 ) \quad C_i = \frac{n_i}{V} \quad \text{٤ - التركيز المولي} :$$

٥ - التركيز النظامي أو النظامية : ( 4 - 5 )  $N = \frac{g}{W \cdot V}$   
 حيث  $g$  وزن المادة المنحلة و  $W$  وزنها المكافئ ،  $V$  حجم  
 المحلول ( ليتر ) .

٦ - النسبة المولية : ( 4 - 6 )  $r_i = \frac{h_i}{n_1}$  وهي  
 تعين عدد مولات المادة المنحلة الموجودة في مول واحد من  
 المادة المنحلة .

٧ - التركيز الوزني المولي أو المولالية  

$$m_i = \frac{n_i \cdot 1000}{g_1} = \frac{n_i \cdot 1000}{n_1 \cdot M_1} \quad ( 4 - 7 )$$
  
 حيث أن  $g_1$  عدد مولات المادة المنحلة ،  $g_1$  وزن المادة  
 المحلّة و  $n_1$  و  $M_1$  عدد مولات والوزن الجزيئي للمادة المحلّة .  
 وترتبط وحدات التركيز المختلفة بعضها مع البعض الآخر بعلاقات

يمكن بواسطتها الانتقال من واحدة الى أخرى عند الضرورة .

– تطبيقات على استخدام وحدات التركيز :

١ – تبلغ كثافة محلول حمض الكبريت ذي التركيز ( ٢٠٪ ) مقدار

( ١١٤٥ ) غرام / مل في الدرجة ١٥ ° .

احسب مولية ونظامية ومولالية هذا المحلول ثم احسب

التركيز معبرا عنه بالكسور المولية .

الحل :

أ – حساب مولية المحلول :

بدمج علاقتي النسبة الوزنية والتركيز المولي نحصل على :

$$C = \frac{n_i}{V} = \frac{1000 \text{ dg}}{M_2 \cdot 100}$$

حيث d كثافة المحلول، g النسبة الوزنية للمحلول M الوزن الجزيئي للمادة المنحلة .

نعوض نجد :

$$C = \frac{1000 \cdot 145.20}{98 \cdot 100} = 2,31 \text{ mol/L}$$

ب – حساب النظامية : بطريقة مماثلة :

$$N = \frac{1000 \cdot 1,145.20}{49 \cdot 100} = 4,62 \text{ g/L}$$

ج – حساب المولية :

$$M = \frac{100 - g}{M_2 (100 - g)}$$

$$M = \frac{1000 \cdot 20}{98 (100 \cdot 20)} = 2,55 \frac{\text{mole}}{1000\text{g} (H_2O)}$$

ث – حساب التركيز بالكسور المولية :

$$x = \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{g / M_2}{g / M_2 + \frac{100 - g}{M_1}}$$

حيث  $M_1$  الوزن الجزيئي للمادة المحلّة نعوض نجد :

$$x_2 = \frac{20/98}{20/98 + \frac{80}{18}} = 0,044$$

وهو المطلوب .

- ٢ - اشرح كيف يمكن تحضير (٦٠سم<sup>٣</sup>) من محلول مائي لنترات الفضة  $AgNO_3$  حيث تكون شدة تركيز المحلول  $AgNO_3$  (٠.٣٠ غ/سم<sup>٣</sup>) .

الحل :

- يحتوي كل سم<sup>٣</sup> من المحلول (٠.٣٠ غ)  $AgNO_3$  اذا (٦٠سم<sup>٣</sup>) من المحلول تحتوي على :  $60 \times 0.30 = 18$  غ من  $AgNO_3$  . اذ ١٨ غ من  $AgNO_3$  في حوالي (٥٠سم<sup>٣</sup>) من الماء . ثم أضف كمية كافية من الماء ليصبح الحجم (٦٠ سم<sup>٣</sup>) بالضبط .
- ٣ - ماهي مولارية المحلول المحتوي على (١٦٠ غرام) من  $CH_3OH$  في (٢٠٠سم<sup>٣</sup>) من المحلول ؟ مع العلم أن الكتلة الجزيئية للكحول الميثيلي هي (٣٢٠) .

الحل :

$$\frac{160}{64} = \frac{32}{0.2} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{عدد اللترات من المحلول}}$$

$$= 2.5 \text{ مول / لتر}$$

- ٤ - عين التركيز الجزيئي الغرامي لكل من المحاليل الآتية :
- (أ) ١٨٠ غرام من  $AgNO_3$  لكل لتر من المحلول .
- (ب) ١٢٠ غرام من  $AlCl_3 \cdot 6H_2O$  لكل لتر من المحلول .
- وحيث الكتلة الجزيئية لـ  $AgNO_3$  هي ١٦٩٩ ولـ  $AlCl_3 \cdot 6H_2O$  تساوي ٢٤١٤

الحل :

$$\frac{18.0g/L}{169,9 g /mol} = 0,106mol/L / L = 0,106M \quad (\bar{A})$$

$$\frac{12,00g/L}{241,4 g/mol} = 0,0497 mol/L / L = 0,0497 M \quad (\bar{B})$$

٥ - كم عدد المكافئات من المذاب الموجود في :

(أ) الـ لتر من محلول (٢) عياري .

(ب) ١ لتر من محلول نصف عياري .

(ج) نصف لتر من محلول عياريته ٢ر .

الحل :

يحتوي المحلول العياري على (١) مكافء من المذاب فـي

(١) لتر من المحلول .

(أ) ١/١ لتر من المحلول عيار ( 2N ) يحتوي على (٢) مكافء

من المذاب .

(ب) ١/١ لتر من المحلول نصف العياري ( 0,5N ) يحتوي على

0/5 مكافء من المذاب .

(ج) نصف لتر من محلول عيارية ( 0,2N ) يحتوي على

0,2 ~~X~~ 0,5 أي يحتوي على (١ر) مكافء من المذاب

٤ - ٤ - آلية عملية الانحلال :

تعد عملية الانحلال عملية فيزيائية كيميائية معقدة ويظهر

خلالها بوضوح التأثير المتبادل بين الجسيمات ( جزيئات أو شوارد )

الذي يتصف بتنوع طبيعته الكيميائية .

تبدي قطبية جزيئات المذيب وجزيئات المادة المذابة تأثيرا كبيرا

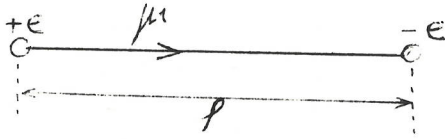
على عمليات انحلال كثير من المواد التي توجد في حالات فيزيائية

مختلفة . وتتجلى قطبية الجزيئات في التوزع غير المتساوي للشحنات

الكهربائية الذي يوءدي لأن تتغلب الشحنات الموجبة في أحد أقسام  
 الجزيئة وتتغلب الشحنات السالبة في القسم الآخر .  
 يمكن التعبير عن قطبية الجزيئة بصورة كمية من خلال مفهوم ثنائي  
 القطب والذي يعطي عزمه بالعلاقة التالية :

$$\mu = e \cdot l \quad ( 4 - 8 )$$

حيث  $\mu$  يمثل عزم ثنائي القطب ،  $e$  القيمة المطلقة لكل من  
 الشحنتين  $l$  المسافة الفاصلة بين الشحنتين ويمكن تمثيلا بالشكل:



كما وينبغي أن نفرق بين قطبية الجزيئة ككل وقطبية الروابط التي  
 توجد فيها . فهذان المفهومان يتطابقان في حالة الجزيئات ثنائية  
 الذرة . غير أن قطبية الجزيئات متعددة الذرات تتعلق بقطبية  
 الروابط المستقلة وتعلق بتوضع هذه الروابط بالنسبة لبعضها البعض  
 في الجزيئة . في حالة الجزيئات ذات البنية المتناظرة ، تكون  
 قيمة عزم ثنائي القطب مساوية للصفر ، إذ أنه على الرغم من  
 أن الروابط المستقلة في مثل هذه الجزيئات تكون قطبية ، إلا أنه  
 يحدث في هذه الحالة توازن متبادل كامل بين عزوم ثنائيات الأقطاب  
 للروابط المستقلة .

عندما تكون جزيئة المركب ذات بنية غير متناظرة ، فإن عزوم  
 ثنائيات الأقطاب للروابط المستقلة لا تكافئ بعضها بعضا ، أي أن  
 محصلة هذه العزوم لا تساوي الصفر . فمثلا في جزيئة الماء يوجد  
 رابطتان قطبيتان  $O \begin{matrix} H \\ \searrow \\ H \end{matrix}$  تشكل فيما بينها زاوية مقدارها  
 $104.5^\circ$  وبالتالي فإن جزيئة الماء تتمتع بعزم ثنائي قطب كبير  
 نسبيا وكذلك الحال بالنسبة لجزيئة النشادر التي تمثل على هيئة

رباعي وجوه ، تتوضع ذرة الآزوت في احدى زواياه ، بينما تتوضع ذرات الهيدروجين في الزوايا الثلاث الباقية .  
ينتسب للمواد القطبية عدد كبير من المركبات ( الكحولات ، الاتيريات السيتونات والحموض .. الخ ) والجدول التالي ( ١ - ٤ ) يبين قيم عزوم شائيات الأقطاب لبعض تلك المواد .

الجدول (١-٤) وفيه عزوم شائيات الأقطاب لبعض الجزيئات

الجزيئة	$\mu$ (ديباري)	الجزيئة	$\mu$ ديباري
$C_6 H_6$	0	$CH_3OH$	1,68
$HCl$	1,03	$CH_3 - CH_2OH$	1,70
$NH_3$	1,46	$CH_3COOH$	1,73
$CH_2Cl_2$	1,55	$H_2O$	1,84

يتضح من هذا الجدول أن عزم شائي القطب لجزيئة البنزول يساوي صفرا ، وتكون قيمته أكبر ما يمكن في جزيئة الماء .  
ولذلك يعد الماء جسما محلا جيدا للمركبات القطبية المختلفة ( الأملاح ، السكر ) .  
من ناحية أخرى يمكن أن نقيم قطبية أي محل من المحلات بواسطة ثابت العزل الكهربائي الذي يبين عدد المرات التي تكون فيها قوى التدافع أو التجاذب بين الشحنتين الكهربائيتين في وسط معين أقل مما هي عليه في الفراغ (  $\epsilon = 1$  ) .  
حيث كلما كانت قطبية جزيئات المحل كبيرة ، كانت قيمة ثابت العزل أكبر . يضم الجدول (٢-٤) قيم ثوابت العزل الكهربائي لبعض المواد .

الجدول (٤-٢) وفيه قيم شوابت العزل الكهربائي  
 (٤) لبعض المركبات في الدرجة (٢٠ م ) .

المادة	ع	المادة	ع
الفراغ	1,0	الكلوروفورم	4,05
الكيروسين	2,0	الأسيتون	21,5
البنزول	2,26	الايثانول	27,8
زيت الزيتون	3,0	الفليسيرين	56,2
		الماء	80,4

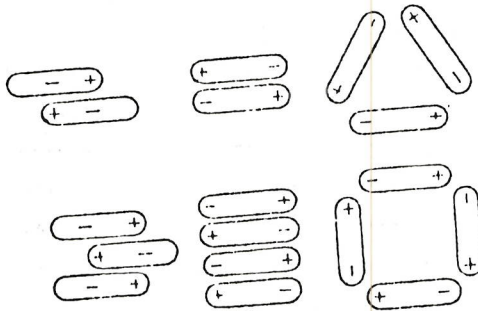
ويعد ثابت العزل الكهربائي من الخصائص الهامة جدا لأي محل من  
 المحلات . فهكذا ، ترتبط انحلالية الكهرلليات بعلاقة خطية مع  
 ثابت العزل الكهربائي للسائل ، انظر الجدول (٤-٣) .  
 كقاعدة : تمتلك السوائل ذات الجزيئات شديدة القطبية ثابت عزل  
 كهربائي مرتفع . ويرتبط مع شوابت عزل هذه السوائل ارتباطا  
 وثيقا تلك الظواهر مثل : ترابط جزيئات المحل ، عمليات التفكك  
 الكهرلتي ، ظاهرة الاستحلال .. الخ .

الجدول (٤-٣) وفيه قيم شوابت العزل الكهربائي للمحلات  
 وانحلالية كل من  $KCl$  و  $NH_4Cl$  في الدرجة (١٨-٢٠)

المحل	ع	الانحلالية	
		$NH_4Cl$	$KCl$
الكحول الايتيلي	27,8	0,6	0,0034
الكحول الميثيلي	31,2	3,4	0,5
الفليسيرين	56,2	9,0	6,4
الماء	80,4	27,3	25,5

تتوجه الجزيئات القطبية في السوائل بالنسبة لبعضها البعض وتشكل  
 تجمعات ذات حجوم مختلفة . وتلاحظ هذه الظاهرة عند انحلال

المواد التي تتألف من جزيئات قطبية في المحلات اللاقطبية ، الشكل  
 ( ١ - ٤ ) .



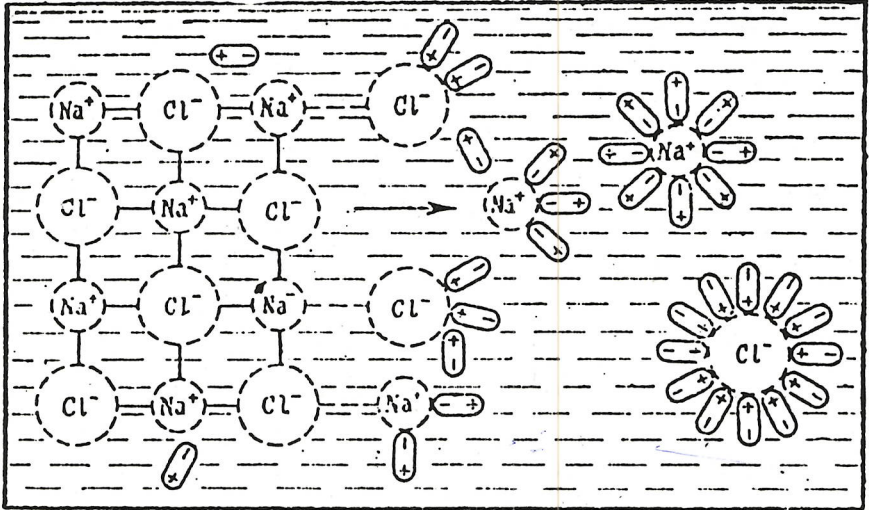
الشكل ( ١ - ٤ ) ويبين الأشكال المختلفة لتجمعات  
 الجزيئات القطبية في السائل

فمثلا تتجمع جزيئات حمض البنزين  $C_6H_5COOH$  وجزيئات الكحول  
 الايتيلي عندما تكون منحلة في البنزول ( محل لاقطي ) وتشكل  
 جسيمات تضم الواحدة منها جزيئتين أو أكثر .  
 تحاط الجسيمات المشحونة داخل المحلول ، سواء كانت شوارداً أم جزيئات  
 قطبية بغمامات أو أغلفة تتألف من جزيئات المادة المحللة التي  
 تتوجه وفق الشكل الدائم وهي تسمى بغمامات المستحلات . وفي الحالة  
 الخاصة التي يكون فيها المحل هو الماء حيث تحاط شوارداً وجزيئات

المادة المنحلة بجزيئات الماء فتسمى الظاهرة عندئذ بالاماهة .  
ان درجة الاماهة للشوارد والجزيئات المختلفة ليست واحدة وهي  
تتعلق بقيمة شحنات هذه الجسيمات وتتعلق بأبعادها أيضا فكلما كانت  
الشحنات أكبر والأبعاد أصغر ، أي كلما كانت كثافة الشحنة النوعية  
أعلى ، حدثت الاماهة بصورة أقوى . ينتج من ذلك أن غمامات  
الاماهة تمسك بواسطة قوى التجاذب ، الكهروساكنة . يمكن أن تشكل  
المجموعات القطبية في جزيئات المادة المنحلة أيضا روابط هيدروجينية  
مع جزيئات الماء ولا تتمتع بالقدرة على التميح أثناء الانحلال  
المركبات البلورية فقط ، انما تستطيع المركبات الغازية والسائلة  
أن تميح أيضا .  
والهيدرات عبارة عن مركبات ، الا أنها أقل شيئا من المركبات  
الكيميائية العادية ، فهي تستطيع أن تتخرب بسهولة عند ارتفاع  
درجة الحرارة ارتفاعا طفيفا .

تحدث عملية انحلال المواد بفعل التأثير المتبادل بين جسيمات المادة  
المنحلة مع جزيئات المحل . وتتألف آلية انحلال الأجسام الصلبة في  
السائل بصورة رئيسية من ثلاث مراحل .

لندرس على سبيل المثال آلية انحلال بلورة كلور الصوديوم التي  
تتألف من شوارد الصوديوم الموجبة والكلور السالبة مرتبطة مع  
بعضها البعض بقوى كهربائية . ومن المعروف أن الرابطة بين شوارد  
الصوديوم والكلور فيها هي رابطة شاردية ، وتؤثر بين جزيئات  
الماء قوى فاندرالس بالإضافة الى الرابطة الهيدروجينية ، وتظهر  
بين شوارد الصوديوم والكلور ، من جهة وجزيئات الماء القطبية ،  
من جهة أخرى ، الرابطة الشاردية - ثنائي القطب . وتبدو كافة  
هذه الأشكال للرابطة كما لو كانت تتنافس فيما بينها . وعندما  
تغمر البلورة في الماء ، تتوجه جزيئات الماء القطبية بطريقة  
يكون فيها قطبها السالب متوجها نحو شاردة الصوديوم الموجبة ،  
وقطبها الموجب نحو شاردة الكلور السالبة ، الشكل ( ٢ - ٤ ) ، أي  
تجري حادثة الاماهة لهذه الشوارد .



الشكل ( ٢-٤ ) ويمثل كيفية انحلال بلورة  $NaCl$  في الماء .

تتميز البلورات الشاردية بشدة الحقل الكهربائي الخارجي . وهذا يؤدي الى انجذاب جزيئات الماء القطبية نحو سطح البلورة . ان الرابطة شاردة - عزم ثنائي القطب التي تتشكل نتيجة الاماهة تظهر أقوى من الرابطة بين الشوارد  $Na - Cl$  . ويحدث من جراء الحركة الحرارية تحطم كامل لهذه الرابطة بين الشوارد المتوضعة على سطح البلورة . ويحدث في المرحلة الثانية للانحلال اماهة كاملة للشوارد التي انتقلت تماما الى المحلول . بينما تكون المرحلة الثالثة للانحلال عبارة عن عملية الانتشار التلقائي للشوارد المميهة في كافة

#### حجم المحلول .

يتمتع العديد من المواد البلورية أيضا التي تختفي الى اللاكهرليات بانحلالية عالية في الماء ، وهو الأمر الذي يمكن تفسيره على أساس وجود مجموعات قطبية في جزيئات هذه المواد تكون قادرة على أن تتميه .

يتضح من آلية الانحلال التي ذكرت أعلاه أنه لتحطيم الشبكة البلورية يلزم صرف مقدار ما من الطاقة ، ومن ناحية ثانية تترافق اماهة شوارد أو جزيئات المادة المنحلة بانتشار الطاقة على شكل حرارة ، وينتج أن المفعول الحراري للانحلال هو عبارة عن حاصل جمع حدين أو مقدارين :

١ - طاقة الاماهة .

٢ - طاقة الشبكة البلورية .

تترافق عملية الاماهة بانتشار الحرارة دائما . ويدل الحساب أن طاقة الاماهة تبلغ تقريبا ( ٣٤ ) كيلو حريرة/مول، وذلك في الحالة التي يرتبط فيها مع كل شاردة جزيئة واحدة من الماء وعلى العكس ، فان عملية تحطيم الشبكة البلورية هي عملية ماصة للحرارة . وبالتالي فان المفعول الحراري الكلي للانحلال ينتج عن المجموع الجبري لقيمة طاقة تحطيم الشبكة البلورية في الجسم الصلب وتحويله الى السائلة أي طاقة الانحلال وطاقة الاماهة . وتكون عملية الانحلال ماصة أو ناشرة للحرارة وذلك تبعا لقيمة المجموع الجبري هذا الناتج .

٤ - ٥ - المحلول المثلثي ( الكامل )

لنعتبر تكون مزيج من غازات أي محلول غازي مكون من مزج غازين نقيين . والناتج التي سنحصل عليها المتعلقة بتغير الطاقة الحرة المرافقة لعملية المزج هذه سيجري تعميمها على المحاليل المثالية الأخرى سواء أكانت محاليل غازية أو سائلة أو جامدة . فإذا كانت الغازات غير مختلفة تماما عن بعضها البعض تكون عملية المزج مكافئة لعملية تمدد كل غاز من حجرته المنفصلة الى الحجره

درجة تركيز السكر بالمولية	الكسور الجزئية		الضغط الرخباي للماء ممز	ماء a	سكر a
	سكر	ماء			
1,0	0,0177	0,982	4,489	0,980	0,019
3,5	0,059	0,941	4,195	0,916	0,146
4,5	0,075	0,925	4,064	0,888	0,238
5,0	0,082	0,918	3,994	0,872	0,292
6,0	0,098	0,902	3,867	0,845	0,403

#### ٤ - ١١ - خواص المحاليل الممددة ( ا لانخفاض في الضغط البخاري )

بشكل عام ، التغيرات التي توءثر على المحاليل والتي قد تعاملنا معها حتى الآن هي الضغط ودرجة الحرارة والتركيب : وبما أن تعقيدات المحاليل الحقيقية كبيرة الى درجة قادتنا الى افتراض أن الضغط ودرجة الحرارة ثابتين خلال دراستنا السابقة بغية التركيز على المتغير المتبقي ألا وهو التركيب . ومع ذلك نلاحظ أنه توجد عدة خواص هامة للمحاليل الممددة التي تتطلب الاهتمام بالتغيرات الثلاثة . لنتعرف الآن على الخواص الأربع المشتركة للمحاليل الممددة والتي يتغير فيها الحرارة أو الضغط بالإضافة الى درجة تركيز المادة المنحلة وهي :

- ١ - الانخفاض في الضغط البخاري للمحل .
- ٢ - الانخفاض في درجة التجمد .
- ٣ - الارتفاع في درجة الغليان .
- ٤ - تنمية الضغط الأزموزي ( السطولي ) .

هذه الخواص الأربع مترابطة مع بعضها البعض وذلك لاعتمادها المشترك على عدد جسيمات المادة المنحلة في كمية معلومة من المحل . أول هذه الخواص المشتركة هي الانخفاض في الضغط البخاري للمحل وذلك نتيجة لاضافة المادة المنحلة الغير متطايرة والذي يدل عليه بواسطة قانون راوول بدلالة الكسر الجزيئي للمحل على النحو التالي :

$$P_A = x_A \cdot P_{oA} \quad (4 - 59)$$

وفي حالة كتابة  $x_A = 1 - x_B$  باعتبار المحلول ثنائي المكون يمكن كتابة علاقة اعتماد الضغط البخاري للمحل على الكسر الجزيئي للمادة المنحلة بالشكل :

$$P_A = (1 - x_B) P_{oA} \quad \text{أو} \quad P_{oA} - P_A = x_B P_{oA} \quad (4 - 60)$$

وحسب هذه العلاقة فان الانخفاض في الضغط البخاري  $P_{oA} - P_A$  لمحل معلوم يعتمد على الكسر الجزيئي  $x_B$  للمادة المنحلة فقط .  
وكما شاهدنا سابقا ، فان قانون راوول ينطبق على المحل في المحاليل الممددة الحدية حتى اذا كان المحل له سلوك لامثالي في المحاليل الأكثر تركيزا . وبالتالي فانه يمكن تطبيق المعادلة (4-60) في حالة جميع المحاليل ومنها المحاليل الممددة الحدية . وهكذا يعتمد الانخفاض في الضغط البخاري للمحل كنتيجة لتواجد مادة منحلة غير متطايرة ، على الأقل في المحلول الممدد الحدي ، على الكسر الجزيئي للمادة المنحلة فقط . ولاتشتمل أي خاصة أخرى للمادة المنحلة التي يمكن أن تكون أيونية أو جزيئية وأن الجزيئات يمكن أن تكون كبيرة أو صغيرة . وبالتالي فان الانخفاض في الضغط البخاري يمثل أحد الخواص المشتركة للمحاليل المختلفة .

#### ٤ - ١٢ - الارتفاع في درجة الغليان :

لنحسب الآن التغير في درجة حرارة الغليان لمحلول ينتج من اضافة كمية صغيرة من مادة منحلة غير متطايرة الى محل . ان حالة التوازن المتواجدة عند نقطة الغليان بين السائل والبخار تجيز لنا كتابة :

$$(\bar{G}_A)_L = \bar{G}_A \quad (4 - 61)$$

حيث  $(\bar{G}_A)_L$  هي الطاقة الحرة للمحل في البخار ،  $\bar{G}_A$  - الطاقة الحرة

الجزئية للمحل في المحلول وكليهما تحت نفس الشروط من درجة حرارة وضغط .

وتكون الطاقة الحرة للبخار الذي يفرض أنه لا يحتوي الا على المحل فقط أي ( المكون A ) تابعة لدرجة الحرارة ( T ) والضغط ( P ) بينما تكون الطاقة الحرة للمكون ( A ) في المحلول ( الكمون الكيميائي ) تابعة لدرجة الحرارة T والضغط P والتركييب أيضا . ويفرض أن السلوك المثالي يظهر الاعتماد على التركيب بواسطة الحد  $R T \ln X$  يمكننا كتابة :

$$\bar{G}_A = (G_A^0)_L + RT \ln x_A \quad (4-62)$$

حيث  $(G_A^0)_L$  هي الطاقة الحرة للسائل النقي (A) .  
بمقارنة (4-61) و (4-62) يمكن كتابة :

$$\frac{(G_A^0)_v - (G_A^0)_L}{T} = \frac{\Delta G_{\text{vap}}}{T} = R \ln x_A \quad (4-63)$$

حيث  $\Delta G_{\text{vap}}$  - الطاقة الحرة للتبخير .

تعطى العلاقة (4-63) العلاقة بين الكسر الجزئي للمكون A في محلول يغلي محتويا على مادة منحلة غير متطايرة . وبين الطاقة الحرة للتبخير للمكون A ويهمننا أن نعرف اعتماد هذه العلاقة على درجة الحرارة لذلك نفاضل العلاقة (4-63) بالنسبة لـ T فنكتب :

$$\frac{d}{dT} \left( \frac{\Delta G_{\text{vap}}}{T} \right) = R \cdot \frac{d \ln x_A}{dT} \quad (4-64)$$

ويمكننا تبسيط هذه العلاقة اذا تذكرنا أن :

$$\frac{d}{dT} \left( \frac{\Delta G_{\text{vap}}}{T} \right) = - \frac{\Delta H_{\text{vap}}}{T^2}$$

وعوضنا في (4-64) نحصل على :

$$- \frac{\Delta H_V}{R T^2} = \frac{d \ln x_A}{dT} \quad (4-65)$$

ويمكننا الآن تقدير التغير في درجة الحرارة اللازمة للإبقاء على التوازن عند إضافة مادة منحلة غير متطايرة إلى محل نقى وأن الكسر الجزيئي للمحل يتغير من ( 1 ) إلى (  $x_A$  ) مما يوءدي إلى تغيير درجة حرارة الغليان للمحل النقي (  $T_0$  ) إلى درجة الحرارة (  $T$  ) للمحلول . فإذا اعتبرنا أن  $\Delta H_{vap}$  تبقى ثابتة فيكون التكامل:

$$-\frac{\Delta H_V}{R} \int_{T_0}^T \frac{1}{T^2} \cdot dT = \int_{x_A=1}^{x_A} d \ln x_A$$

وبإجراء عملية التكامل ينتج :

$$-\frac{\Delta H_V}{R} \left( \frac{1}{T} - \frac{1}{T_0} \right) = \ln x_A \quad (4-66)$$

دعنا الآن نعيد ترتيب حدود هذه النتيجة كي تعبر عن التغير في درجة الحرارة بدلالة الكسر الجزيئي للمادة المنحلة  $x_B$  وذلك من أجل قيم  $x_B \ll 1$

$$\ln(1+y) = y - \frac{y^2}{2} + \frac{y^3}{3} - \dots$$

بفك المتسلسلة :  $x_B \ll 1$  :  
 باهمال الحدود الثانية والاكتفاء بالحد الأول فقط يكون عندنا :

$$\ln x_A = \ln(1 - x_B) \approx -x_B$$

بالإضافة إلى :

$$\frac{1}{T} - \frac{1}{T_0} = \frac{T_0 - T}{T T_0} \approx \frac{\Delta T}{T_0^2}$$

وذلك بفرض أن  $\Delta T$  التغير في درجة الغليان صغير بمقدار كاف مما يمكن من اعتبار أن  $T T_0 \approx T_0^2$  . بهذه التقريبات وإعادة ترتيب الحدود تصبح العلاقة (4-66) بالشكل التالي :

$$\Delta T_0 = \frac{R T_0^2}{\Delta H_V} \cdot x_B \quad (4-67)$$

ولكن جرى العرف في دراسة الخواص المشتركة للمحاليل الممددة على التعبير عن تركيب المحلول بالمولية بدلا من الكسر الجزيئي للمادة المنحلة ويستخدم عادة الرمز  $m$  للدلالة على المولية والتي تعرف بأنها تساوي عدد الجزيئات الغرامية من المادة المنحلة في  $1000 \text{ g}$  من المحل .  
 فإذا كان  $n_A$  هو عدد الجزيئات الغرامية للمحل في  $1000 \text{ g}$  من المحل فإنه :

$$x_B = \frac{m}{n_A + m} \approx \frac{m}{n_A} \quad (4-68)$$

هذا التبسيط يعود الى أنه في حالة المحاليل الممددة ، تكون قيمة  $m$  أصغر بكثير من قيمة  $n_A$  ، حيث يمكن حساب  $n_A$  لأي محل من قسمة (1000) على الوزن الجزيئي للمكون A .  
 ويمكن كتابة معادلة الارتفاع في درجة الغليان بدلالة المولية بالصورة التالية :

$$\Delta T_o = \frac{R T_o^2}{n_A \Delta H_{vap}} \cdot m \quad (4-69)$$

ويمكن كتابة العلاقة (4-69) بشكل آخر هو :

$$\Delta T_o = K_b \cdot m \quad (4-70)$$

حيث :

$$K_b = \frac{R T_o^2}{n_A \Delta H_v} \quad (4-71)$$

يسمى ثابت الارتفاع لدرجة الغليان أو ثابت الغليان اختصارا .  
 وأن :  $n_A = \frac{1000}{M_A}$  حيث :  $M_A$  الوزن الجزيئي للمذيب بالغرامات .

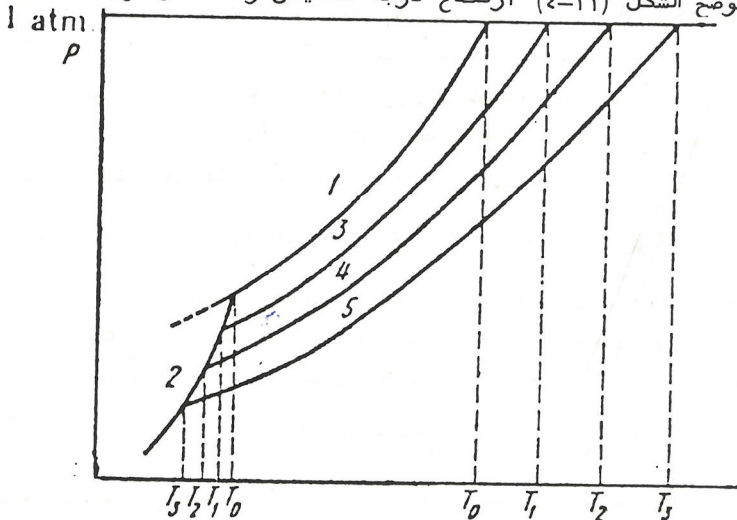
ويتضمن الجدول رقم (٤-٥) مقارنة لقيم  $K_b$  المحسوبة من العلاقة (4-70) وكذلك (4-71) لمجموعة من السوائل نلاحظ أن الاتفاق بين القيم جيد ولكن هذا فقط في حالة المواد المنحلة التي لا تتفكك

أو لا تتجمع في المحلول فإذا حدثت إحدى هاتين العمليتين فإن عدد جسيمات المادة المنحلة في 1000g من المحل ليس ببساطة مساويًا لعدد أفوغاردو مضروباً في المولالية .

الجدول ( ٥ - ٤ ) ويبين قيم  $K_b$  لمجموعة من السوائل

المحل	درجة الغليان (م)	$K_b$	
		( 4-70 )	( 4 - 71 )
ماء	100,0	0,51	0,51
إيثانول	78,4	1,22	1,20
بنزين	80,1	2,53	2,63
إيثر	34,6	2,02	2,11
كلوروفورم	61,3	3,63	3,77

ويوضح الشكل (٤-١١) ارتفاع درجة الغليان وانخفاض درجة التجمد .



درجة التجمد

درجة الغليان

الشكل (٤-١١) ويمثل علاقة ضغط البخار مع درجة الحرارة .  
 ١- المحل السائل النقي ٢- المحل الصلب النقي ٣-٤-٥ المحل فوق المحاليل  
 بتزايد تراكيز المادة غير الطيارة .

#### ٤ - ١٣ - الانخفاض في درجة التجمد :

بشكل عام نلاحظ أن درجة تجمد المحلول تنخفض عن درجة تجمد المهيئ النقي ، الآن لنحسب مقدار هذا الانخفاض في درجة التجمد . لذلك نعتبر كما في الفقرة السابقة (٤-١٢) أن حالة التوازن الحاصلة عند نقطة التجمد بين المكون (A) في المحلول والجامد (A) تجيز لنا كتابة :

$$(G_A)_S = \bar{G}_A \quad (4 - 72)$$

حيث الرمز S السفلي يشير الى الحالة الصلبة . و اذا فرضنا أن المكون (A) يسلك سلوكا مثاليا في المحلول نكتب :

$$\bar{G}_A = (G_A^o)_L + R T \ln x_A \quad (4 - 73)$$

ويمكننا استكمال الاستنتاج بنفس الاسلوب الذي اتبعناه في (٤-١٢) باعادة ترتيب الحدود واجراء التكامل موضعا التغير في درجة التجمد من  $(T_f)$  الى  $(T)$  كما يتغير الكسر الجزيئي للمكون A من (1) الى  $(x_A)$  و اذا فرضنا أن  $\Delta H_f = H_L^o - H_S^o$  تظل ثابتة ضمن هذا المجال من درجات الحرارة نحصل على :

$$\frac{\Delta H_f}{R} \left( \frac{1}{T} - \frac{1}{T_f} \right) = \ln x_A \quad (4 - 74)$$

وبفرض أن تغيرا بسيطا مقداره  $\Delta T_f$  يحصل في درجة التجمد نتيجة لاضافة كمية صغيرة من المادة المنحلة  $(x_B)$  فان ذلك يجيز لنا تحويل العلاقة (74 - 4) الى الصورة الآتية :

$$\Delta T_f = \frac{R T_f^2}{\Delta H_f} \cdot x_B \quad (4 - 75)$$

ويمكن كتابة النتيجة بدلالة درجة التركيز الجزيئي الوزني (المولالية) بالشكل :

$$\Delta T_f = - K_f \cdot m \quad (4 - 76)$$

حيث :

$$K_F = \frac{R T_f^2}{n_A \cdot \Delta H_f} \quad (4 - 77)$$

وأن  $n_A = \frac{1000}{M_A}$  حيث  $M_A$  : الوزن الجزيئي للمحل بالغمم .  
ونسمي عندها الثابت  $K_F$  بثابت الانخفاض في درجة التجمد أو ثابت التجمد اختصارا وهو لا يعتمد الا على المحل فقط .

وتوضح القيم المعطاة في الجدول ( ٦ - ٤ ) مدى الدقة في قياس الانخفاض في درجة التجمد كما تشير الى درجة تطابق معادلة الانخفاض في درجة التجمد على المحاليل الممددة وحرارة انصهار الماء عند الدرجة  $0^\circ \text{C}$  تكون  $6008 \text{ J / mol}$  والقيمة المحسوبة للثابت  $K_F$  هي (1,860) .

وتجد قياسات الانخفاض في درجة التجمد استخدامات دائمة في تعيين الوزن الجزيئي ، ففي مجال الكيمياء العضوية يساعد كثيرا في تقدير قيمة الوزن الجزيئي وخاصة في حالات تخليق أو استخلاص مواد جديدة ذات تركيب مقدر .

الجدول (٤-٦) ويبين الانخفاض في درجة التجمد لمحاليل مانيتول في الماء

المولالية	الانخفاض في درجة التجمد	$K_F = \frac{\Delta T_f}{m}$
0,00402	-- 0,0075	1,86
0,00842	-- 0,0157	1,86
0,01404	-- 0,0260	1,852
0,02829	-- 0,0525	1,856
0,06259	-- 0,1162	1,857

٤ - ١٤ - الضغط الأسموزي ( الحلوي ) :

تعتمد ظاهرة الاسموز ( الحلول ) على وجود أغشية نصف نفاذة مثل هذه الأغشية لها نوعيات كثيرة لكنها تشترك في واقع أنها

تسمح لأحد مكوني المحلول بالنفاذ وتمنع مرور المكون الآخر ، ومن أمثلتها السيلوفان وعدد من الأغشية النباتية والحيوانية تسمح بنفاذ الماء ولا تسمح بنفاذ المكونات ذات الكتل الجزيئية العالية . ويمكن الإشارة أيضا الى أن صفيحة رقيقة من البالاديوم شبه منفذ لغاز الهيدروجين دون الآزوت والغازات الأخرى . يمثل هذا الغشاء يمكن دراسة ظاهرة الحلول ( الانتشار الغشائي ) في طور البخار . ويعتمد أي جهاز اسموزي على فصل محلول عن المحل بوساطة غشاء منفذ للمحل وغير منفذ للمادة المنحلة . وبالتالي يكون هناك ميل طبيعي لسريان المحل من حجرة المحل النقي خلال الغشاء الى حجرة المحلول ويمكن مقاومة هذا الميل بالتأثير بزيادة الضغط على حجرة المحلول . ويعرف الضغط اللازم احداثه على المحلول لمنع سريان المحل وخلق التوازن بالضغط الاسموزي ( $\pi$ ) الذي يعطى بعلاقة فانته هوف التالية :

$$\pi = C \cdot R \cdot T \quad ( 4 - 78 )$$

ومن المهم أن ندرك أن طبيعة الأغشية شبه النفوذة وميكانيكية سريان المحل دون المادة المنحلة لإدخال لها في دراسة الضغط الاسموزي كخاصة من الخواص المشتركة للمحاليل الممددة .

#### ٤ - ١٥ - تركيب بخار المحاليل :

إذا كان مكونا المحلول طيارين في الحالة النقية فان البخار سيحتوي على هذين المكونين . الا أن الكمية النسبية للمكونات في الأبخرة تختلف بوجه عام عن كميتها النسبية في السائل . ففي حالة الجمل المثالية يسهل إيجاد النسبة بين تركيب كل من المحلول والبخار المتوازن معه . ولا يكون تركيب البخار فوق المحلول مساويا تركيب المحلول الا في الجملة التي يتمتع مكونها بضغط بخار واحد في الحالة النقية أي عندما  $P_A^0 = P_B^0$  .

أما في الحالات الأخرى ، فيختلف تركيب البخار عن تركيب المحلول ، ويزداد هذا الاختلاف كلما كبر الفرق بين ضغطي البخار فوق المكونين النقيين . وفي الجمل المثالية تكون الكمية النسبية للمكون ذي ضغط



مكتبة  
A to Z