



كلية العلوم

القسم : الكيمياء

السنة : الثانية

المادة : الكيمياء الفيزيائية ٢

المحاضرة : الثالثة/ عملي/

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z Facebook Group :

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

3

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

التجربة الثالثة

حرارة الانحلال Heat of solution

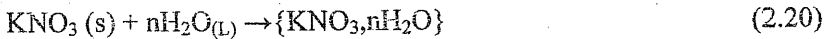
هدف التجربة: دراسة المفعول الحراري عند انحلال المواد الصلبة وتحديد حرارة الانحلال الكاملة والتفاضلية

مقدمة:

• تترافق عملية انحلال المواد الصلبة في محلول ما بحدوث فعلين حرارين: تحطيم الشبكة البلورية وهي عملية ماصة للحرارة، وإماهة الأيونات الناتجة وهي عملية ناشرة للحرارة وبالتالي يمكن أن تكون حرارة الانحلال موجبة أو سالبة، ويتعلق ذلك بطبيعة المادة المنحلة وبالمحل المستخدم.

• تتطلب دراسة الأفعال الحرارية التي ترافق عملية الانحلال السابقة بإدخال مفهوم حرارة الانحلال الكاملة وحرارة الانحلال التفاضلية. تعرف حرارة الانحلال الكاملة ΔH_{1s} بأنها الأثر الحراري المرافق لانحلال مول واحد من المادة المنحلة في كمية محددة من المحل القوي، بحيث نحصل على محلول ذي تركيز محدد. وتعرف حرارة الانحلال التفاضلية ΔH_{DS} بأنها الأثر الحراري المرافق لانحلال مول واحد من المادة المنحلة في كميات كبيرة جداً من المحلول، حيث يكون ازدياد التركيز في هذه الحالة صغيراً جداً ويمكن إهماله.

- عند انحلال نترات البوتاسيوم KNO_3 في الماء مثلاً، تساوي ΔH_{1s} تغير الإنتالبية لهذه العملية:



وتعطى حرارة الانحلال التفاضلية $\Delta H_{DS} (T, P, n_2/n_1)$ بالعلاقة الآتية:

$$\Delta H_{DS} (T, P, n_2 / n_1) = \frac{dq}{dn_2} = \frac{d\Delta H_S}{dn_2} \quad (2.21)$$

حيث تمثل ΔH_s تغير الإنتالبية عند إضافة dn_2 مول من المنحل إلى محلول يحتوي على n_1 مولاً من المحل وعلى n_2 مولاً من المنحل أيضاً. لا يمكن قياس حرارة الانحلال التفاضلية مباشرة، ولكن نستطيع تحديدها بالاعتماد على حرارة الانحلال الكاملة، وذلك بتمثيل تغير الإنتالبية $\Delta H_s(n_2)$ لانحلال n_2 مولاً من المنحل في عدد ثابت من مولات المحل عند ضغط وحجم ثابتين. وعليه يكون تغير الإنتالبية في أثناء إضافة dn_2 مولاً من المنحل إلى المحلول الذي يحتوي مسبقاً على n_2 مولاً من المنحل، وعلى عدد ثابت n_1 من مولات المحل يساوي الفرق التالي:

$$d\Delta H_s = \Delta H_s(n_2+dn_2) - \Delta H_s(n_2) \quad (2.22)$$

ومن تعريف حرارة الانحلال التفاضلية (2.17)، يمكن أن نكتب:

$$\Delta H_{DS}(T, P, n_2/n_1) = \left(\frac{\partial \Delta H_s}{\partial n_2} \right)_{n_1, T, P} = \left[\frac{\partial (n_2 \Delta H_{1s})}{\partial n_2} \right]_{n_1, T, P} \quad (2-23)$$

ومن استخدامنا لتعريف حرارة الانحلال الكاملة، واستناداً إلى العلاقة (2.19)، يمكن أن نكتب:

$$\Delta H_s = n_2 \Delta H_{1s}(T, P, n_2/n_1) \quad (2.24)$$

وإذا اعتبرنا بأن العدد الثابت من مولات المحل مساوياً إلى $1000/M_1$ (حيث M_1 الوزن الجزيئي للمحل)، نستطيع استبدال n_2 بالمولالية m ، وبالتالي فإن:

$$\Delta H_{DS}(T, P, m) = \left[\frac{\partial (m \Delta H_{1s})}{\partial m} \right]_{T, P} = [\Delta H_{1s}]_{T, P} + m \left[\frac{\partial \Delta H_{1s}}{\partial m} \right]_{T, P} \quad (2-25)$$

تستخدم هذه العلاقة لتحديد ΔH_{DS} ، وذلك وفقاً لتغيرات حرارة الانحلال الكاملة ΔH_{1s} بدلالة مولالية المحلول m . تتعلق حرارة الانحلال التفاضلية والكاملة بتركيز المحلول، ويعود السبب في نشوء هاتين الكميتين إلى الأفعال المتبادلة بين جزيئات الجسم المنحل والجسم المحل،

وذلك في المحاليل الممددة. أما في المحاليل المركزة فتتسبب حرارة الانحلال بسبب التأثيرات المتبادلة بين جزيئات الجسم المنحل فيما بينها وبين جزيئات المحل.

- تعرف حرارة التمديد الكاملة بالعلاقة:

$$\Delta H_D (m_1 - m_2) = \Delta H_{1s}(m_2) - \Delta H_{1s} (m_1) \quad (2.26)$$

وتساوي الحرارة الناتجة من تمدد حجم محلول تركيزه m_1 إلى محلول تركيزه m_2 شريطة أن يحتوي الحجم المعتبر على مول واحد من الجسم المنحل.

- يمكن استخدام مسعر حراري غير كظوم من أجل تحديد حرارة الانحلال الكاملة، وذلك إذا علمنا أو استطعنا تحديد السعة الحرارية لجسم المسعر، كما وجدنا في التجربة الأولى. استناداً إلى العلاقة (2.17)، وبفرض أن السعة الحرارية للمسعر معلومة نستطيع أن نكتب:

$$(\Delta H_s)_i = (C_s + m_{H_2O} C_{H_2O}) (T - T_i) \quad (2.27)$$

حيث C_{H_2O} هي السعة الحرارية النوعية للماء، وهي تساوي الواحد، m_{H_2O} كتلة الماء مقدرة بالغرام، C_s السعة الحرارية لجسم المسعر، T درجة حرارة المحل النقي في المسعر، T_i درجة حرارة الجسم بعد إضافة كتلة الملح M_i .

تعطى حرارة الانحلال الناتجة عن الوزنة الأولى من العلاقة (2.23)، وبعد اعتبار أن: $N = m_{H_2O} \cdot C_{H_2O}$ بالعلاقة:

$$(\Delta H_s)_i = (T - T_i) (C_s + N) \quad (2.28)$$

وتعطى حرارة الانحلال الناتجة عن الوزنة X بالعلاقة:

$$(\Delta H_s)_x = (T - T_x) (C_s + N) \quad (2.29)$$

وتحسب حرارة الانحلال الكاملة من أجل كل تركيز باستخدام العلاقة التالية:

$$\left(\tilde{H}_{1s} \right)_X = \frac{(\Delta H_s)_X}{n} = \frac{(\Delta H_s)_X Ma}{\sum M_i} \quad (2.30)$$

حيث Ma هي الوزن الجزيئي للملح المضاف، M_i هي كتلة الملح المضاف بالغرام.

يمكن حساب مولالية المحلول m_x بعد كل إضافة من العلاقة:

$$m_x = \frac{\sum_{i=1}^X M_i}{Ma} X \frac{1000}{mH_2O} \quad (2.31)$$

الأدوات والمواد اللازمة:

- مسعر مزود بغطاء،
- ميزان حرارة مدرج 0.1 من الدرجة (ميزان بيكمان)،
- خلاط،
- زجاجات وزن ذات غطاء،
- ميزان حرارة عادي،
- نترات البوتاسيوم الصلبة،
- ماء مقطر،
- ميزان حساس.

طريقة العمل:

- حدد السعة الحرارية لجملة المسعر بالطريقة الحرارية كما وردت في التجربة الأولى.

- زن باستعمال الميزان الحساس الكميات التالية من نترات البوتاسيوم:

رقم الإضافة 1 2 3 4 5 6 7

الوزن (M_i) g: 2 4 6 8 10 12 14

- اسكب في المسعر 200gr من الماء المقطر، وقس درجة حرارته T .
- أضف إلى المسعر الوزنة الأولى من نترات البوتاسيوم 2gr وحرك بلطف حتى الذوبان الكامل وسجل درجة حرارة المحلول T_1 .
- أضف بعد ذلك الوزنة الثانية 4gr من الملح وحرك المحلول وسجل درجة الحرارة الجديدة للمحلول T_2 .

- كرر إضافة بقية الأوزان، وسجل درجة الحرارة بعد كل إضافة مع التأكد من أن الملح قد انحل بصورة كاملة عند كل إضافة.
- سجل النتائج في الجدول (2-2).

الحسابات والنتائج:

- احسب حرارة الانحلال من أجل كل إضافة مستخدماً العلاقة (2.29).
- احسب التركيز الكلي للمحلول بعد كل إضافة من الملح مستخدماً العلاقة (2.31).
- احسب حرارة الانحلال الكاملة من أجل كل إضافة مستخدماً العلاقة (2.30).
- سجل النتائج في الجدول (2-2) وارسم الخط البياني لتغيرات ΔH_{1s} بدلالة المولالية m .
- احسب حرارة الانحلال التفاضلية من العلاقة (2.25) وذلك من أجل التراكيز: 0.5m، و 1.0m، و 1.5m مولالي بعد الحصول على الميل عند النقطة المعتبرة على المنحني.
- احسب حرارة التمدد من العلاقة (2.27).

Mi.	Mx	T_x	ΔH_s	ΔH_{1s}	m	ΔH_{Ds}
gr	mol	$^{\circ}C$				
					0.5	
					1.0	
					1.5	

الجدول (2-2) جدول النتائج والحسابات