كلية العلوم

القسم : **الفيزياء**

السنة : **الاولى**

المادة : كيمياء عامة٢

المحاضرة : الرابعة/نظري/

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z



كلية العلوم ، كلية الصيدلة ، الهندسة التقنية

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

القسم: فيزياء / سنة أولى — الدكتور: فيصل

المادة: كيمياء عامة 2 — محاضرة: الرابعة نظري

البحث لمتحولات الكيميائي الثاني

* المبدأ الأول في المتحولات

هذا المبدأ يتعلق بكمية الحرارة المحررة أو الممتصة أثناء التفاعل

$$\Delta U = U_2 - U_1 = q - w$$

يحدد هذا القانون العلاقة بين الحرارة المكتسبة أو المفقودة أثناء التفاعل

المتحولات الكيميائية وكمية العمل المكتسب وتغير الطاقة الداخلية

شريطة أن تكون وحدات القياس متطابقة وغير عدة حالات:

أ. الطاقة الداخلية كتحول حجم ثابت:

العمل مساوي الصفر أي $(\Delta U_V = q_V)$

وينعدم العمل المغير (المكتسب)

في التحولات الكيميائية التي تتم بحجم ثابت حيث

دلالة على الحجم الثابت $(\Delta U_V = q_V)$

* إذا كانت درجة الحرارة كتحول حجم ثابت $T_2 \rightarrow T_1$

ينتج عن ذلك قانون

$$\Delta U_V = C_V (T_2 - T_1)$$ فقط



TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

2) الطاقة الداخلية تحت ضغط ثابت (الضغط الجوي)

اي يوجد كمية عمل وحرارة تتم معظم التحولات الكيميائية والفيزيائية تحت الضغط ثابت (جوي)

وتترافق بانجاز عمل ويعطى القانون بالشكل :

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

بالاصطلاح ينتج

$$q_p = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1) \quad \ldots (1)$$

الانتالبية :

$$H = U + PV$$

نعوض في (1)

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

نستنتج أن الطاقة الداخلية تحت ضغط ثابت تساوي كمية الحرارة تحت ضغط ثابت تساوي الى تغير الانتالبية (أثر يقابل حراري).

3) تغير الطاقة الداخلية بتمدد كظوم

كظوم أي لا تبادل المادة ولا الطاقة فأي وسط $q = 0$

يتميز التمدد الكظوم بانه يتم دون حصول اي تبادل حراري بين الجملة المتمددة ومحيطها أي الوسط المحيط وهذا يعني $q = 0$

وبالتالي تغير الطاقة الداخلية لهذه الجملة $\Delta U = -W$

نميز حالتين :

1) تمدد عكوس

2) تمدد عكوس :



TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

أ) المبدأ العكسي

دائماً يمكن عمل أعظمي وفق القانون

$$-W_{max} = -\int_{T_1}^{T_2} C_v \, dT = -\int_{V_1}^{V_2} RT \frac{dV}{V} \quad ; n = 1 mol$$

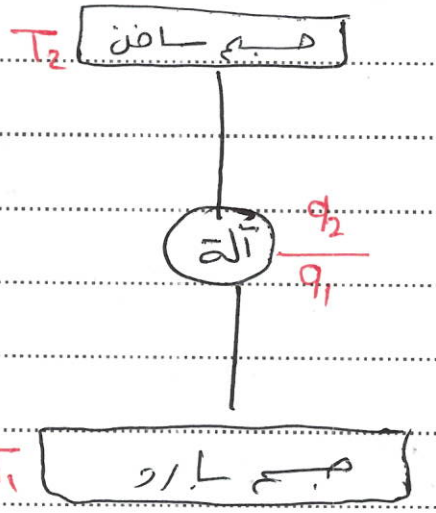
ب) المبدأ الأعكسي

يحدث ضغط خارجي ثابت يعبى $\Delta U = -W$

وبالتالي $C_V(T_2 - T_1) = p(V_2 - V_1)$

المبدأ الثاني في الترموديناميك:

العالم الكلوفين يقول:




ملاحظة: لا يتم انتقال كمية الحرارة من جسم ساخن إلى بارد إلا إذا حدثت آلة كمية حرارة (عمل)



TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

★ طبق هذا القانون على آلة مثالية (مرارية)

حيث تنتقل كمية الحرارة $q_2$ من المنبع الساخن الذي درجة حرارته $T_2$ إلى آلة الحرارية و التي تأخذ جزءاً منها ليقوم بعمل W ثم تعطى كمية الحرارة المتبقية $q_1$ لمنبع بارد

$$\varepsilon = \frac{q_2 - q_1}{q_2} = \frac{T_2 - T_1}{T_2}$$

مع العلم أن $W = q_2 - q_1$

ويعرف مردود الآلة :

بأنه نسبة العمل W الذي تقوم به الآلة كمية الحرارة التي تأخذها الآلة وبالتالي يمكن تلخيص اكسبا التالي على الشكل الآتي :

لا يمكن نقل كمية الحرارة من منبع ساخن إلى منبع بارد من دون أن يتحول جزء من الحرارة إلى عمل

انتروبية : هي تابع ترمودينامي يتعلق بالحالة الأولية و النهائية للجملة لا يهم عند

$$\Delta S = \int_{T_1}^{T_2} \frac{d_2}{T}$$

الانتروبية (تعني درجة العشوائية الجملة)

الجملة وتقدر واحدتها بـ ( J / mol.k ) أو ( cal / mol.k )



TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

لغير الانتروبية لغاز مثالي $\Delta s$ .

الغاز المثالي : هو الذي التأثير المتبادل بين جزيئاته معدومة اي

$dv/dc = 0$

لغيز مالتين :

1- التحول المتساوي الدرجة $\Delta U = 0$ وبالتالي لحساب تغير الانتروبية :

$$\Delta s = S_2 - S_1 = nRT \frac{V_2}{V_1}$$

2- التغير الغير متساوي الدرجة :

يوجد مالتين :

* تحت حجم ثابت

$$\Delta s = n c_V Ln \frac{T_2}{T_1}$$

* تحت ضغط ثابت

$$\Delta s = n c_p Ln \frac{T_2}{T_1}$$

المبدأ الثالث في الثيرموديناميك :

والبلورة الاتوي على ثوابت تصدر الى درجة الصفر المطلق (تكون عشوائية معدومة / بلورة منتظمة) .

ان الانتروبية كل مادة نقية وجهد البلور تساوي الصفر عند درجة الصفر المطلق . 0K او $-273^\circ C$

وما ينطبق مبدأ الثالث في الثيرموديناميك على اي مادة او جملة يمكن أن تكون فيها توزيع عشوائي في تركيبها الكيميائي

$(\Delta V = \Delta U)_{T \to 0K}$

$(\Delta T = 0)_{T \to 0K}$



TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

قانون تغير الانتروبي:

نستخدم قيم الانتروبي في حساب تغير الانتروبي القياسية لتحول ما أو لتفاعل الكيميائي حاوفق هذه العلاقة

$$\Delta S^{\circ} = \sum S T^{\circ}(Prod) - \sum S T^{\circ}(React)$$

- إذا كانت $\Delta cp$ مستقلة عن الحرارة يمكن كتابة العلاقة بالشكل التالي

$$\Delta S = \int T_2 - \int T_1 = \Delta cp \ln \frac{T_2}{T_1}$$

## قانون الثالث (الكيمياء الحرارية)

- عند اضافة محض بارد إلى ماء بارد ينتج محلول ساخن وذلك بسبب الطاقة الداخلية أي ناشئ للحرارة
- يرافق حدوث التفاعلات الكيميائية انطلاق او امتصاص طاقة الداخلية والتي تظهر على شكل حرارة مثال:
اتحاد الحمض أو اساس مع بعضهما لإفراز انتشار حرارة.

وعلى العكس عند تحليل ثنائي اكسيد الآزوت يحتاج إلى كمية من الحرارة الوسط الداخلي

الطاقة الداخلية: هي مجموع التفاعلات والتي تعطي حرارة عند تفاعلها كمية من الطاقة الكامنة وتنصاع وتبدي الشكل من الطاقة الكامنة والمختزنة أثناء التفاعلات الكيميائية وبعض العمليات الفيزيائية بالطاقة الداخلية وتدعى الطاقة المتحررة بالشكل الحراري ويمكن أنه يكون على شكل طاقة ضوئية أو ضغطية أو ميكانيكية أو كهربائية وتنتج التفاعلات الكيميائية التي يرافقها انطلاق



TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

وتقسم بتفاعلات الباشرة و اما التفاعلات التي يتزايد امتصاص للطاقة تسمى بالتفاعلات الماصة الحرارة.

حرارة التفاعل الكيميائي (الأثر الحراري للتفاعل)

انتالبي التفاعل ونرمز لها بـ H و تعرف كمية الحرارة المنتشرة أو الممتصة عند تفاعل كمية محددة من المواد الأولية للتفاعل ما تفاعلا تاما.

يعتبر الطريقة المعتمدة من أهم الطرائق المستعملة لقياس حرارة تفاعل كيميائي.

المسعر: وعاء زجاجي ذو جدران مزدوجة الداخل الجدار يمثل يكون عازل للحرارة وبعد المسعرة مغلقة لاستبدال المادة والطاقة مع الوسط الخارجي.

قوانين الكيمياء الحرارية

1 قانون لافوازيه

كمية الحرارة الناتجة

$A + B \rightarrow C$

مواد ناتجة ← ← مواد متفاعلة

$50 \rightarrow -50$

تساوي كمية المادة الناتجة مع المواد المتفاعلة و تخالفها بالإشارة.

مثال:

كمية الحرارة المرافقة لتشكل $CO_2$ تساوي $-67,63\ K.Cmol$

$C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$ ؛ $\Delta H = -67,63\ K.Cmol$

وتكون حرارة تفكك تساوي قيمة نفسها و تعاكسها بالإشارة

$\Delta H = +67,6\ K.Cmol$



TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

ونص :

كمية الحرارة التي تنطلق أو تمتص عند تشكل مركب ما من عناصره الأولية تساوي كمية الحرارة اللازمة لتفكيك هذا المركب إلى عناصره الأساسية ويتبين من هذا القانون أنه يمكن عكس التفاعلات الكيميائية الحرارة شرط تغيير إشارة الحد الحراري مع إبقاء القيمة ثابتة.

2- قانون هس :

يتعلق بالحالة الأولية والنهائية للتفاعل فقط إذ حرارة التفاعل تتعلق فقط بالحالتين البدائية والنهائية ولا تتعلق بالحالة الوسطية التي يمكن أن يمر بها التفاعل ويطلق عليه قانون ثابت مجموع كميات الحرارة وهو نتيجة للقانون انحفاظ الكتلة.

مثال2 : احسب $\Delta H_{298}^{\circ}$ للتفاعل (1)

[1] $H_2 + \frac{1}{2}(O_2) = H_2O$

[2] $H_2 + \frac{1}{2}(O_2) = H_2O$ ; $\Delta H_{298} = -68,32$ K cmol.

[3] $H_2O = H_2O(g)$ ; $\Delta H_{298} = 10,52$ K cmol



TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

الحل: إيجاد التفاعل من مجموعة تفاعلين 2 و 3

$$\Delta H_{298} = \Delta H_{298(2)} + \Delta H_{298(3)}$$

$$\Delta H = -68,32 + 10,52$$

$$\Delta H_{298} = -57,8 \ K.Cmol.$$

3) المتالية الشكل القياسية:

الحالة القياسية للشكل أو لعنصر وبأنها حالة الفيزيائية أو الشكل الثابت لهذا العنصر عند الضغط 1atm ، 25°C ، 298K وبالتالي نكون تعريف الانتالبية القياسية للشكل أو حرارة الشكل هي كمية الحرارة المتحررة او الممتصة اثناء تشكل مول واحد من المركب وذلك انطلاقاً من عناصر اساسية ويرمز لها بـ "$\Delta H_f$"

مثال:

إذا علمت أن حرارة التشكل $\Delta H_f$ لكل من $CO_2$ ، $CO$ هو على التالي

$$CO = -110.5 kJ/mol, \quad CO_2 = -93 KJ/mol$$

المطلوب حرارة تشكل $\Delta H_f$ لتفاعل

$$CO_{(g)} + \frac{1}{2}(O_2) = CO_2$$

$$\Delta H_f = \Delta H_f^{\circ} - \Delta H_f$$

$$= -393.5 + 110.5$$

$$= -283,5 \ KJ/mol.$$



TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

4 حرارة الاحتراق :

الناتج عن اكسدة مول واحد (اي عرف اصول بوجود الاكسجين) حرارة الاحتراق يأتي الاشارة الحرارية للتفاعل اكسدة مول واحد من مركب بواسطة الاكسجين ، ولتقدير جميع تفاعلات الاحتراق ناشرة للحرارة ، وبالتالي لهذه الحرارة ذات الاشارة السالبة دائماً ويرمز لها بالتالية احتراق .

$$\Delta H^{\circ}_{cmol}$$

$$H_{comb} = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \dots \Delta H_n$$

5 قانون كيرشوف :

درس العلاقة بين الأثر الحراري ودرجة حرارة التفاعل الحراري في تفاعل ما بالنسبة لدرجة الحرارة يساوي تغير السعة الحرارية لهذا التفاعل ويعبر عنه بالقانون التالي :

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

"انتهت المحاضرة"



TEL:0931497960 - Facebook Group: A to Z مكتبة

مكتبة A to Z