



كلية العلوم

القسم : الفيزياء

السنة : الاولى

المادة : كيمياء عامة 2

المحاضرة : الرابعة / نظري /

{{ مكتبة A to Z }}

مكتبة A to Z Facebook Group :

كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

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

2026

4

الدكتور:

المحاضرة:

الرابعة - نظري



القسم: الفيزياء

السنة: الأولى

المادة: كيمياء عامة (2)

التاريخ: / /

A to Z Library for university services

التمودنا صلات الكيمياء:

المبدأ الأول: $U = q - W$

أ) تغير الطاقة الداخلية تحت حجم ثابت:

$$V_2 = V_1 = 0 \Leftrightarrow W = 0$$

$$\Delta U = \Delta q - \Delta W \Rightarrow \Delta U = \Delta q - 0$$

$$\Delta U_v = \Delta q_v$$

$$q = C_v (T_2 - T_1)$$

$$\Rightarrow \Delta U_v = C_v (T_2 - T_1)$$

أي أن تغير الطاقة الداخلية تحت حجم ثابت يساوي السعة الحرارية تحت

حجم ثابت مضروب بتغير درجات الحرارة.

ب) تغير الطاقة الداخلية تحت ضغط ثابت:

تتم معظم التحولات الكيميائية والفيزيائية تحت ضغط ثابت (الضغط الجوي) وتترافع

بإيجاز عمل حيث نستطيع كتابة القانون بالشكل التالي:

$$\Delta U = U_2 - U_1 = q_p = p (V_2 - V_1)$$

$$q_p = \underbrace{(U_2 + P V_2)}_{H_2} - \underbrace{(U_1 + P V_1)}_{H_1}$$

النتيجة التالية القابل للتطبيق $H = U + P V$

$$\Rightarrow q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$$

نستنتج: كمية الحرارة تحت ضغط ثابت تساوي إلى تغير في المحتوى

التفاعل (الأثر الحراري للتفاعل الكيمائي)

(تغير الطاقة الداخلية لتعدد كظوم :

تعتبر التعدد الكظوم بأنه يتم دون تدخل أو مجهول أي بتبادل حراري بين الحلة

الترموديناميكية المدروسة والوسط المحيط أي $q=0$ وبالتالي $\Delta U = -W$

تغير الإنتالبي:

(1) تعدد كلوس :
$$C_v \ln \frac{T_2}{T_1} = R \ln \frac{V_2}{V_1}$$

(2) تعدد لا كلوس : $\Delta U = -W$

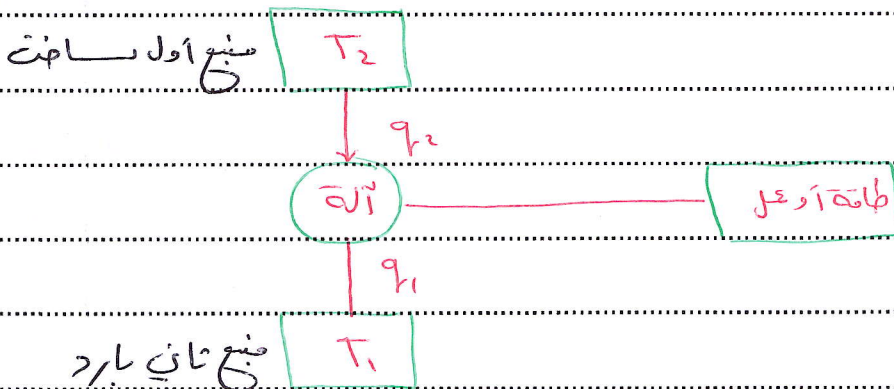
$$C_v (T_2 - T_1) = -p (V_2 - V_1)$$

* ملاحظة: وبما أن الحلة تقدم عمل من خلال التعدد يرافقه ذلك انخفاض

في درجات الحرارة ونقصان في الطاقة الداخلية، والعكس صحيح عندما تستعمل

الحلة الترموديناميكية عمل أو طاقة فإن طاقتها الداخلية تزداد.

المبدأ الثاني:



$$q = \frac{W}{q_2} \quad ; \quad W = q_2 - q_1 \Rightarrow q = \frac{q_2 - q_1}{q_2}$$

← المبدأ الثاني في الترموديناميك الكيمائي: صيغ هذا القانون على آلة مثالية

أو آلة حرارية حيث تستعمل كمية الحرارة q_2 من المنبع الساخن الذي درجته حراريته

T_2 إلى الآلة الحرارية التي تأخذ مزيداً منها (من الطاقة) لتقوم بعمل ثم تعطي الطاقة المتبقية (لكية الحرارة المتبقية) إلى المنبع الحراري البارد والذي درجته حراريته T_1 ، يستطيع كتابة قانون العمل : $W = q_2 - q_1$ ويعرف المردود الأولي : نسبة العمل W الذي تقوم به الآلة إلى كمية الحرارة التي تأخذها الآلة من المنبع الساخن .

* يمكنك نقل كمية من الحرارة من منبع ساخن إلى منبع بارد من دون أن يتحول

مزيد من الحرارة إلى عمل .

مفهوم الانتروبية :

هو تابع ترموديناميكي يعتمد قيمته على الحالة الابتدائية والنهائية للحملة ويعبر عنها بالقانون التالي :

$$\Delta S = \int_{T_1}^{T_2} \frac{dq}{T}$$

الانتروبية تقني درجة العشوائية للحملة

تغير الانتروبية يقاس بوحدة التغير التفاضلي للحملة

- واحدتها : $J / mol \cdot K$ ← حول ، $Cal / mol \cdot K$ ← كالوري

تغير الانتروبية لغاز مثالي :

تعتبر في الغاز المثالي : هو قوى التأثير المتبادل بين جزيئات الغاز وتكون معدومة ونظيره رياضياً بالشكل التالي :

$$\frac{dv}{dT} = 0$$

وبميز حالتين :

(1) التحول متساوي الدرجة : $\Delta S = n \cdot R \cdot T \cdot \ln \frac{V_2}{V_1}$

(2) التحول غير متساوي الدرجة :

(3) تحت حجم ثابت : $\Delta S = n \cdot C_v \cdot \ln \frac{T_2}{T_1}$

تغير الانتروبية

طاقة ضبط ثابتة : $S_2 - S_1 = \Delta S = n \cdot C_p \cdot \ln \frac{T_2}{T_1}$

المبدأ الثالث :

إن التروبية أي مادة نفسية وصحية السيلور يساوي الصفر (معدومة) عند درجة حرارة الصفر المطلق ولا ينطبق المبدأ الثالث في الترموديناميك على أي مادة صسوية (تحتوي على سحائب) وغير منتظمة في توزيع الذرات داخل البنية البلورية لهذه المادة.

* البنية البلورية غير المتجانسة لا يتغير بالصفر المطلق

وغير أيضاً على هذا المبدأ: $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$

أي تغير طاقة جيبس يساوي الأثر الحراري للتفاعل عند ما T تسمى للصفر المطلق.

$$\Delta S = 0 \text{ عند } T = 0$$

قانون تيسن التروبية:

تستخدم قيم التروبية في حساب تغير التروبية القياسية لتحول ما أو لتفاعل

كيميائي ما، ويكون:

$$\Delta S^\circ = \sum \nu_i S^\circ(T_2) - \sum \nu_j S^\circ(T_1) \quad (\text{المعادلة})$$

وإذا كانت ΔC_p مستقلة عن الحرارة يمكن كتابة المعادلة بالشكل التالي:

$$\Delta S^\circ = \sum \nu_i S^\circ(T_2) - \sum \nu_j S^\circ(T_1) = \Delta C_p \ln \frac{T_2}{T_1}$$

مسألة:

ضع 2 mol من غاز مثالي له عدد جيبس متساوي الدرجة من الحجم إلى الحجم

$V_2 = 100 V_1$ فحسب ذلك مقدار 1 kcal ، إذا كان الضغط البدائي لهذا

الغاز المثالي يساوي $P_1 = 10 \text{ atm}$ المطلوب:

(1) حساب درجة حرارة هذا التحول

(2) حساب الحجم البدائي لهذا الغاز

(3) حساب الضغط النهائي لهذا الغاز

علماً أنه ثابت الغازات العامة: $R = 0.082 \text{ Cal / mol } \cdot \text{K}$

$$W = n \cdot R \cdot T \cdot \frac{V_2}{V_1} \quad (1) \quad \text{الحل: 1}$$

$$L_n = 2.3 \log \left(\frac{V_2}{V_1} \right) \quad \text{لوغاريتم كسري} \rightarrow \text{لوغاريتم عشري}$$

$$W = 2.3 \times 0.082 \times 1 \times \log 100$$

$$\Rightarrow W = 2.65 \text{ K} \quad (\text{الحل على شكل حرارة})$$

$$P_1 V_1 = n R T \quad (2)$$

$$10 \times V_1 = 2 \times 0.082 \times 2.65 \Rightarrow V_1 = 0.217 \text{ L}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad (3) \quad \text{حسب قانون بويل:}$$

$$\Rightarrow P_2 = P_1 \frac{V_1}{V_2} = 10 \times \frac{V_1}{100 V_1} = 0.1 \text{ atm}$$

الكيمياء الحرارية:

دائماً ترافق حدوث التفاعلات الكيميائية انطلاقات وامتصاص طاقة والتي تظهر على شكل حرارة. مثال: اتحاد الخوفن والأكسجين مع الماء يرافقتها انبعاث حرارة والعكس. عند تشكيل ثنائي أكسيد النيتروجين وتفتت كربونات الكالسيوم يحتاج إلى كمية من الحرارة من الوسط المحيط.

الطاقة المنطلقة: الدافلية:

تحتلج المواد المتفاعلة التي يعطي الحرارة عند تفاعلها كمية من الطاقة الكامنة فيها ويخرج الشكل من الطاقة الكامنة والحرارة أثناء العمليات الكيميائية. وبعض العمليات الفيزيائية بالطاقة الدافلية أو أكثر الحرارة. ويمكن أن تكون على شكل طاقة حرارية أو إشعاعية أو كهربائية أو ميكانيكية. وبالتالي يمكن أن تعرف أكثر الحرارة للتفاعل (حرارة التفاعل) كمية الحرارة المنتشرة أو المتحررة عند تفاعل كمية محددة من المواد الأولية لتفاعل ما (تفاعل تام). (إجابة واحدة). وتعتبر الطرائق المسعرية من أهم الطرائق المستخدمة لقياس حرارة التفاعل الكيميائي.

قوانين الديناميكا الحرارية:

(1) قانون الديناميكا الحرارية: هو كمية الحرارة التي تنقلت عنه تتساوى مع كمية الحرارة التي دخلت له. من حيث الطاقة الحرارية. تساوي كمية الحرارة اللازمة لتكوين هذا المركب إلى عناصره الأساسية بطريقة تغير إشارة الكم الحرارية مع إبقاء القيمة ثابتة.

(2) قانون هيس: إن حرارة التفاعل تتعلق فقط بالكمية البدئية والنهائية ولا تتعلق بالمسار الوسيط الذي يمر بها التفاعل وهو نتيجة لقانون انحفاظ الطاقة ويرمز له: ΔH_{298}

(3) الانتالبي القياسية (حرارة التكوين): هي كمية الحرارة المنتجة أو المستهلكة أثناء تشكيل مول واحد من المركب وذلك انطلاقاً من عناصره الأساسية.

(4) حرارة الاحتراق: هي الكمية الحرارية لتفاعل أكسدة مول واحد من المركب بواسطة الأكسجين وتعتبر جميع تفاعلات الاحتراق ناشئة للحرارة وبالتالي إشارة سالبة يرمزها: ΔH_{comb}

(5) قانون كيرشوف: درجة الحرارة السعة الحرارية الحرارة الحرارية

$$\Delta H_2 - \Delta H_1 = \Delta C_p (T_2 - T_1)$$

وهي العلاقة بين الكمية الحرارية ودرجة الحرارة والسعة الحرارية لهذا التفاعل.

انتصت المحاضرة



مكتبة
A to Z