

جامعة محمد الصديق بن يحي-جيجل-

السنة الدراسية: 2026/2025

ملحقة المدرسة العليا للأساتذة

مقياس اعمال تطبيقية: كيمياء 2

السنة الأولى تخصص العلوم الفيزيائية
والتكنولوجيا

العمل التطبيقي 2 : تحديد الانثالبي والانتروبيا وطاقة جيبس لانهلال نترات البوتاسيوم في الماء

1. مقدمة

تُعد دراسة التوازن الكيميائي (Chemical Equilibrium) امر أساسي لفهم سلوك النظم المادية في الهندسة الكيميائية. إن عملية انحلال مادة صلبة في سائل ليست مجرد امتزاج فيزيائي، بل هي تحول طاقي محكوم بالقوانين الأساسية للديناميكا الحرارية. تكمن أهمية هذه الدراسة في قدرتنا على تحديد "القوى المحركة (Driving Forces)" للفاعل، حيث نسعى من خلال هذا العمل التطبيقي إلى تحليل العلاقة بين الحرارة، والعشوائية، والتلقائية. ومن خلال توظيف معادلة فانت هوف، سنقوم بربط المتغيرات التجريبية المحسوسة (مثل درجة الحرارة والتركيز) بالثوابت الطاقوية المجردة، مما يمنحنا القدرة على التنبؤ بسلوك المادة تحت ظروف تشغيلية مختلفة، وهو أمر جوهري في تصميم وحدات الفصل والتبلور الصناعية.

2. الهدف من العمل

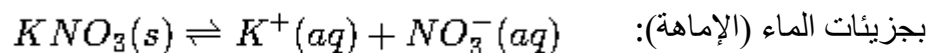
1. استخدام معادلة فانت هوف (Van't Hoff Equation) لحساب الثوابت الديناميكية الحرارية
 - الانثالبي (ΔH)
 - الانتروبيا (ΔS)
2. تحديد مدى تلقائية العملية من خلال حساب طاقة جيبس الحرة (ΔG).
3. فهم العلاقة بين الذوبانية ودرجة الحرارة.
4. تنمية مهارات تحليل البيانات التجريبية ورسم المنحنيات البيانية واستخلاص النتائج بطريقة علمية ومنهجية.

3. الجزء النظري

1.3. عملية الانحلال (Dissolution Process)

معادلة الانحلال نترات البوتاسيوم:

عند وضع نترات البوتاسيوم الصلبة في الماء، تتفكك الشبكة البلورية للملح إلى أيونات حرة محاطة



تحدث هذه العملية حتى يصل المحلول إلى حالة التشبع، وهي حالة توازن ديناميكي يكون فيها معدل الانحلال مساوياً لمعدل التبلور.

Rate of Dissolution = Rate of Crystallization

في هذه اللحظة، يكون المحلول مشبعاً تماماً، وتكون طاقة جيبس للتحويل (ΔG) مساوية للصفر. ثابت التوازن (K) لهذا التفاعل عند التشبع هو:

$$K = [K^+][NO_3^-] = S \cdot S = S^2$$

2.3. الانتالبي أو المحتوى الحراري (ΔH)

تعبّر عن التبادل الحراري بين النظام والوسط الخارجي. تشير القيم الموجبة إلى أن كسر الروابط يتطلب طاقة أكبر مما توفره عملية الإماهة (تفاعل ماص)، بينما تشير القيم السالبة إلى تفاعل طارد للحرارة تحت ضغط ثابت ووحدها (kJ/mol).

- إذا كانت $\Delta H > 0$: التفاعل ماص للحرارة وتزداد الذوبانية برفع درجة الحرارة.
- إذا كانت $\Delta H < 0$: التفاعل طارد للحرارة، وتقل الذوبانية برفع درجة الحرارة.

3.3. الانتروبي أو العشوائية (ΔS)

تعبّر عن التغير في درجة "الفوضى" أو توزيع الطاقة ووحدها (J/mol.K). فكلما كان الانتظام قليلاً في النظام (عشوائية أكبر) كانت قيمة الانتروبي كبيرة، وكلما كان الانتظام في النظام قليلاً (أقل عشوائية) كانت الانتروبي صغيرة. غالباً ما يكون الانحلال مصحوباً بزيادة في الانتروبي نتيجة تكسر البنية المنتظمة للمادة الصلبة.

4.3. طاقة جيبس الحرة (ΔG) (kJ/mol)

يُعدّ تغير طاقة جيبس (ΔG) المعيار الأساسي للحكم على تلقائية العمليات الكيميائية والفيزيائية. عند ثبات الضغط ودرجة الحرارة، وترتبط بالانتالبي والانتروبي عبر المعادلة الشهيرة:

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

- إذا كان $\Delta G < 0$: التفاعل تلقائي (Spontaneous)، أي تحدث من تلقاء نفسها دون الحاجة إلى طاقة خارجية.
- إذا كان $\Delta G > 0$: التفاعل غير تلقائي (Non-spontaneous)، أي تحتاج إلى طاقة خارجية.
- إذا كان $\Delta G = 0$: فإن النظام يكون في حالة اتزان (Equilibrium).

5.3. معادلة فانت هوف (Van't Hoff Equation)

طوّر العالم الهولندي ياكوبس فانت هوف (Jacobus van't Hoff) معادلة رياضية تربط بين ثابت الاتزان (K) ودرجة الحرارة، والتي تُعد من أهم الأدوات في دراسة الاتزان الكيميائي. تُكتب معادلة فانت هوف بالصيغة التالية:

$$\ln(K) = \left(-\frac{\Delta H^\circ}{R} \right) \cdot \frac{1}{T} + \left(\frac{\Delta S^\circ}{R} \right)$$

حيث K هو ثابت الاتزان، و ΔH° هو التغير القياسي في الانثالبي، و R ثابت الغاز العام (8.314 J/mol·K)، و T الحرارة المطلقة بوحدة كلفن، و ΔS° هو التغير القياسي في الانتروپيا. تُظهر هذه المعادلة أن رسم العلاقة بين $\ln(K) = f(1/T)$ يُعطي خطاً مستقيماً، ميله يساوي $(-\Delta H^\circ/R)$ ، وتقطعه مع محور الصادات يساوي $(\Delta S^\circ/R)$. هذا يُتيح إمكانية تحديد ΔH° و ΔS° تجريبياً من خلال قياس ثابت الاتزان عند درجات حرارة مختلفة.

4. الجزء التجريبي

1.4. المواد والأدوات المستعملة

مواد: نترات بوتاسيوم (KNO_3) صلبة، ماء مقطر

أدوات: 8 بيشر حجم صغير، 8 قضيب مغناطيسي، مقياس حرارة دقيق، حمام مائي، لوح التسخين والتحريك، انبوبة مدرجة، ملعقة، زجاجة الساعة، ورق المنيوم.

2.4. البروتوكول التجريبي (الطريقة البصرية)

سنقوم بتحضير محاليل بتركيزات مختلفة ونقيس درجة الحرارة التي يبدأ عندها التبلور:

1. تحضير العينات: زن 4 عينات من KNO_3 بالأوزان التالية (4g, 8g, 12g, 16g).

2. ضع كل عينة في بيشر مرقم وأضف لكل منها 10ml من الماء المقطر بدقة.

3. التسخين: ضع العينات الأربعة في حمام مائي ساخن مع التحريك حتى تذوب المادة تماماً وتصبح المحاليل شفافة.

4. التبريد والملاحظة: أخرج العينة الأولى واتركها تبرد ببطء في الهواء مع التحريك اللطيف بالترموتر.

5. لحظة التبلور: سجل بدقة درجة الحرارة (T) التي تظهر عندها أول بلورة بيضاء.

6. كرر العملية مع بقية العينات. (ستلاحظ أن العينات ذات التركيز العالي تتبلور عند درجات حرارة مرتفعة).

7. سجل النتائج في الجدول التالي.

الأنبوب	الكتلة m (g)	عدد المولات $n=m/M$ (mol)	التركيز $C=n/V$ (mol/l)	ثابت التوازن $K=S^2$	Ln (K)	درجة حرارة التبلور T(°C)	1/T
1	4						
2	8						
3	12						
4	16						

المعطيات

الكتلة المولية لـ نترات البوتاسيوم $M_{KNO_3} = 101.1 \text{ g/mol}$

الحجم ثابت $V=10 \text{ ml}$

3.4. اسئلة التحليل والمناقشة

1. احسب $\ln(K)$ و $1/T$

2. باستخدام بياناتك التجريبية: ارسم منحنى $\ln(K) = f(1/T)$ كيف يمكنك تحديد قيم ΔS و ΔH من هذا المنحنى؟ اشرح الخطوات بالتفصيل.

3. لماذا نعتبر الانتروپيا عاملاً مهماً في تحديد تلقائية عملية الانهلال؟ وما تأثير درجة الحرارة على هذه التلقائية؟

4. احسب قيمة طاقة جيبس الحرة

5. احسب درجة الحرارة التي تصبح عندها عملية انهلال نترات البوتاسيوم تلقائية ($\Delta G = 0$). ما الأهمية العملية لهذه الدرجة؟

6. ماذا يحدث لذوبانية نترات البوتاسيوم عند زيادة درجة الحرارة؟ فسر ذلك من منظور الديناميكا الحرارية مع الاستعانة بمعادلة فانت هوف.

7. ما هي العوامل التي تؤثر على دقة القياسات في هذه التجربة؟ وكيف يمكن تحسين الدقة في التجارب المستقبلية؟