

التجربة السادسة

حرارة الذوبان أو المحلول

الذوبان هو عملية يتكون من خلالها محلول مكون من أكثر من مادة واحدة هي عبارة عن المواد المذابة، والمادة المذيبة. والذوبان عملية فيزيائية لا يحدث نتيجة لها تغيرات كيميائية، بل تحدث تغيرات في الطبيعة الفيزيائية للمادة، وتؤدي هذه التغيرات إلى حدوث امتصاص أو طرد لكمية من الحرارة بمقدار يعتمد على درجة الحرارة ونوع المادة المذابة والمذيبة وعلى الكمية النسبية لكل منهما. فلو كانت كمية المذاب تساوي دائما مولا واحدا وكمية المذيب تساوي دائما حجما كبيرا فإن كمية الحرارة الممتصة أو المطرودة عند ثبوت درجة الحرارة لنفس المواد ستكون ثابتة وهذه تسمى بانثالبي أو بحرارة الذوبان أو الإذابة أو المحلول عند التخفيف اللانهائي.

ومن ناحية أخرى فإنه يمكن الاستفادة من ظاهرة التثبع عند ثبوت درجة الحرارة لحساب انثالبي المحلول عن التثبع. فمن المعروف أنه عند التثبع تنشأ حالة توازن يمكن تمثيلها لمحلول مائي مثلا كما يلي:



و ثابت التوازن هو:

$$K = \frac{[\text{solute (aq)}]}{[\text{solute (solid)}]}$$

وحيث إن تركيز المادة الصلبة ثابت فإن:

$$K_{sp} = [\text{solute (aq)}]$$

وبما أن المولارية تتناسب طرديا مع المولالية فإن:

$$K_{sp} \propto m$$

$$K_{sp} = am$$

حيث (m) مولالية المحلول المشبع أي عدد مولات المذاب في (1000g) من المذيب عند التشبع عند درجة حرارة معينة، و (a) ثابت التناسب. وحسب معادلة فانت هوف فإن:

$$\frac{d \ln K_{sp}}{dT} = \frac{\Delta H}{RT^2}$$

$$\frac{d \ln am}{dT} = \frac{\Delta H}{RT^2}$$

$$d \ln am = \frac{\Delta H}{RT^2} dT$$

وبإجراء التكامل وحيث إن (ln a) ثابت فإن:

$$\ln m = \text{constant} - \frac{\Delta H}{RT}$$

وهذه عبارة عن معادلة خط مستقيم، مما يعني أن قياس قيمة (m) عند درجات حرارة مختلفة (T) يؤدي بعد رسم العلاقة بين (ln m) و $(\frac{1}{T})$ إلى الحصول على خط مستقيم له ميل (slope) هو:

$$\text{slope} = - \frac{\Delta H}{R}$$

وبهذا يمكن من الميل ومن معرفة قيمة (R) تحديد قيمة (ΔH) أي حرارة المحلول.

ولتحقيق ذلك سيتم في هذه التجربة تحضير محلول مشبع لمادة معينة عند درجات حرارة مختلفة، وتقاس كمية المادة المذابة في المحلول عند كل درجة. ويمكن تحقيق ذلك بطرق مختلفة مثل الطريقتين التاليتين.

الطريقة الأولى:

الأدوات والمواد المستخدمة:

حمام مائي، ثرمومتر، دوارق مخروطية، ماصات، زجاجات وزن، دوارق قياسية، مادة مذابة، مادة مذوية، محلول مادة معايرة معلوم التركيز.

طريقة العمل :

١ - ضع في دورق مخروطي نظيف نحو (70 ml) من المذيب (ماء مقطر)، ثم ضع الدورق في حمام مائي ساخن عند نحو (70°C) ثم اغمس الثرمومتر في المذيب .

٢ - أضف إلى المذيب كميات من المذاب (حمض الأكسال أو حمض البنزين) حتى يصبح المحلول مشبعاً .

٣ - خذ زجاجة وزن وحدد كتلتها (W_1) .

٤ - مستخدماً الماصة انقل (10ml) من المحلول المشبع إلى زجاجة الوزن وفي نفس الوقت حدد درجة حرارة المحلول بوحدة الكالفن (T) * .

٥ - قس كتلة الزجاجة بمحتوياتها ولتكن الكتلة (W_2) .

٦ - انقل محتويات زجاجة الوزن كمياً إلى دورق قياسي سعته (100ml) وأكمل الحجم إلى العلامة بالمذيب .

٧ - انقل إلى دورق مخروطي نظيف (10ml) من المحلول الأخير بواسطة ماصة نظيفة وعاير باستخدام محلول معلوم التركيز لمادة تتفاعل مع المادة المذابة (محلول قاعدي معلوم التركيز من هيدروكسيد الصوديوم) وحدد حجم المحلول المعايير (V) .

٨ - أعد الخطوات من (٣) إلى (٧) عند ثلاث درجات حرارة أخرى على الأقل .

* في هذه الخطوة يجب الحذر عند المص من تسرب بلورات صلبة إلى الماصة، وكذلك فإنه بعد عملية المص سيحدث تبلور للمحلول داخل الماصة ولهذا يحسن تسخين الماصة قبل السحب وأخيراً يجب نقل كامل محتويات الماصة إلى زجاجة الوزن ويتحقق ذلك أكثر كلما تمت هذه العملية بسرعة .

المطلوب :

حدد قيمة انثالبي (حرارة) المحلول

إرشادات للحسابات :

- ١ - احسب كتلة المحلول عند كل درجة حرارة (W_3).
- ٢ - احسب مولارية المحلول الأخير عند كل درجة حرارة (M).
- ٣ - احسب كتلة المذاب في لتر من المحلول عند كل درجة حرارة وذلك من معرفة المولارية والوزن الجزيئي (W_4).
- ٤ - احسب كتلة المذاب في الـ (100ml) المحضرة عند كل درجة حرارة، وهو عبارة عن كتلته في الـ (10 ml) المسحوبة من المحلول المشبع عند كل درجة حرارة (W_5).
- ٥ - احسب عدد مولات المذاب في الـ (10 ml) المسحوبة من المحلول المشبع عند كل درجة حرارة (n).
- ٦ - احسب كتلة الماء في الـ (10 ml) المسحوبة من المحلول المشبع عند كل درجة حرارة (W_6).
- ٧ - احسب مولالية المحلول المشبع عند كل درجة حرارة (m).
- ٨ - أوجد قيم ($\ln m$) و ($\frac{1}{T}$) ثم ارسم العلاقة بين ($\ln m$) و ($\frac{1}{T}$) وحقق المطلوب.

تقرير التجربة

اسم الطالب :
المقرر :
رقم الطالب :
الشعبة :
الفصل الدراسي :
التاريخ :

اسم التجربة :

هدف (أهداف) التجربة :

النتائج التجريبية

١ - كتلة زجاجة الوزن فارغة :

$W_1 =$

t (°C)	T (K)	W_2 (g)	V (ml)

- ٢

الحسابات :

أولاً: لكل درجة حرارة :

١ - حساب (W_3) :

1)

2)

3)

4)

5)

٢ - حساب (M) :

1)

2)

3)

4)

5)

٣- حساب (W_4):

1)

2)

3)

4)

5)

٤- حساب (W_5):

1)

2)

3)

4)

5)

٥- حساب (n):

1)

2)

3)

4)

5)

٦- حساب (W₆):

1)

2)

3)

4)

5)

٧- حساب (m):

1)

2)

3)

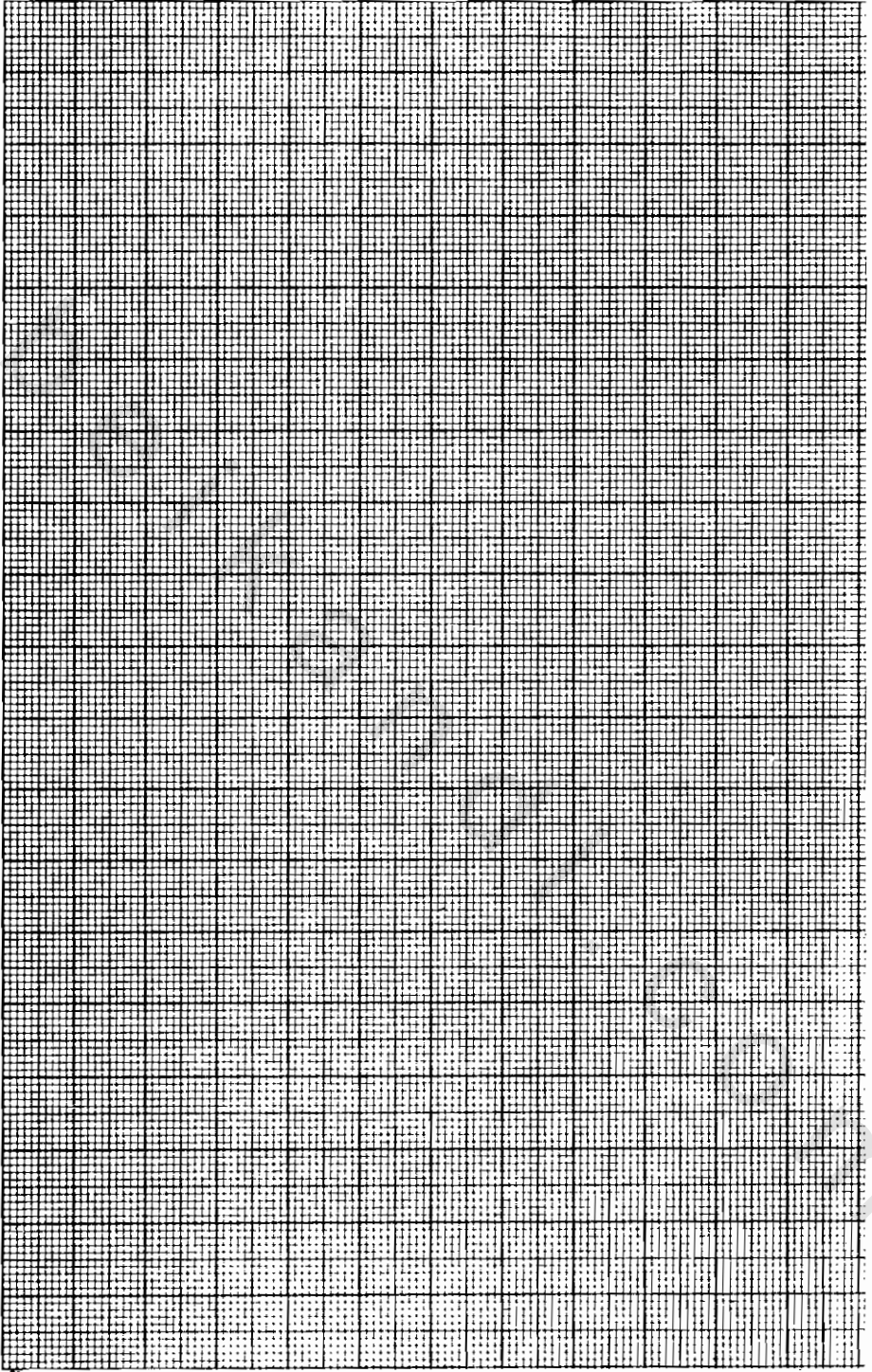
4)

5)

ثانيا : قيم (ln m) و ($\frac{1}{T}$):

$\frac{1}{T} (K^{-1})$					
ln m					

ثالثا : حساب (ΔH) من الرسم البياني



الطريقة الثانية :

الأدوات والمواد المستخدمة :

حمام مائي ، ثرمومتر، أطباق ، ماصات ، زجاجات وزن ، مادة مذابة ، مادة مذبية .

طريقة العمل :

١ - أذب المادة المذابة في المذيب (كلوريد البوتاسيوم في الماء) إلى درجة التميع وذلك عند درجات حرارة مختلفة (لا تقل عن أربع درجات) .

٢ - قس كتلة زجاجة الوزن (W_1) .

٣ - خذ (10ml) من المحلول المشبع عند كل درجة حرارة وضعه في زجاجة الوزن ، ثم قس الكتلة وذلك لتحديد كتلة المحلول ذي الحجم (10ml) ولتكن (W_2) ، وهذا القياس مهم لحساب كثافة المحلول (d) عن كل درجة حرارة .

٤ - قس كتلة الطبق (W_1) .

٥ - خذ (5ml) من المحلول المشبع عند كل درجة حرارة وضعه في الطبق واتركه حتى يتبخر المذيب تماماً ، ثم قس الكتلة (W_3) وذلك لتحديد كتلة المذاب ولتكن (W') .

المطلوب

حدد قيمة انثاليبي (حرارة) المحلول .

إرشادات للحساب :

١ - من معرفة كتلة (10ml) من المحلول المشبع عند كل درجة حرارة ، احسب الكثافة (d) .

- ٢ - من معرفة الكثافة (d)، احسب كتلة كل (5ml) مأخوذة من المحاليل المشبعة عند كل درجة حرارة (W_3) .
- ٣ - من معرفة كتلة المذاب في كل (5ml) وهي (W) ومن معرفة كتلة الحجم (5ml) وهي (W_3) ، احسب كتلة المذيب (W_4) .
- ٤ - من معرفة (W) والكتلة المولية للمذاب احسب عدد مولات المذاب في كل (5ml) مأخوذة ولتكن (n) .
- ٥ - من معرفة عدد مولات المذاب (n) وكتلة المذيب (W_4) ، احسب مولالية المحلول عند كل درجة حرارة ولتكن (m) .

تقرير التجربة

رقم الطالب :

اسم الطالب :

الشعبة :

المقرر :

التاريخ :

الفصل الدراسي :

اسم التجربة :

هدف (أهداف) التجربة :

النتائج التجريبية

$$W_1 = \quad - 1$$

$$W_2 =$$

$$W_1' =$$

- 2

TK					
W_2'					

الحسابات :

أولاً: لكل درجة حرارة :

١ - حساب (W_2) أي كتلة الحجم (10ml):

1)

2)

3)

4)

5)

٢ - حساب (d) أي كثافة المحلول عند كل درجة :

1)

2)

3)

4)

5)

٣- حساب (W_3) أي كتلة الحجم المأخوذ (5ml):

1)

2)

3)

4)

5)

٤- حساب (W_1) أي كتلة المذاب في (5ml):

1)

2)

3)

4)

5)

٥- حساب (n) أي عدد مولات المذاب في (5ml):

1)

2)

3)

4)

5)

٦- حساب (w_4) أي كتلة المذيب في (5ml):

1)

2)

3)

4)

5)

٧- حساب (m) أي مولالية المحلول :

1)

2)

3)

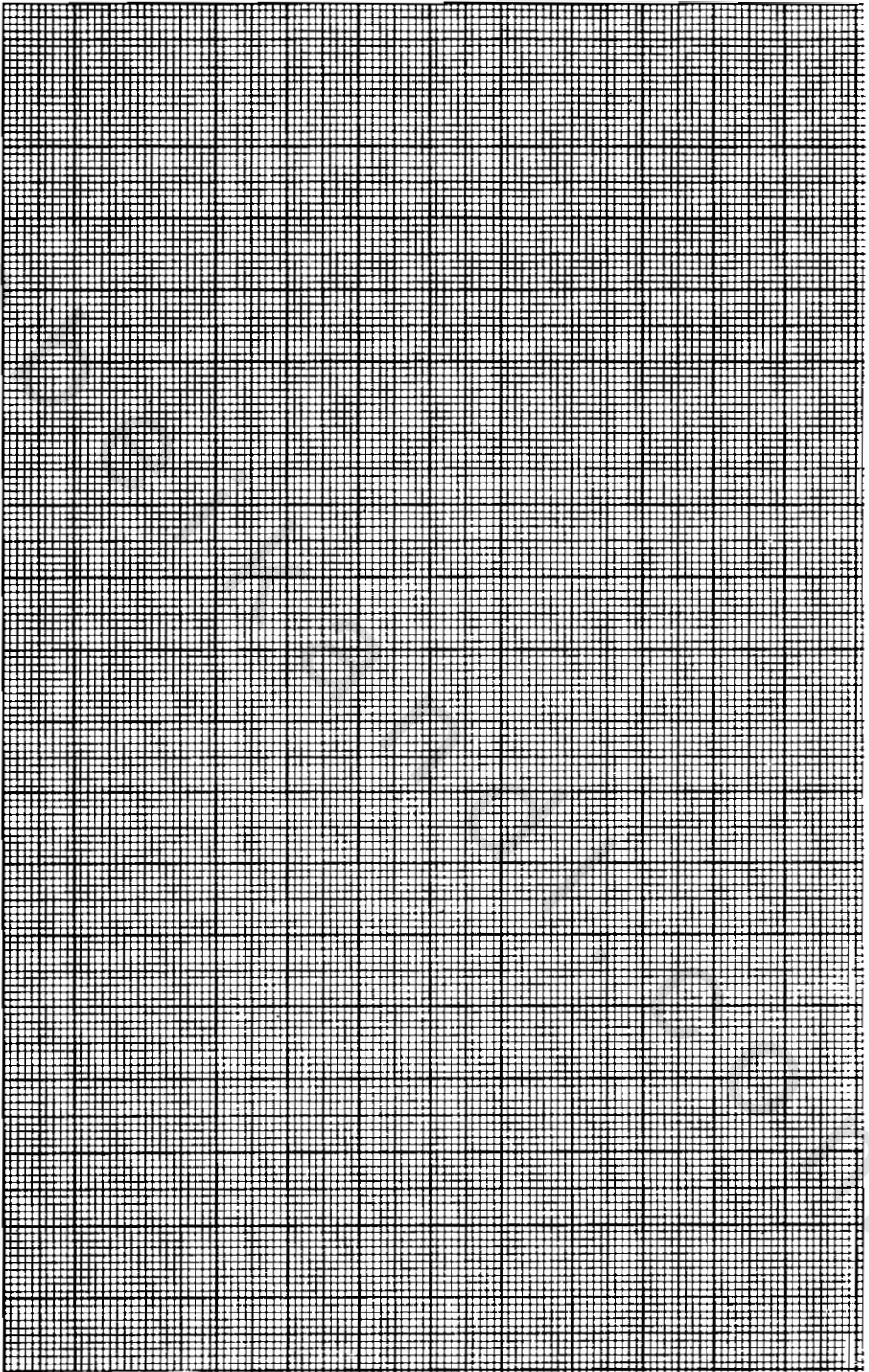
4)

5)

ثانياً : قيم $(\ln m)$ و $(\frac{1}{T})$

$\frac{1}{T} \text{ K}^{-1}$					
$\ln m$					

ثالثاً : حساب (ΔH) من الرسم البياني :



التوازن الكيميائي

مقدمة نظرية

لكل من التجارب

السابعة والثامنة والتاسعة

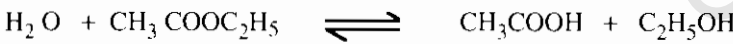
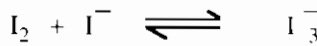
ملاحظة: تعد قراءة واستيعاب هذه المقدمة ضرورية قبل إجراء
أية تجربة من تلك التجارب

التوازن الكيميائي

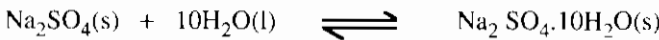
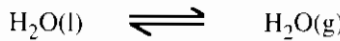
يعرف التوازن التيرموديناميكي لنظام معين على أنه الحالة التي تكون عندها الخواص الحرارية والميكانيكية والكيميائية للنظام ثابتة . ولما كانت أكثر العمليات الكيميائية والفيزيائية تتم عند ثبوت درجة الحرارة والضغط فإنه أمكن استخدام طاقة جبر الحرة للدلالة على نشوء حالة التوازن حيث تكون :

$$(\Delta G)_{T,P} = 0 \text{ 'at equilibrium'}$$

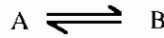
ويقسم التوازن بطرق كثيرة ومختلفة ولعل أشهر هذه الطرق وأكثرها استخداما هي الطريقة التي تعتمد على وجود أو عدم وجود أيونات بين المواد المتوازنة ولهذا فهناك التوازن الأيوني وهناك التوازن غير الأيوني . وسواء كان التوازن أيونيا أو غير أيوني فإن هناك احتمالية لأن تكون جميع المواد المتوازنة موجودة في حالة فيزيائية واحدة فيوصف التوازن بأنه متجانس ، ولكن إن كانت الحالة الفيزيائية للمواد المتوازنة ليست واحدة أو أنها بحالة فيزيائية واحدة ولكن لا تكون طوراً واحداً كأن تكون سوائل عديمة الامتزاج فيوصف بأنه غير متجانس . ومما هو جدير بالذكر أن التوازن يمكن أن يكون توازناً كيميائياً أو توازناً فيزيائياً . يحدث في النوع الأول من التوازن تغيرات في الطبيعة الكيميائية للمواد المتوازنة مثل الحالات التالية :



أما في التوازن الفيزيائي فإن الطبيعة الكيميائية للمواد المتوازنة لا تتغير وإنما تحدث تغيرات في الطبيعة الفيزيائية لها مثل الحالات التالية :



ومن ناحية أخرى فإنه عادة ما يعبر عن التوازن الكيميائي أو الفيزيائي بطريقة كمية وذلك بدلالة ما يسمى بثابت التوازن (Equilibrium Constant) ويرمز له بالرمز (K_e) . أما طريقة قياس القيمة العددية لثابت التوازن فإنها تتم من الناحية الثيرموديناميكية من معرفة فعاليات مكونات النظام عند حالة التوازن ولتوضيح ذلك لا بد من التعبير عن حالة توازن مكونات النظام بمعادلة كيميائية، فلو كانت حالة التوازن مثلاً هي كما يلي:



حيث إذا افترض أن (A) و (B) عبارة عن مادتين كيميائيتين مختلفتين يكون التوازن كيميائياً وإذا افترض أنها عبارة عن حالتين فيزيائيتين مختلفتين لنفس المادة أو تركيزين مختلفين لنفس المادة في مذيبين عديمي الامتزاج يكون التوازن فيزيائياً. وفي الحالة الأولى إذا كانت فعالية هذه المواد عند التوازن هي (a_A) و (a_B) فإن ثابت التوازن بدلالة الفعاليات يعطى بالرمز (K_a) حيث:

$$K_a = \frac{a_B}{a_A}$$

وبما أن الفعالية ترتبط بالتركيز (C) حسب المعادلة التالية:

$$a = \gamma C$$

حيث (γ) هو معامل الفعالية فإن:

$$K_a = \frac{\gamma_B C_B}{\gamma_A C_A}$$

فإنه عند التعبير عن ثابت التوازن بدلالة تراكيز المواد المتوازنة فإن ثابت التوازن يعطى بالرمز (K_c) حيث:

$$K_c = \frac{C_B}{C_A}$$

إلا أن قيمة (K_c) لن تكون ثابتة وبالتالي فإن (K_c) لا يمكن أن يكون ثابت توازن إلا في حالة واحدة فقط وهي الحالة التي تكون فيها قيمة (γ) للمادة تساوي الوحدة وهذا يتحقق كلما كانت قوى التعامل بين جسيمات المادة معدومة أو ضعيفة للغاية .

ونظرا لكون قياس قيمة (γ) تتطلب إجراء تجارب خاصة تقع خارج نطاق أهداف هذه التجارب، فإن قياس ثابت التوازن في التجارب التالية سيعتبر أن قيمة (γ) لأي مادة ومهما كانت حالتها تساوي الوحدة . وبذلك فإن ثابت التوازن المقيس سيكون هو ثابت التوازن بدلالة التراكيز . حيث ستقاس وتحسب تراكيز المواد الموجودة بحالة التوازن، ومن ثم يطبق عليها قانون التوازن لإيجاد (K_c) .

وفيما يلي عدد من التجارب التي ستقاس فيها قيمة ثابت التوازن لعدد من التغيرات .