

- حرارة التفاعل ...

- نشاط (1)

عند وضع الطماطة على الموقد وحرارته، فإننا نشعر أن الغاز الذي في الموقد يترك **ويشعر حرارة**، بينما ينفج الطماطة من خلال امتصاصه لهذه الحرارة، أي هناك تبادل حراري بين الخليتين.

- حرارة التفاعل الكيميائي مع ثبات الضغط :

- تعريف المحتوى الحراري للمادة : **(الدلتا H)** :

هو مجموع الطاقات المخزنة في المادة تحت ضغط ثابت، ويرمز له بالرمز H ، ولكل مادة انتالبية خاصية H ، يمكن قياس تغيرها ΔH وهو الفرق بين انتالبية المواد الناتجة وانتالبية المواد المتفاعلة أي $\Delta H = H_2 - H_1$ ، كما أن تغير الانتالبية ΔH المرافقة لتفاعل تساوي كمية الحرارة عند ضغط ثابت $\Delta H = Q_p$.

- لعقد في دراستنا لتغير الانتالبية على الحرارة، الضغط المطلق على الجدول، ولكن عند تغيير الانتالبية لتفاعل كيميائي يجب أن نعتمد على الحالة القياسية المحددة بضغط هوي 10^5 Pa (الضغط الجوي) ودرجة الحرارة 298.15 K أو 25°C ، يرمز لتغير الانتالبية المرافقة لأي تفاعل كيميائي بـ $\Delta H_{\text{m}}^\circ$ أي أن القياسات تحت الحالة القياسية.

ومن المعروف أن الحالة القياسية لأي مادة ترمز بالحالة التي توجد فيها المادة بشكل الثابت المستقر عند الضغط القياسي 10^5 Pa ودرجة الحرارة 298.15 K أو 25°C .

الحالة القياسية لبعض العناصر عند الضغط الجوي القياسي (10^5 Pa)

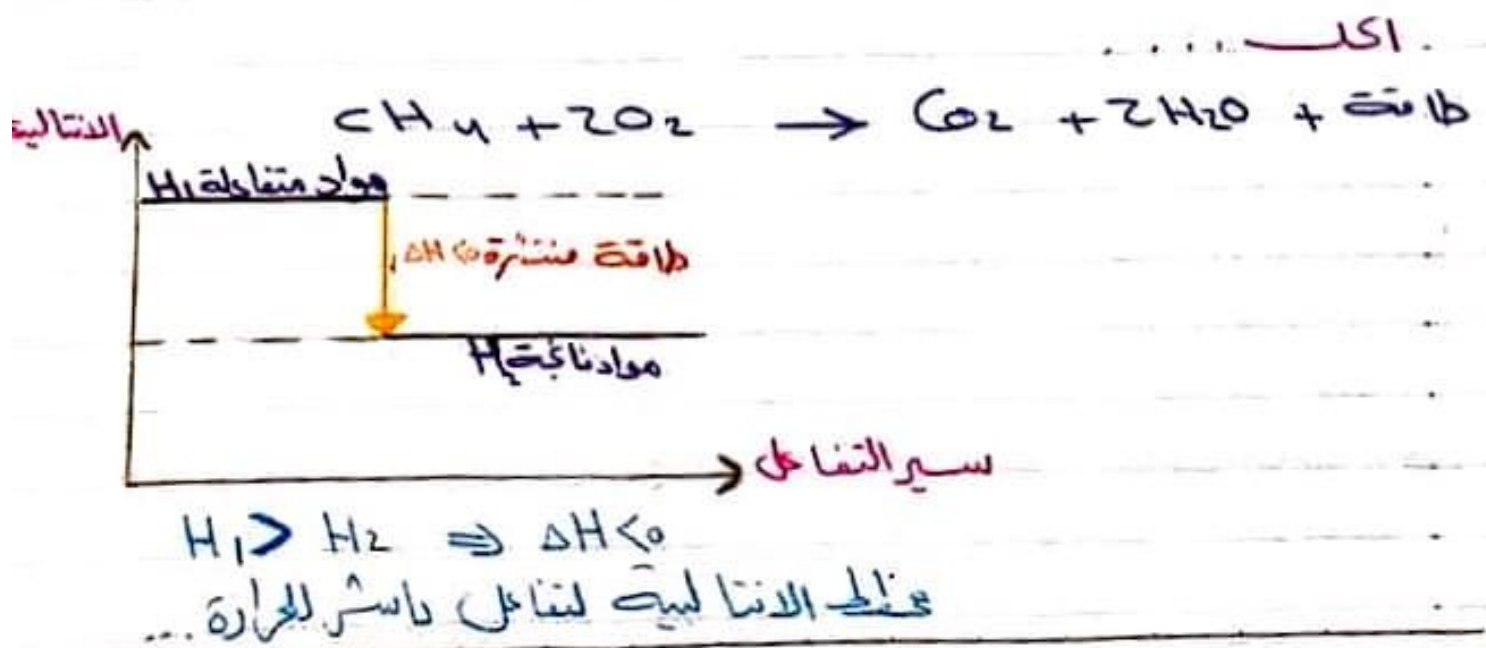
الكائنات العضوية لبعض العناصر تحت الضغط الجوي التقاضي (atm)

- الأكسجين والهيدروجين والنتروجين غازات
- البوتاسيوم والصوديوم والليثيوم والفلور والكلور مواد صلبة
- الميزيت - سائل
- الماء مادة سائلة
- كربونات الصوديوم مادة صلبة
- ثنائي أكسيد الكربون مادة غازية

- تطبيق - (1) :

يحرق 1 mol من الميثان CH_4 بالأكسجين الموجود في O_2 ويتشكل غاز ثنائي أكسيد الكربون CO_2 والماء H_2O وتنتشر كمية من الحرارة ، والطوب :

- 1- اكتب المعادلة الكيميائية التي تمثل التفاعل .
- 2- ا رسم خطاً يثل طاقة المواد المتفاعلة ، طاقة المواد الناتجة والطاقة المنتشرة :

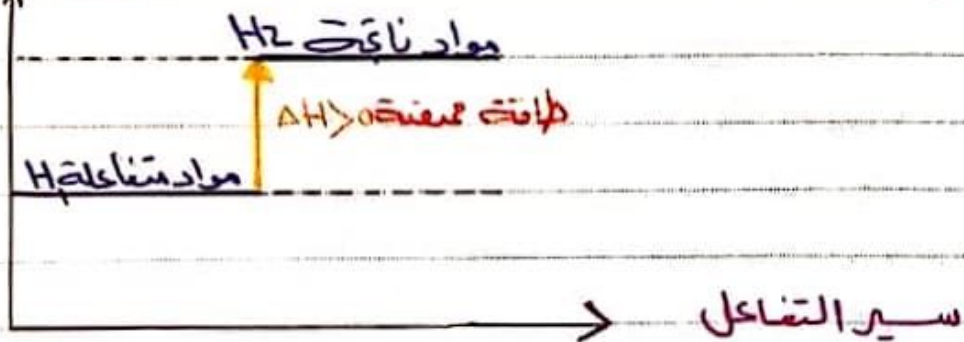


نشاط 3

لريك المحفظ البياني الذي يمثل تفاعل ما من الحرارة :

- 1- حدد كلياً إنتالبي كل من المواد المتفاعلة ، المواد الناتجة وقيمة الإنتالبي .
- 2- قارن بين إنتالبي المواد المتفاعلة والمواد الناتجة . --

الإنتالبي



$$H_2 > H_1 \Rightarrow \Delta H > 0$$

مخطط الإنتالبي لتفاعل ما من الحرارة

• طريقة كتابة المعادلات الكيميائية الحرارية :

١- تكتب المعادلة الكيميائية بشكل معنون ثم تكتب قيمته ΔH_{rxn} إلى يمين المعادلة .

٢- تكون قيمة ΔH_{rxn} سالبة إذا كان التفاعل فاصلاً للحرارة ، ويكون موجباً إذا كان التفاعل ماصاً للحرارة .

٣- يكتب رمز الحالة الفيزيائية الصلبة للمواد :

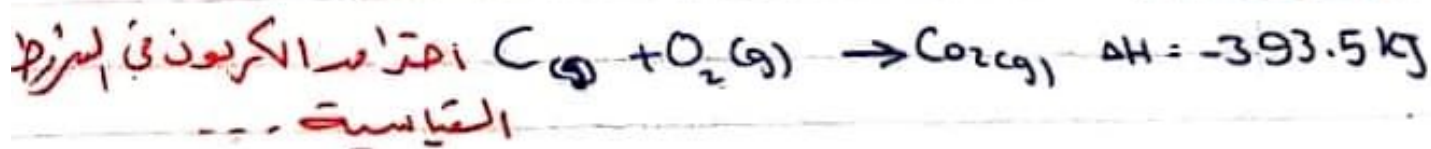
(س) للمادة الصلبة .

(ل) للمادة السائلة .

(و) للغاز .

(aq) للمادة المذابة .

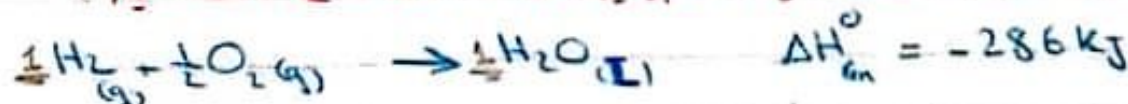
مثال ...



- المعامل التي توقع عليها تغير التناظرية :

١- يتعلم تغير التناظرية للتفاعل بحسب المادة (عدد المولات) :

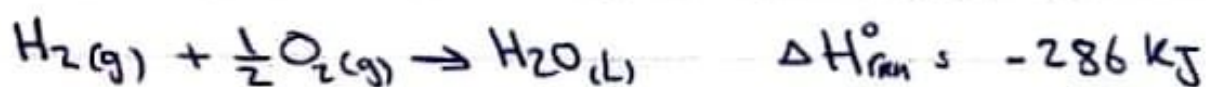
مثال : ليكن لدينا المعادلتين المعبرتين عن التفاعلين التاليين :



نلاحظ سبب اختلاف قيم تغير التناظرية للتفاعلين السابقين
تغيراً مختلفاً في عدد المولات .

2- يتعلق تغير الدلتا لله للفاعل بحالة المادة الفيزيائية :

مثال : ليكن لدينا المعادلة المحبوسة عن التفاعلية التالية :



ويكون سبب اختلاف قيمته تغير الدلتا لله للفاعل السابق هو تغير الحالة الفيزيائية للمواد . حيث أن النوع في التفاعل الذر هو سائل وفي التفاعل الثاني غازية .

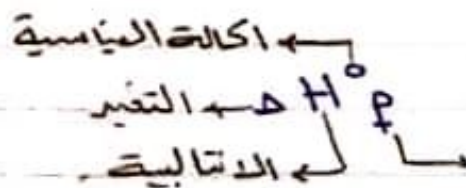
3- يتعلق تغير الدلتا لله بالشكل الناتج للمادة :

مثال : ليكن لدينا المعادلة المحبوسة عن التفاعلية التالية :



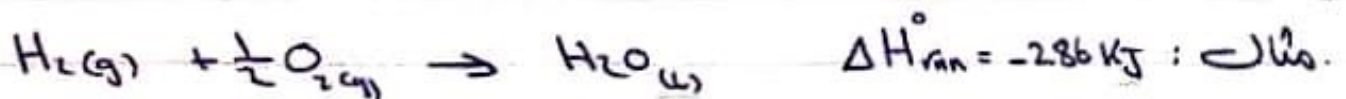
ويكون سبب اختلاف قيمته تغير الدلتا لله للفاعل السابق هو أن الكربون يكون على شكل غرافيت وهو مادة صلبة هشة للغاية أو على شكل الألماس وهو قاس جداً . ولذا حفظت هناك تفرقة في الدلتا لله ينتج من اختلاف أشكال الكربون بين الألماس والغرافيت . وبجد الغرافيت الشكل الناتج الأكثر استقراراً للكربون في الحالة القياسية عند الدرجة

أنواع حرارة التفاعل ΔH :

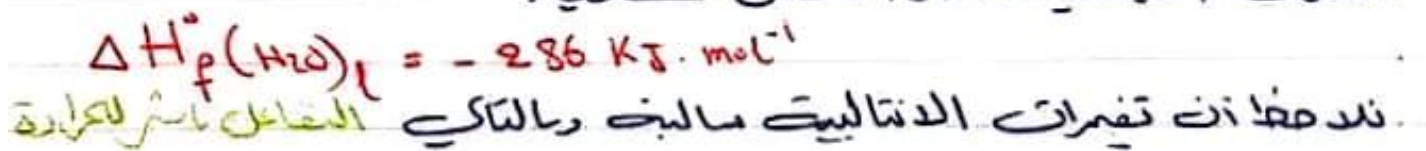


1- انتالبية التشكل القياسية
 التشكل

هي عبارة عن تغير في الانتالبية المرافقة لتكون مول واحد من المادة انطلاقاً من العناصر الأولية للمادة ويجب أن تكون ويجب أن تكون العناصر الأولية في أكلة القياسية ...

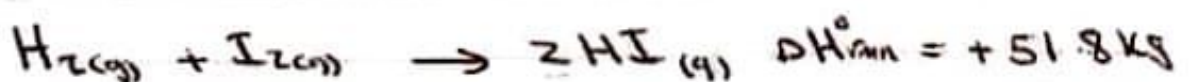


يتكون 1 mol من الماء السائل من اتحاد عتقيرة الهيدروجين والأكسجين في الشروط القياسية مع انطلاق $\Delta H_{\text{rxn}}^\circ = -286 \text{ KJ}$ فتكون انتالبية التكون القياسية للماء السائل تادي :



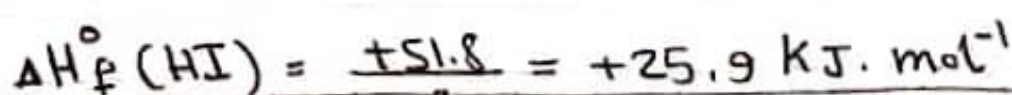
تأليية (1) :

أحد قتيق انتالبية التشكل القياسية لغاز يود الهيدروجين في التفاعل المثل بالمعادلة التالية :



نلاحظ في الطرف الأيمن من المعادلة وجود مولين من غاز يود الهيدروجين وبالتالي هذه القتيق لتكون مولين وفق كصل على انتالبية التشكل للمول الواحد تقسم القتيق $(+51.8)$ على اثنين

$\Rightarrow$



ملحظة:

اتخذ العلماء على أنثالبيت التكون لجميع العناصر في اكالته القياسية ΔH_f° هي هين كيلو جول للمول الواحد.
أي أنثالبيت التكون للأكسجين مثلث هي هين كيلو جول للمول الواحد. وانثالبيت تشكل الزئبق هي هين كيلو جول للمول الواحد.

$$\Delta H_f^\circ (O_2)_g = 0 \text{ KJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ (Hg)_l = 0 \text{ KJ mol}^{-1}$$

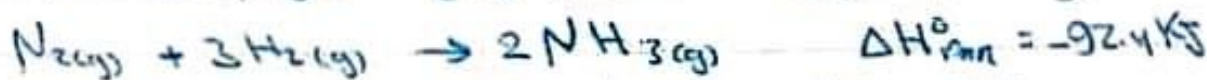
2- انثالبيت التفكك القياسي ΔH_d°

إن انثالبيت التكون (المتكامل) القياسي لمركب ما يساوي انثالبيت التفكك بالقيمة المطلقة وتعاكس بالإشارة.

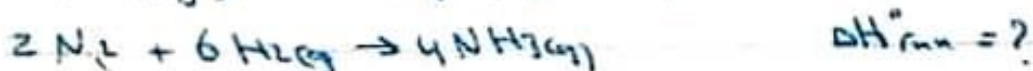
$$\Delta H_d^\circ = - \Delta H_f^\circ$$

أي أن قيمة الحرارة المنتشرة من المركب عند تكونه تساوي قيمة الحرارة الممتصة عند تفككه.

أمثلة: لدينا التفاعل الحراري المحلل بالمعادلة التالية:



حدد قيمة الانثالبيت في كل من المعادلتين التابعتين:

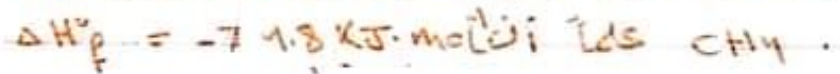


إجاب...

$$\Delta H_{rxn}^\circ - \Delta H_{rxn}^\circ = +92.4 \text{ KJ}$$

$$\Delta H_{rxn}^\circ = 2 \Delta H_{rxn}^\circ = -184.8 \text{ KJ}$$

نشاط (5) التبع المعادلات الحرارية المعبرة عند تشكل غاز الميثان



- علاقات التاليف الشكل بالثبات الحراري و

أولاً : إذا كانت قيمة حرارة التكوين (الشكل) القياسي لمركب ما سالبة فإن لهذا المركب ليمتلك القدرة على التفكك إلى عناصره الذرية في درجة الحرارة العادية ويقال عنه مستقر وثابت كيميائياً

نتيجة : يزداد الثبات الحراري للمركب بزيادة كمية الحرارة المنتشرة عند تكوينه

ثانياً : إذا كانت قيمة حرارة الشكل القياسي لمركب ما موجبة فإن المركب غير ثابت حراري ، فيتحلل إلى عناصره الأولية في درجة حرارة الغرفة

نتيجة : يقل ثبات المركب حرارياً كلما زادت قيمة الطاقة الحرارية المحفزة عند تكوينه

نشاط (7) رتبة المركبات الذرية تنازلياً حسب ثباتها الحراري بالاعتماد على قيم الثبات القياسية

سيفضل المركب : $\text{C}_6\text{H}_6(l)$ $\text{CH}_3\text{OH}(l)$ $\text{H}_2\text{S}(g)$ $\text{HI}(g)$

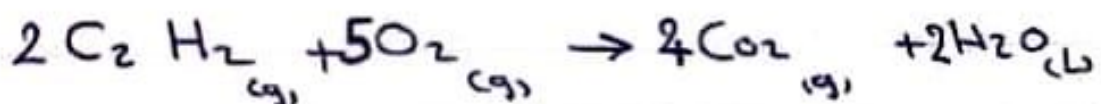
$\Delta H_f^\circ \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ +49.04 -238.6 -20.2 +25.9

أكثر ثباتاً $\text{C}_6\text{H}_6 \leftarrow \text{HI} \leftarrow \text{H}_2\text{S} \leftarrow \text{CH}_3\text{OH}$

- حرارة الاحتراق القياسية ΔH_c°

هي كمية الحرارة المنتشرة عند احتراق 1 mol من المادة احتراقاً تاماً بوجود كمية كافية من الأكسجين في الشروط القياسية وتحت حرارة لا فرق، وتسمى حرارة الاحتراق القياسية ورمزها ΔH_c° وحدة KJ mol^{-1} .

نشاط (9): اكتب المعادلة الحرارية المحقة عن احتراق الديستيلين C_2H_2 علماً أن حرارة احتراقه $\Delta H_c^\circ = -1255.5 \text{ KJ mol}^{-1}$.



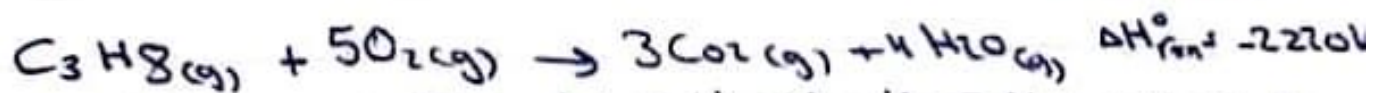
- أهمية حرارة الاحتراق :

لكل مادة حرارة احتراق ثابتة ، وتتوقف قيمته على طبيعة المادة و تختلف قيمته من مادة إلى أخرى يستفاد منه في تقدير القيمة الحرارية لأنواع الوقود والتخزين ...

تطبيق (4)

أكتب المعادلة الحرارية المحقة عن احتراق البروبان C_3H_8 ثم احس كمية الحرارة المنتشرة من احتراق 880g بروبان ، إذا علمت أن حرارة احتراقه القياسية $\Delta H_c^\circ = -2220 \text{ KJ mol}^{-1}$.

الحل :



حسب عدد مولات البروبان الموجودة في 880g C_3H_8 $n = \frac{m}{M} = \frac{880}{44} = 20 \text{ mol}$ فتكون كمية الحرارة المنتشرة من أجل احتراق 880g هي

$$\Delta H = 20(-2220) = -44400 \text{ KJ}$$

(12) مثال

عند ذوبان ملح كلوريد الصوديوم بالماء المثلج، تكون كمية الحرارة
المتطلبة $\Delta H_1 = 766 \text{ KJ mol}^{-1}$ وطاقة التجميد $\Delta H_2 = -770 \text{ KJ mol}^{-1}$ المحلول
المحصلة الحرارة المولية للذوبان ثم أكتب المعادلات الحرارية
المعبرة عن ذوبان كلوريد الصوديوم:

الحل

$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -770 + 766 = -4 \text{ KJ mol}^{-1}$$

5- حرارة التمدد ΔH_N

نقصد بالتمدد تعديل كيميائي مع أساس
تذكر:

نعلم أن الحمض يتميز بوظيفة الحفزية H^+ .

نعلم أن الأساس يتميز بوظيفة الأساسية OH^- .

نعلم أن الماء يتكون من ذرة هيدروجين وذرة أكسجين.

إذا تأملنا جزيء ماء فكل H^+ و OH^- وبالتالي عند تفاعل

أي كيميائي مع أساسي يكون الماء هو الناتج الأساسي للتفاعل.



حرارة التمدد، هي كمية الحرارة المنطلقة عندما يتشكل مول

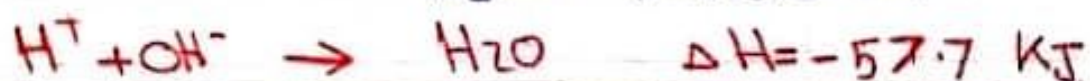
واحد من الماء عند تفاعل الحمض مع الأساسي

في المحاليل المخففة، أي كمية الحرارة المنطلقة

لتي تكون مول واحد من الماء عند تعديل أيون

H^+ ناتج من تأيين حمض مع أيون OH^- ناتج من تأيين

أساسي ووحدة KJ mol^{-1}



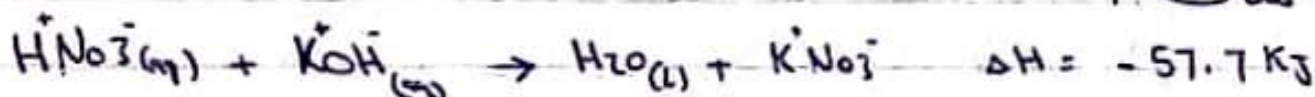
مثال: يتفاعل حمض كلور الماء مع هيدروكسيد الصوديوم في المعادلة



تتفاعل الهيدروكسيدات الحمضية مع الهيدروكسيدات القلوية لإنتاج الماء، كما
يتفاعل أيون الصوديوم مع أيون الكلور لإنتاج كلوريد الصوديوم
(ملح الطعام).

تذكيرة: تفاعل حمض + قلوي $\rightarrow$ ملح + ماء.

مثال:



لنستعرض المثالية التالية بالتفصيل:



تذكيرة: 1- التأيين: هو تفكك المركب في المحلول المائي إلى أيونات
السالبة والموجبة.

2- هيدروكسيدات الحمض القوي تتأين جميع هيدروكسيدات عند ما يوضع في
محلول مائي، أما الحمض الضعيف يتأين جزئياً والتأين ناتج
بالتأين القوي والذئب الضعيف.

أهم الحموض القوية:

1- حمض كلور الماء HCl - 2- حمض الكبريت H_2SO_4 - 3- حمض النيتريك HNO_3

أهم الحموض الضعيفة:

1- حمض الخل CH_3COOH - 2- حمض الخل: $\text{HCOOH} \rightleftharpoons$

تفسير (6)

إذا علمت أن حرارة تأين لعن سيانيد الهيدروجين (تحت ضغط) $47.24 \text{ kJ.mol}^{-1}$ حسب حرارة تعديل لعن سيانيد الهيدروجين مع هيدروكسيد البوتاسيوم، ثم أكتب المعادلة الحرارية المحصورة عند التفاعل؛

الكل

حرارة التعديل = حرارة تعديل لعن قوي مع كل قوي + حرارة تأين لعن سيانيد الهيدروجين

$$\Rightarrow \Delta H_p = (-57.7) + 47.24 = -10.46 \text{ kJ.mol}^{-1}$$



أي نستنتج المساعدة التالية؛

حرارة التعديل = حرارة التعديل للمحلول (الذي هو القوي) + حرارة التأين للمحلول أو الأيونات الصلبة المتفاعلة

نشاط (13) : يتفاعل لعن كل مع هيدروكسيد الصوديوم، فإذا علمت أن حرارة تعديل لعن كل مع هيدروكسيد الصوديوم -56 kJ.mol^{-1} حسب حرارة تأين لعن كل،
2- أكتب المعادلة الحرارية المحصورة عند تعديل لعن كل مع هيدروكسيد الصوديوم

كل

← كل نشاط (13)

؟ حرارة التصلب = حرارة التذويب في قوس مع استسا + حرارة التآكل للملح ؟

← حرارة التآكل = حرارة التذويب - حرارة التذويب في قوس مع استسا في قوس

← حرارة التآكل = $(-56) - (-57.7)$ = حرارة التآكل

النتيجة = $-56 + 57.7 = +1.7 \text{ kJ/mol}$ حرارة التآكل

وتتكون المعادلة المعبرة عن تفاعل تعديل الملح مع هيدروكسيد الصوديوم

