# CHƯƠNG II

# NHIỆT ĐỘNG HÓA HỌC

**MỤC TIÊU**

*1. Trình bày một số khái niệm có liên quan tới nhiệt động hoá học;*

*2. Phát biểu nội dung, biểu thức của nguyên lý thứ nhất, biến thiên entanpi trong quá trình đẳng tích, đẳng áp;*

*3. Trình bày được hiệu ứng nhiệt của phản ứng hoá học, định luật Hess, áp dụng cách tính Hiệu ứng nhiệt của phản ứng dựa vào nhiệt sinh, nhiệt cháy của một số phản ứng;*

*4. Trình bày được nội dung cách phát biểu của nguyên lý thứ 2, khái niệm về entropi, khảo sát năng lượng tự do và tiêu chuẩn tự diễn biến của một quá trình, các phương pháp tính biến thiên năng lượng tự do của phản ứng;*

**NỘI DUNG**

**Mở đầu:**

\* Nhiệt động học nghiên cứu những quy luật chuyển hoá giữa các dạng năng lượng khác nhau.

\* Cơ sở của nhiệt động học là hai nguyên lý rút ra từ kinh nghiệm sống của con người. Các nguyên lý này không thể chứng minh bằng con đường toán học nhưng những hệ quả rút ra từ nó không mâu thuẫn với thực tiễn.

\* Nhiệt động hoá học sử dụng những kết quả nghiên cứu của nhiệt động học vào hoá học để tính toán thăng bằng về năng lượng và rút ra một số đại lượng làm tiêu chuẩn để xét đoán chiều hướng của một quá trình hoá học.

**1. Một số khái niệm**

**1.1. Hệ nhiệt động học:**

Tập hợp khối vật chất mà ta đang nghiên cứu về mặt nhiệt động học. Ngoài hệ gọi là môi trường.

- Hệ cô lập: Hệ không trao đổi vật chất và năng lượng với môi trường

- Hệ kín: Không trao đổi vật chất nhưng có thể trao đổi năng lượng với môi trường.

**1.2. Hàm số trạng thái:**

Các đại lượng xác định trạng thái của hệ, VD: nhiệt độ, áp suất, thể tích, nội năng....

- Những đại lượng là hàm trạng thái có đặc điểm là biến thiên trong bất kỳ quá trình nào cũng chỉ phụ thuộc vào trạng thái đầu và cuối mà không phụ thuộc vào cách thức diễn biến của quá trình. Ví dụ biến thiên của thế năng của một vật ở hai trạng thái khác nhau chỉ phụ thuộc vào độ cao ở hai trạng thái mà không phụ thuộc vào con đường đưa vật từ trạng thái này sang trạng thái kia.

**1.3. Quá trình nhiệt động:**

Khi hệ chuyển từ một trạng thái này sang một trạng thái khác ta nói hệ thực hiện một quá trình

- Quá trình đẳng tích: thể tích không đổi

- Quá trình đẳng áp: áp suất không đổi.

- Quá trình đẳng nhiệt: nhiệt độ không đổi

- Quá trình đoạn nhiệt: không trao đổi nhiệt với môi trường.

**2. Nguyên lý thứ nhất của nhiệt động học**

**2.1. Nội dung và các cách phát biểu**

Nội dung: ***Tính chất bảo toàn năng lượng***

Phát biểu:

\* Năng lượng không tự sinh ra và không tự mất đi nó chỉ có thể chuyển từ một dạng này sang một dạng khác (định luật bảo toàn và biến hoá năng lượng Lômonoxop)

\* Không thể có động cơ vĩnh cửu loại I (động cơ liên tục sinh công mà không cần tiêu tốn năng lượng hay chỉ cần một lượng ban đầu)

\* Tồn tại một hàm trạng thái U gọi là nội năng mà biến thiên của nội năng khi hệ chuyển từ một trạng thái này sang một trạng thái khác ΔU bằng tổng đại số năng lượng đã trao đổi với môi trường trong quá trình biến đổi này.

\* Năng lượng của hệ cô lập luôn luôn được bảo toàn.

**2.2. Nội năng - Biểu thức của nguyên lý I**

Năng lượng của một hệ gồm 3 phần:

- Động năng (nếu hệ đang chuyển động)

- Thế năng (do hệ nằm trong trường trọng lực)

- Nội năng

Trong nhiệt động học người ta nghiên cứu những hệ không chuyển động và tác dụng của trường hấp dẫn là không đổi vì vậy chỉ chú ý đến nội năng:

Nội năng: - Năng lượng tiềm tàng bên trong một vật hay hệ bao gồm:

+ Tổng động năng (chuyển động tịnh tiến, quay, giao động) của các phân tử, nguyên tử, electron, hạt nhân nguyên tử.

+ Tổng năng lượng tương tác (thế năng) giữa chúng.

Nội năng thường ký hiệu bằng chữ U là một hàm trạng thái có một giá trị của U và biến thiên ΔU không phụ thuộc vào quá trình.

Giá trị tuyệt đối của nội năng không xác định được nhưng biến thiên của nó khi hệ chuyển trạng thái 1 có nội năng U1 sang trạng thái 2 có nội năng U2. ΔU = U2 – U1 có thể xác định được qua lượng nhiệt Q và lượng công A mà hệ đã trao đổi (cho hoặc nhận) trong quá trình đó.

ΔU = Q + A (2.1)

Đây là biểu thức nguyên lý I của động học.

Lưu ý: Theo quy ước, nếu hệ nhận được năng lượng thì Q và A có giá trị dương. Ngược lại nếu hệ sinh năng lượng thì Q và A có giá trị âm.

VD: Khi nói hệ phản ứng tạo ra một nhiệt lượng là 100 kcalo nghĩa là Q = - 100 kcalo

Trong biểu thức (2.1), công A thường bao gồm hai loại công:

• Công dãn nở: Ad.n = -p.ΔV

Công có ích: A’ gồm tất cả các loại công khác mà hệ trao đổi với môi trường như công điện, công hoá học, công cơ học .... Khi đó biểu thức nguyên lý I có dạng:

ΔU = Q + A’ - p. ΔV (2.2)

Biểu thức nguyên lý I trong một số trường hợp:

VD1: Hệ gồm phản ứng HC1 + Zn trong xilanh có pittong: tỏa ra nhiệt lượng Q và thực hiện công dãn nở, không sinh công có ích

ΔU = Q - p. ΔV, Q< 0 nên ΔU < 0

Điều này có nghĩa là lượng nhiệt tỏa ra và lượng công thực hiện do sự giảm của nội năng



VD2: Hoạt động của một chiều pin

ΔU = A\* (Q=0, Ad.n = 0, hệ sinh công có ích nào đó A\* < 0)

Khi đó ΔU <0 điều này có nghĩa là công điện sinh ra do sự giảm của nội năng.

**2.3. Entanpi**

Như trên đã thấy trong một quá trình đẳng tích ΔV = 0 ⇒ Ad.n = 0

Nếu hệ có thực hiện công có ích (A’= 0) thì Qv = ΔU.

Có nghĩa là nhiệt trao đổi trong quá trình đẳng tích bằng biến thiên của nội năng. Trong một quá trình đẳng áp, nếu hệ không sinh công có ích ta có:

ΔU = Q – p. ΔU hay Qp = ΔU + p. ΔV

Qp = U2 – U1 + p.V2 – p.V1 = (U2 + p.V2) - (U1 + p.V1)

Ký hiệu U + PV = H ta có: Qp = H2 – H1 = ΔH

Như vậy nhiệt trao đổi trong quá trình đẳng áp bằng biến thiên của một hàm trạng thái mới gọi là entanpi. Ký hiệu bằng H. Nội năng và entanpi có bản chất giống nhau đều là năng lượng tiềm tàng bên trong một hệ hay vật bất kỳ.

H = U + PV hay ΔH = ΔU + p. ΔV

Các phản ứng hoá học thường được thực hiện trong điều kiện áp suất khí quyển, không đổi và nếu không có sự tham gia của các chất khí (ΔV = 0) thì

ΔH = ΔU H = U

**3. Nhiệt hoá học**

**3.1. Hiệu ứng của phản ứng (nhiệt phản ứng)**

Trong một phản ứng hoá học:

A + B → C + D

Năng lượng toàn phần (nội năng hay entanpi) của các chất tham gia phản ứng khác với năng lượng toàn phần của các sản phẩm phản ứng. Kết quả là sau phản ứng có một phần nội năng hay entanpi bị biển đổi. Phần này được chuyển thành nhiệt.

Lượng nhiệt tỏa ra hay hấp thu vào trong một phản ứng hoá học được gọi là hiệu ứng nhiệt phản ứng. Hiệu ứng nhiệt phản ứng thường được ký hiệu bằng biến thiên của entanpi ΔH (phản ứng hoá học thường thực hiện ở áp suất không đổi và không sinh công có ích)

Phương trình phản ứng hoá học có ghi rõ trạng thái của các chất và hiệu ứng nhiệt gọi là phương trình nhiệt hoá học.

Ví dụ: Cr + O2(k) → CO2(k) ΔH = -94,05 kcal.

**3.2. Định luật Hess**

Hiệu ứng nhiệt của phản ứng chỉ phụ thuộc vào bản chất và trạng thái của các chất đầu và cuối mà không phụ thuộc vào cách thức diễn biến của phản ứng

Ví dụ với phản ứng:

CO

CO2

C

ΔH3

ΔH2

ΔH1

Bằng thực nghiệm người ta xác định được:

ΔH1 = -94,1 kcal ΔH2 = -26,4 kcal ΔH3 = -67,6 kcal

ΔH1 = ΔH2 + ΔH3

**3.3. Tính hiệu ứng nhiệt của phản ứng dựa vào nhiệt sinh**

Nhiệt sinh của một chất là nhiệt của phản ứng tạo ra một mol chất đó từ các đơn chất ở trạng thái bền vững.

VD: 2A1 + O2 = A12O3 ΔHs° = -399,1 kcal/mol

Lưu ý: - Nhiệt sinh xác định ở điều kiện 1 atm và 298°K được gọi là nhiệt sinh tiêu chuẩn và ký hiệu là ΔHs°

- Nhiệt sinh của các đơn chất bền bằng 0

**Bảng giá trị 2.1: Nhiệt sinh của một số hợp chất**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Hợp chất** | **Công thức** | **Trạng thái** | **ΔHs° (Kcal/mol)** | **So (cal/mol)** |
| Hidro | H2 | k | 0 | 32.1 |
| Oxy | O2 | k | 0 | 49.0 |
| Nito | N2 | k | 0 | 45.8 |
| Clo | Cl2 | k | 0 | 53.3 |
| Carbon | C | r | 0 | 1.4 |
| Natri | Na | r | 0 | 12.2 |
| Nước | H20 | h | -57.8 | 45.1 |
| Nước | H20 | l | -68.3 | 16.7 |
| Carbon oxyd | CO | k | -26.4 | 47.3 |
| Carbon dioxyd | CO2 | k | -94.1 | 51.1 |
| Amoniac | NH3 | k | -11.0 | 45.8 |
| Amoniac | NH3 | dd | -19.3 |  |
| Hidroclorua | HCl | k | -22.1 | 44.7 |
| Hidrobromua | HBr | k | -8.67 | 47.48 |
| Hidroiodua | HI | k | +6.3 | 49.4 |
| Natriclorua | NaCl | r | -98.6 | 17.32 |
| Natrihidroxyd | NaOH | r | -102.3 | 125.12 |
| Anhidit sulfuro | SO2 | k | -71.0 | 59.3 |
| Anhidit sulfuric | SO3 | k | -94.5 | 61.4 |
| Metan | CH4 | k | -17.9 | 44.5 |
| Etan | C2H6 | k | -20.4 | 54.8 |
| Etilen | C2H4 | k | +12.5 | 52.5 |
| Axetilen | C2H2 | k | +54.2 | 48.0 |
| Benzen | C6H6 | l | +11.7 | 64.4 |
| Etanol | C2H5OH | l | -66.4 | 38.4 |
| Acetandehyd | CH3CHO | l | -39.8 |  |
| Acid acetic | CH3COOH | l | -59.3 |  |

Ví dụ: Xác định hiệu ứng nhiệt ΔHx của phản ứng:

A12O3  + 3SO3 = Al2(SO4)3

Biết ΔHs° = - 399,1 -94,5 - 821,0 kcal/mol

Ta có:

A12O3  + 3SO3

ΔH1

ΔH2 ΔHx

2A1 + 6O2 +3S A12(SO4)3

Theo đinh luật Hess ta có:

ΔHx  = ΔH1 - ΔH2

ΔHx = ΣHse(sp) – 2Hao (tg)

= - 821 - [3(-94,5) -399,1] = 138,4 kcal

*Hiệu ứng nhiệt của một phản ứng bằng tống nhiệt sinh của các chất sản phẩm trừ đi tổng nhiệt sinh của các chất tham gia phản ứng.*

Ví dụ: Tính hiệu ứng nhiệt của phản ứng oxi hoá - glucoza ở điều kiện chuẩn ΔHxoC6H12O6 (1) + 6O2 (k) → 6CO2(k) + 6H2O (1)

Biết ΔHs° - 304,0 - 94,6 -68,3 kcal

ΔHs° = 6(-94,6) + 6(-68,3) - (-304,0 + 0) = -673,4 Kcal

**3.4. Xác định hiệu ứng nhiệt của phản ứng dựa vào nhiệt cháy**

Nhiệt cháy của một chất là nhiệt của phản ứng đốt cháy 1 mol chất đó để tạo ra các oxit cao nhất.

Ví dụ: C2H5OH + 302 → 2CO2 - 3 H2O ΔHs° = -327 kcal/ mol

Lưu ý:

- Nhiệt cháy xác định ở điều kiện tiêu chuẩn được gọi là nhiệt cháy tiêu chuẩn và được ký hiệu là ΔHc°

- Nhiệt cháy của các oxit cao nhất bằng 0

- Nhiệt cháy của các nguyên tố chính là nhiệt sinh của các oxit cao nhất của chúng. Dựa vào bảng nhiệt cháy ta có thể tính được hiệu ứng nhiệt của một phản ứng.

**Bảng giá trị 2.2: Nhiệt cháy tiêu chuẩn của một số chất**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Hợp chất** | **Trạng thái** | **ΔHc° (Kcal/mol)** | **Hợp chất** | **Trạng thái** | **ΔHc° (Kcal/mol)** |
| Hidro | k | -68.3 | Phenol | l | -372.0 |
| Metan | k | -212.8 | Aceton | l | -430.9 |
| Etan | k | -372.8 | Acid acetic | l | -208.3 |
| Etilen | k | -337.2 | Acid benzoic | r | -771.8 |
| Acetilen | k | -310.6 | Etyl acetat | l | -538.0 |
| Benzen | l | -783.4 | Anilin | l | -811.9 |
| Naphtalen | r | -123.0 | Toluen | l | -934.5 |

Ví dụ: Xác định hiệu ứng nhiệt ΔHx của phản ứng:

2CO + 4H2 → H2O + C2H5OH

Biết ΔHc° - 67,6 -68,3 -326,7 kcal/mol

H2O + C2H5OH

ΔH1

ΔHx ΔH2

CO + H2 2CO + 4H2O

Theo định luật Hess ta có:

ΔHx = ΔH1 - ΔH2

ΔHx = ΣHco(tg) – ΣHco(sp)

= [2.(-67,6) + 4.(-68,3)] - (-326,7)= - 81,7 Kcal

Hiệu ứng nhiệt của một phản ứng bằng tổng nhiệt cháy của các chất tham gia trừ đi tổng nhiệt cháy của các chất sản phẩm phản ứng.

**4. Nguyên lý thứ n của nhiệt động học**

**4.1. Nội dung và cách phát biểu**

**Nội dung:**

Nguyên lý thứ II đề cập đến một đặc tính khác của năng lượng. Đó là trong khi các dạng năng lượng khác có thể biến hoàn toàn thành nhiệt thì nhiệt lại chỉ có thể biến một phần thành dạng năng lượng khác.

Nghiên cứu rút ra từ nguyên lý thứ II cho phép rút ra một số hàm trạng thái làm tiêu chuẩn để xét đoán một phản ứng nhất định có thể tự xảy ra hay không.

Phát biểu:

\* Nhiệt không thể tự truyền từ một vật lạnh sang một vật nóng hơn. Clausius 1950

\* Không thể có động cơ vĩnh cửu loại II là động cơ biến hoàn toàn nhiệt nhận được thành công (cũng có nghĩa động cơ làm việc mà không chịu sự mất mát nhiệt nào).

\* Tồn tại một hàm so trạng thái gọi là entropi ký hiệu là S mà biến thiên của nó trong một quá trình thuận nghịch AS bằng tỷ số giữa nhiệt lượng trao đổi trong quá trình đó và nhiệt độ tại đó xảy ra sự trao đổi nhiệt. Nghĩa là:

ΔS = (2.3)

Nguồn nhiệt

Đối với quá trình không thuận nghịch

ΔS > (2.4)

Xét sơ đồ một máy nhiệt:

η = (2.5)

Nguồn thải nhiệt

*Hình 2.1. Sơ đồ một máy nhiệt*

Ta có thể kết luận:

- Hiệu suất của một máy nhiệt không bao giờ đạt dược 100% vì T2 không bao giờ đạt được giá trị nhiệt tuyệt đối. Điều này cũng có nghĩa không thể nào biến hoàn toàn nhận được thành công (không có mắt mất nhiệt năng)

- Vậy biểu thức (2.5) được gọi là biểu thức của nguyên lý II.

**4.2. Khái niệm về entropi**

Quá trình tự diễn biến

Các quá trình diễn biến là quá trình tự nó có khả năng xảy ra mà không cần tác động từ bên ngoài.

Ví dụ: Nhóm quá trình A

- Nước chảy từ chỗ cao đến chỗ thấp

- Khí quyển từ nơi có áp suất cao đến nơi có áp suất thấp

- Nhiệt truyền từ vật nóng sang vật lạnh.

Trong nhóm này hệ mất dần khả năng sinh công (giảm năng lượng) và chuyển dẫn đến trạng thái cân bằng.

Nhóm quá trình B:

- Cục nước đá tự chảy thành nước

- Sự khuếch tán vào nhau của hai khí khác nhau

- Nhiều phản ứng phân huỷ chất cũng tự xảy ra (VD: N2O4 → 2NO2)

Trong nhóm này hệ chuyển từ trạng thái sắp xếp có trật tự sang trạng thái

kém trật tự hơn.

Tất cả các quá trình tự diễn biến nói trên đều không thể tự xảy ra theo chiều ngược lại, chúng là những quá trình bất thuận nghịch.

**Entropi.**

- Về ý nghĩa vật lý entropi là thước đo mức độ hỗn độn của vật chất: ứng với trạng thái có trật tự sang trạng thái mất trật tự cũng có nghĩa là theo chiều tăng entropi (ΔS >0)

Đối với những quá trình có liên quan đến nhiệt

ΔS > (2.6)

Q lả nhiệt lượng mà hệ đã trao đổi trong quá trình hệ chuyển từ trạng thái 1 sang trạng thái 2, còn T là nhiệt độ tại đó xảy ra sự trao đổi nhiệt.

Dấu = đối với quá trình thuận nghịch, dấu > đối với quá trình bất thuận nghịch.

Trong một hệ cô lập (Q = 0) thì một quá trình tự diễn biển (bất thuận nghịch) kèm theo sự tăng entanpi của hệ ΔS° > 0, một quá trình thuận nghịch hay cân bằng ΔS° = 0

Như vậy biến thiên entropi là một tiêu chuẩn để xét đoán một quá trình có thể xảy ra hay không trong hệ cô lập.

**4.3. Năng lượng tự do và tiêu chuẩn tự diễn biến của một quá trình**

- Từ hai nhóm quá trình tự diễn biến nói trên ta thấy có hai khuynh hướng:

+ Hệ giải phóng năng lượng (ΔH < 0) và đạt tới trạng thái bền vững hơn

+ Hệ từ trạng thái có trật tự chuyển đến trạng thái vô trật tự (ΔS > 0)

Như vậy cả hai yếu tố entanpi và entropi quyết định khuynh hướng tự diễn biến của một quá trỉnh nhất định. Để xét đoán 1 quá trình có thể tự xảy ra hay không cần phải đánh giá đồng thời hai yếu tố nói trên.

- Nếu quá trinh nào đó ΔH < 0 và ΔS > 0: quá trình tự diễn biến

- Nếu một quá trình không đồng thời thoả mãn hai tiêu chuẩn trên và khi đó tiêu chuẩn nào cho phép đánh giá chiều hướng tự diễn biến. Trong trường hợp này phải sử dụng một hàm trạng thái mới bao gồm cả hai yểu tố nói trên. Đó là thế đẳng áp, đẳng nhiệt hay năng lượng tự do, Kí hiệu G.

G = H - TS

Biến thiên năng lượng tự do khi hệ chuyển từ một trạng thái này sang một trạng thái khác được xác định bằng biểu thức:

ΔG = ΔH - TΔS (2.7)

Vì một hệ bất kỳ luôn có xu hướng giảm năng lượng và sinh công nên một quá trình tự diễn biến khi ΔG < 0 . Khi ΔG = 0 hệ đạt đến trạng thái cân bằng

Từ biểu thức nguyên lý I: ΔU = Q + A’ - p. ΔV

Từ nguyên lý II ta có: Q = T. ΔS

Từ đó A’ = Δu + p. ΔV – T. ΔS

= U2 – U1 + pV2 – pV1 – TS2 + TS1

= (U2 +pV2 + TS2) – (U1 + pV1 - TS1)

= (H2 + TS2) – (H1 - TS1)

Nếu thay H -TS = G ta có A’ = G2- G1 = ΔG = ΔH - TΔS

Từ biểu thức G = H - TS ta thấy năng lượng tự do là một phần năng lượng toàn phần của hệ, phần đó trong biến đổi có thể sinh công, tồn tại dưới dạng nhiệt, làm tăng độ hỗn loạn của hệ.

Như vậy để xem xét một quá trình có thể tự xảy ra không ta phải xác định ΔG

**4.4. Các phương pháp tính biến thiên năng lượng tự do của phản ứng**

***4.4.1. Tính theo biến thiên entanpi và entropi***

ΔG° = ΔH° - TΔS° (2.8)

ΔS° = Σ- Σ (2.9)

Ví dụ 1: Cho phản ứng: CaC03 (r) = CaO(r) + CO2(k)

Biết ΔH°s -288,5 -151,9 -94,0 kcal/mol

S° 22,2 9,5 51,1 cal/mol

- Xác định chiều tự xảy ra của phản ứng ở điều kiện chuẩn.

- Xác định nhiệt độ tại đó CaCO3 bắt đầu bị phân huỷ

Giải:

ΔG°pư = ΔH°pư - T. ΔS°pư

ΔH°pư = (- 151,9 - 94,0) - (-288,5) = 42,6 kcal/mol

ΔS°pư = (51,1 + 9,5) - 22,2 = 38,4 cal/mol

ΔG°pư = 42,6.103 - 298.38,4 = 33.156,8 cal/mol

ΔG°pư > 0 Phản ứng thuận không tự xảy ra ở điều kiện chuẩn. Phản ứng này chỉ xảy ra ở nhiệt độ T khi:

ΔGTpư = Δ HTpư - T. ΔSTpư < 0

Tức là khi: T. ΔSTpư > Δ HTpư

T >

Nếu bỏ qua ảnh hưởng của nhiệt độ đến hiệu ứng nhiệt và biến thiên entropi của phản ứng tức là coi

ΔH°pư ≈ ΔHTpư ; ΔS°pư ≈ ΔSTpư ta có:

T > = 1109,4o k ≈ 836o c

*4.4.2. Tính theo biến thiên năng lượng tự do sinh của các chất ΔG°s*

ΔGopư = ΣΔGoS(sp) - ΣΔGoS(tg)

Ví dụ: Tính biến thiên năng lượng tự do của phản ứng.

fumarat + H2O = Malat

Biết ΔG°s144,4 56,7 202,0 kcal/mol

Giải ΔG°pư = 202,0 - (144,4 + 56,7 ) = - 0,88 kcal/mol

**CÂU HỎI LƯỢNG GIÁ**

1. Thế nào là nội năng của hệ? Nội năng phụ thuộc vào yếu tố nào?

2. Nội dung, cách phát biểu, biểu thức của nguyên lý thứ I của nhiệt động học?

3. Nội dung, cách phát biểu, biểu thức của nguyên lý thứ II của nhiệt động học?

4. Hiệu ứng nhiệt của phản ứng? Phát biểu định luật Hess về hiệu ứng nhiệt của phản ứng. Tại sao nói định luật Hess là hệ quả của nguyên lý thứ nhất?

5. Định nghĩa nhiệt sinh, nhiệt cháy của một chất? Công thức tính hiệu ứng nhiệt của phản ứng dựa vào nhiệt sinh, nhiệt cháy?

6. Tính ΔH°s của Ca(OH)2 biết hiệu ứng nhiệt của phản ứng:

CaO + H2O → Ca(OH)2 ΔH = - 15,26 Kcal/mol

ΔH°s của CaO và H2O tương ứng là: -151,8 và -68,3 Kcal/mol

7. Phản ứng sau đây xảy ra theo chiều nào ở điều kiện chuẩn?

H2S(k) + ½O2 → H2O(h) + S (r)

Biết ΔH°s - 4,8 - 57,8 Kcal/mol

S°298 49,1 49,0 45,1 7,6 cal/mol.K ./.