



ÜNİTE V

KİMYASAL REAKSİYONLAR VE ENERJİ (TERMOKİMYA)

5. 1. KİMYASAL REAKSİYONLAR VE ENERJİ
- 5.2. BAĞLARIN KIRILMASI VE OLUŞMA ISILARI
- 5.3. ENDOTERMİK VE EKZOTERMİK REAKSİYONLAR
- 5.4. REAKSİYONLARIN OLUŞMA ISILARI
- 5.5. REAKSİYONLARIN YANMA ISILARI
- 5.6. REAKSİYON ISILARININ TOPLANABİLİRLİĞİ

**BU ÜNİTENİN AMAÇLARI**

Bu üniteyi çalıştığınızda;

- Bağ enerjilerini kavrayacak,
- Her tepkimeye niçin bir enerjinin eşlik ettiğini anlayacak,
- Ekzotermik ve endotermik değişimlerin neler olduğunu öğrenecek,
- Reaksiyonların oluşum ısılarını tanıyacak,
- Tepkime ısılarını hesaplamada çeşitli yöntemler öğrenecek,
- HESS Yasasını kavrayıp, uygulamalarda kullanacaksınız.

**BU ÜNİTEYİ NASIL ÇALIŞMALIYIZ?**

- Bu bölümü iyi kavrayabilmek için lise 2 kimya mol kavramı 2.5, Kimyasal Bağlar 2.3 konularını yeniden gözden geçiriniz.
- Konularda verilen kavramları ve ilkeleri iyice pekiştiriniz.
- Konularda verilen örnekleri dikkatle inceleyiniz.
- Bölümde geçen enerji diyagramlarını çiziniz.
- Öğrendiklerimizi Pekiştirelim sorularını mutlaka çözünüz. Çözemediğiniz sorular için ilgili konuyu tekrar dikkatle çalışınız.
- Çoktan seçmeli Değerlendirme Sorularıyla öğrendiklerinizi sınavınız.
- Olayların nedenlerini irdeleyerek, programlı çalışmaya dikkat ediniz.
- Bölümü iyice öğrenmeden diğer bölüme geçmeyiniz.

ÜNİTE V

5.1. KİMYASAL REAKSİYONLAR VE ENERJİ

Çevremizde gerçekleşen olayların bazıları fiziksel bazıları kimyasaldır. Örneğin; maddenin hâl değiştirmesi fiziksel olaydır. Buzu eritebilmek ya da suyu kaynatabilmek için maddeye dışarıdan ısı verilmesi gerekir. Su buharı yoğunlaşırken ya da su donarken madde dışarı ısı verir. Bir maddenin gaz hâli sıvısından, sıvısı katısından daha yüksek enerji taşır. Madde yüksek enerjili hâlden daha düşük enerjili hâle geçerken aradaki enerji farkı dışarıya ısı olarak verilir. Olayın tersi söz konusu olduğunda (katı hâlden sıvıya, sıvı hâlden gaz hâle geçerken) maddeye dışarıdan ısı verilmelidir. Her fiziksel değişime eşlik eden bir enerji değeri vardır.

Kimyasal değişimlerde maddenin yapısı tamamen değişir. Bu değişimler geri dönülmesi güç ve fiziksel değişimlere oranla daha büyük enerji alışverişlerinin gerçekleştiği olaylardır.

Odunun, kömürün, doğal gazın yanması, asit baz etkileşimleri, fotosentez, besinlerin sindirilmesi gibi değişimler kimyasaldır.

Örneğin; bir miktar potasyum (K) metali suya atılırsa, su yüzeyinde eritilmiş metal topu şeklinde hızla gezinir, suyu ısıtarak, alev ve hışırtılı bir ses çıkararak azalır. Bu kimyasal değişimde suyun ısınması tepkime sırasında dışarı enerji verildiğini gösterir. Ayrıca ışık ve ses enerjilerinin çıkışı da söz konusudur.

Her madde oluşurken yapısında bir miktar enerji depolar. Tepkimeye giren maddelerdeki depo edilmiş enerji, tepkimeden çıkan maddelerin depo enerjisinden büyük ise tepkime dışarı ısı verir. Çıkan maddelerin (ürünlerin) enerjisi daha büyük ise tepkime dışarıdan ısı olarak gerçekleşir.



Her kimyasal değişime eşlik eden bir enerji değeri vardır. Belli koşullar altında gerçekleşen bir kimyasal değişimde açığa çıkan ya da soğurulan (alınan) ısıya tepkime ısı denir.



Tepkime ısıları kimya biliminin bir alt dalı olan termokimya tarafından incelenir.

Enerji vardan yok, yoktan var edilemez, ancak başka enerji şekillerine dönüştürülebilir.

Piller maddede var olan kimyasal enerjiyi elektrik enerjisine dönüştüren sistemlerdir. Elektrik enerjisi de başka kimyasal maddelerin üretiminde kullanılabilir. Örneğin suya elektrik enerjisi verilerek (suyun elektrolizi) H₂ ve O₂ gazları üretilir. Besinlerde depo edilmiş olan enerji, biyokimyasal tepkimeler sonucu açığa çıkar. Büyüme, gelişme hücrelerin yenilenmesi, vücut sıcaklığı ve mekânîk iş yapabilme gücü bu enerji ile sağlanır.



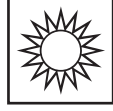
Günümüz dünyanın enerji gereksinimi hangi tür kaynaklarla karşılanmaktadır?

YANIT: %90'dan fazlası kömür, petrol, doğal gaz gibi fosil yakıtlardan, yaklaşık %5'i nükleer reaktörlerden, %4'ü hidroelektrik santrallerden, çok az bir kısmı ise güneş enerjisinden karşılanmaktadır.

5.2. BAĞLARIN KIRILMASI VE OLUŞMA ISILARI



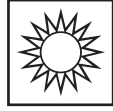
Maddenin yapısında, daha düşük enerjili ve daha kararlı olma isteği vardır. Atomların birleşerek element molekülü, bileşik molekülü ya da iyonik bileşik gibi kimyasal birimleri oluşturması bu doğal eğilimden kaynaklanır.



Element molekülü, bileşik molekülü ya da iyonik bileşikteki atomları bir arada tutan kuvvetlere kimyasal bağ denir.



Kimyasal bağlar oluşurken dışarıya enerji verilir. Molekül ya da iyonik bileşikteki atomlar arası bağları koparmak için, dışarıdan enerji verilmesi gerekir. Verilmesi gereken minimum enerji, bu kimyasal birimin oluşması sırasında dışarı salınan enerji miktarı kadardır.



İki atom arasındaki bağları koparmak için gereken enerji miktarına bağ enerjisi denir. Bağ enerjileri ortalama değerler olarak verilir.



Bağ enerjisi bir bileşiğin kararlılığının ölçüsüdür.

Yukarıda sözü edilen kimyasal birimler atomlarından oluşurken ne kadar enerji açığa çıkıyor ise o molekül o kadar kararlıdır. Olay tersinden düşünüldüğünde, kararlılığı büyük olan kimyasal birimdeki bağları koparmak için gereken enerji de büyük olacaktır. Örneğin gaz hâlindeki CH_4 molekülünü elementlerine ayrıştırabilmek için mol başına 74,81 kJ enerji gerekirken, gaz hâldeki CO_2 molekülünü elementlerine ayrıştırmak için 395,5 kJ enerji gerekir. O hâlde CO_2 molekülleri, CH_4 moleküllerinden daha kararlıdır.



HATIRLATMA: SI'ya göre ısı birimi jüldür. J sembolüyle gösterilir. Isı hesaplarında kalori (cal) birimi de kullanılmaktadır. $4,184 \text{ jul} = 1 \text{ kalori}$

Aşağıdaki tabloda bazı bağ enerjilerinin ortalama değerleri verilmiştir.

BAĞIN CİNSİ	BAĞ ENERJİSİ (kJ/Mol)	BAĞIN CİNSİ	BAĞ ENERJİSİ (kJ/Mol)
N-H	389	C≡C	837
C-H	414	N-N	163
O-H	464	N=N	418
H-Cl	431	N≡N	941
H-Br	364	H-H	436
H-I	297	Cl-Cl	243
H-F	565	F-F	159
C=O	736	Br-Br	193
N-O	222	I-I	151
N=O	590	C-C	347
O-O	139	C=C	611
O=O	498		

Tablo 5.1: Bazı bağ enerjilerinin ortalama değerleri

Entalpi Değişimi

Çevremizde gerçekleşen olaylardan bazıları açık, bazıları da kapalı sistemlerde gerçekleşir. Ağız açık bir kaptan ya da atmosferimizin sabit basınç koşullarında gerçekleşen değişimler açık sistemlerdir. Açık sistemin çevresiyle madde ve enerji alış verişi vardır. Örneğin; ağız açık bir kaptan ısıtılmakta olan suyun bir kısmı buharlaşarak kabı terkeder. Kaptaki su miktarı azalır.

Kapalı sistemlerde ise çevreyle enerji alış verişi olmasına karşın madde alış verişi olmaz. Örneğin ağız kapalı bir kaptan ısıtılan suyun buharı dışarı çıkamayacağından kaptaki toplam madde miktarı değişmez.

Bir miktar sodyum (Na) metali su içine atıldığında, meydana gelen kimyasal tepkime sırasında suyun sıcaklığı artar. Bu durumda, sistem ile çevresi arasında oluşan sıcaklık farkı nereden gelmiştir?

Bu soruya bir sistemin iç enerjilerinden yola çıkarak yanıt aramaya çalışalım.



Bir sistem kinetik ve potansiyel olmak üzere iki tür enerjiye sahiptir. Sistemin kinetik enerjisi, sistemdeki taneciklerin (molekül, atom ya da iyon) yer değiştirme, dönme ve titreşim hareketlerinden kaynaklanır. Kinetik enerji sıcaklığa bağlıdır. Sistemin potansiyel enerjisi ise maddenin kimyasal bağlarından kaynaklanmaktadır. Potansiyel enerji sıcaklığa bağlı değildir.

Na metali su içine atıldığında, ortamın sıcaklığı değişmediği hâlde suyun sıcaklığı artmıştır. O hâlde tepkimede açığa çıkan ısının kaynağı maddenin kinetik enerjisindeki değişim olamaz. Buna karşılık tepkimeye giren ve tepkimeden çıkan maddelerin potansiyel enerjileri birbirinden farklıdır.

Bir kimyasal tepkimeye giren ve tepkimeden çıkan maddeler arasındaki potansiyel enerji farkı ısı enerjisi biçiminde alınır veya ısı enerjisi biçiminde dışarı verilir.

Maddelerin sahip oldukları mutlak potansiyel enerjilerinin ölçülmesi ve bilinmesi olanaklı değildir. Ancak iki maddenin potansiyel enerjileri arasındaki fark ölçülebilir, ya da bilinebilir. Buna göre kimyasal tepkimeler gerçekleşirken ısı biçiminde alınan ya da verilen enerji, tepkimeye giren maddeler ile tepkime sonucu oluşan maddelerin potansiyel enerjileri arasındaki enerji farkının ısı enerjisi cinsinden karşılığıdır.



Her madde oluşurken yapısında bir miktar enerji depo eder. Bir maddenin oluşması sırasında depo ettiği enerjiye, ısı kapsamı veya entalpisi denir. H sembolüyle gösterilir. Entalpi bir kapasite özelliğidir, madde miktarına bağlı değildir.



Bir kimyasal tepkimede ürünlerin entalpileri toplamı ile girenlerin entalpileri toplamı arasındaki farka tepkime entalpi değişimi ya da tepkime entalpisi denir. ΔH sembolüyle gösterilir. Tepkime entalpileri sabit basınç altında ölçüldüğünde tepkime entalpisi tepkime ısısına eşittir.

$$\Delta H = \Delta H (\text{ürünler}) - \Delta H (\text{girenler})$$

ΔH : Tepkime entalpisi (tepkime ısısı)

$\Delta H_{\text{ü}}$: Ürünlerin toplam entalpisi (ısı kapsamı)

ΔH_{g} : Girenlerin toplam entalpisi (ısı kapsamı)



Kimyasal tepkimeler genellikle tepkimeye giren maddelerdeki bağların kırılıp, yeni bağların oluşması esasına dayanır.

Eski bağları kırabilmek için dışarıdan belirli miktarda enerji gerekir. Yeni bağların oluşumu sırasında ise dışarıya (çevreye) enerji verilir.

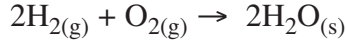


Eski bağları kırmak için harcanan enerji ile, yeni bağlar oluşurken açığa çıkan enerji arasındaki fark, tepkimenin enerji değişimini (tepkime ısısını) verir.

Tepkime ısısı (ΔH) = Eski bağları kırmak için gereken enerji - Yeni bağlar oluşurken açığa çıkan enerji

Kısaca
$$\Delta H = \sum E_{\text{Bağ kırılması}} - \sum E_{\text{Bağ oluşması}}$$

ÖRNEK 5.1)



tepkimesinin entalpi değişimini (reaksiyon ısısını), Tablo 5.1'de verilen bağ enerjilerinden yararlanarak hesaplayınız.

ÇÖZÜM:



$$\Delta H = \sum E_{\text{Bağ kırılması}} - \sum E_{\text{Bağ oluşması}}$$

$$\Delta H = (2 \times \text{H-H} + \text{O}=\text{O}) - (4 \times \text{O-H})$$

$$\Delta H = (2 \times 436 + 498) - (4 \times 464)$$

$$\Delta H = 1370 - 1856$$

$$\Delta H = -486 \text{ kJ}$$



ΔH 'ın işaretinin - olması, reaksiyon sırasında dışarı enerji verildiğini gösterir. Bu durum ekzotermik ve endotermik reaksiyonlar konusunda açıklanacaktır.

5.3. ENDOTERMİK VE EKZOTERMİK TEPKİMELER



Dışarıdan ısı olarak gerçekleşen tepkimeler endotermik, dışarıya ısı vererek gerçekleşen tepkimeler ise ekzotermiktir.

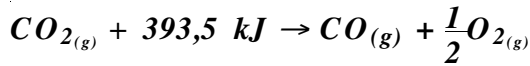
Endotermik Tepkimeler



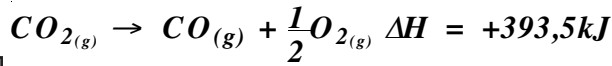
Gerçekleşebilmesi için, sürekli olarak dışarıdan ısı alan tepkimelerdir. Kendiliğinden yürüyemezler.



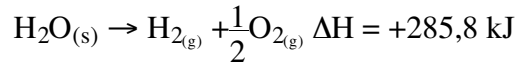
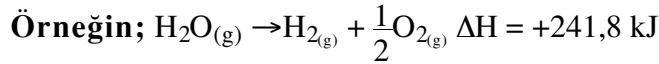
Endotermik tepkimelerde ısı, tepkime denkleminde girenler kısmına yazılır.



Ya da endotermik tepkimelerde ΔH 'in işareti + olarak yazılır

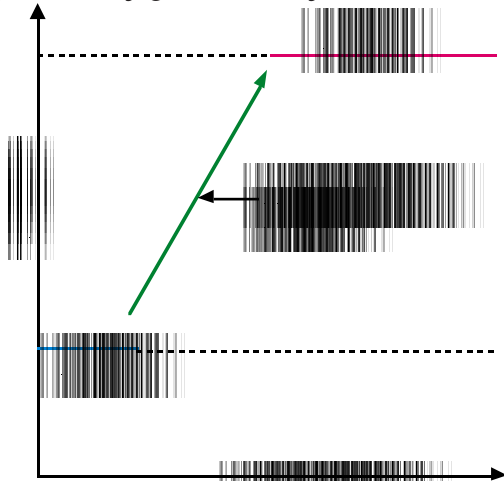


Tepkimeye giren ve çıkan maddelerin fiziksel hâlleri önemlidir. Çünkü bir maddenin katı, sıvı ya da gaz hâllerindeki entalpileri birbirinden farklıdır.

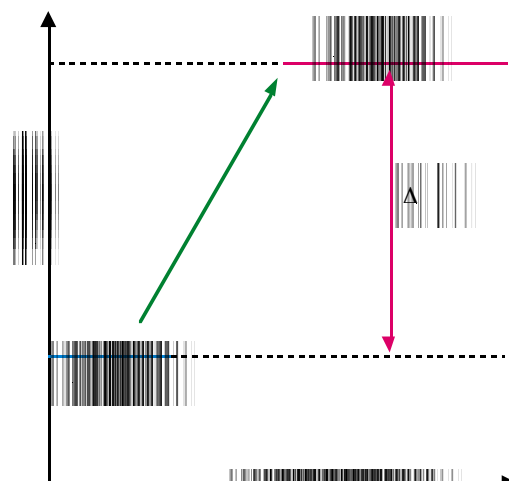


Örneklere görüldüğü gibi gaz hâlindeki 1 mol H_2O 'yu elementlerine ayırtmak için gereken enerji miktarı 1 mol sıvı hâldeki suyu elementlerine ayırtmak için gereken enerji miktarından küçüktür.

Endotermik bir tepkimede girenlerin ve ürünlerin bağıl enerji değişimlerini gösteren grafikler aşağıda verilmiştir.



Grafik 5.1: Isı olarak gerçekleşen bir reaksiyondaki enerji değişimi



Grafik 5.2: Isı olarak gerçekleşen bir tepkimedeki entalpi değişimi



Grafik 5.1 ve Grafik 5.2 'den anlaşıldığı gibi endotermik tepkimelerde ürünlerin entalpileri toplamı, girenlerin entalpileri toplamından büyüktür. Çünkü dışarıdan alınan ısı ürünler tarafından depo edilmiştir.

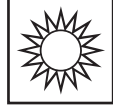


Niçin endotermik tepkimeler kendiliğinden yürüyemez?

YANIT: Maddenin doğal eğilimi daha düşük enerjili ve kararlı olma yönündedir. Endotermik tepkimelerin gerçekleşebilmeleri için dışarıdan sürekli enerji verilmesi gerekir. Verilen enerji ürünlerin daha yüksek enerjili olmasına neden olur. Bu durum maddenin doğal eğilimine zıt olduğundan, endotermik tepkimeler kendiliğinden yürüyemez.

$\Delta H = \Delta H_{\text{ü}} - \Delta H_{\text{g}}$ olduğunu daha önce öğrenmiştik. Endotermik tepkimelerde $\Delta H_{\text{ü}} > \Delta H_{\text{g}}$ olduğundan ΔH 'in işareti "+" dır.

Ekzotermik Tepkimeler

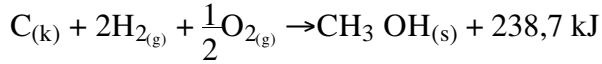


Tepkimenin oluşumu sırasında dışarıya ısı veren değişimlerdir. Ekzotermik tepkimeler başlatıldıktan sonra ayrıca enerjiye ihtiyaç duymazlar ve kendiliğinden yürüyebilirler.

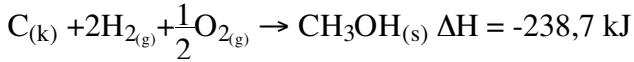
Bir reaksiyonda ısının açığa çıkması maddelerin daha düşük enerjili ve daha kararlı olma isteğinden kaynaklanır. Maddenin doğal eğiliminin de aynı yönde olmasının sonucu, ekzotermik tepkimeler başlatıldıktan sonra kendiliğinden yürüyebilirler.



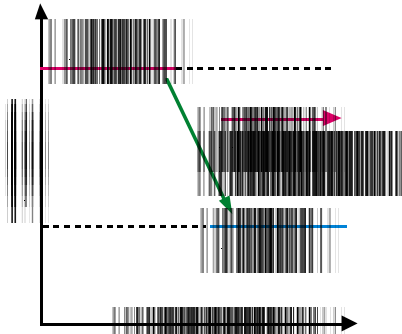
Endotermik tepkimelerde açığa çıkan ısı, tepkime denkleminde ürünler tarafına yazılır.



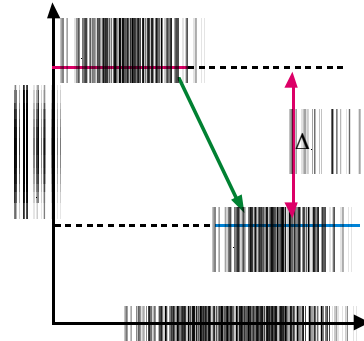
ya da ΔH 'in işareti - olarak yazılır.



Ekzotermik bir tepkimede girenlerin ve ürünlerin bağıl enerji değişimlerini gösteren grafikler aşağıda verilmiştir.



Grafik 5.3: Isı vererek gerçekleşen bir tepkimedeki enerji değişimi



Grafik 5.4: Isı vererek gerçekleşen bir tepkimedeki entalpi değişimi



Grafik 5.3 ve 5.4'den anlaşıldığı gibi ekzotermik tepkimelerde ;
 $\Delta H_{\ddot{u}} < \Delta H_g$ olduğundan ($\Delta H = \Delta H_{\ddot{u}} - \Delta H_g$) ΔH 'nin işareti "-" dir.



Hangi tepkimeler ekzotermiktir?

YANIT:

- Yanma tepkimelerinde çevreye ısı verilir. Yanma tepkimeleri ekzotermiktir.
- Yeni bağların oluşması, maddenin daha düşük enerjili hâle geçme isteğinden kaynaklanır ve bağlar oluşurken çevreye ısı verilir. Bağların oluşumu ekzotermiktir.
- Maddenin hâl değiştirmesi fiziksel olaydır. Gaz hâl sıvıdan, sıvı hâl katıdan daha fazla enerjilidir. O hâlde gazdan sıvıya, sıvıdan katıya geçen madde, dışarı ısı verir. Bu fiziksel değişimler ekzotermiktir.
- Elektron ilgisi olan bir atom, dışarıdan 1 elektron aldığında ısı açığa çıkar. Olay ekzotermiktir.
 $Br + e^- \rightarrow Br^- + \text{enerji}$
- Radyoaktif ışınım, radyoaktif maddenin daha düşük enerjili olma isteğinden kaynaklanır. Bu durumda çekirdek değişimleri de ekzotermiktir.



Hangi değişimler endotermiktir?

YANIT:

- Maddenin katı hâlden sıvı hâle sıvı hâlden gaz hâle geçebilmesi için enerjiye gerek vardır. Maddenin daha yüksek enerjili hâle geçtiği fiziksel değişimler endotermiktir.
- Bir moleküldeki bağların kırılabilmesi için enerjiye gerek vardır. Bağların kırılması endotermiktir.
- Bir atom ya da iyondan elektron koparabilmek için enerjiye gerek vardır. Elektron koparma endotermiktir.

5.4. REAKSİYONLARIN OLUŞMA ISILARI

Entalpilerin mutlak değerlerini bilmeksizin tepkime ısılarını hesaplayabilmek için tepkimeye giren maddelerin ve tepkimede oluşan maddelerin, oluşmasına ilişkin entalpi değişimlerinin bilinmesi gerekir.

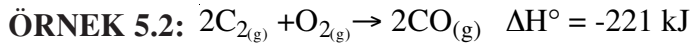
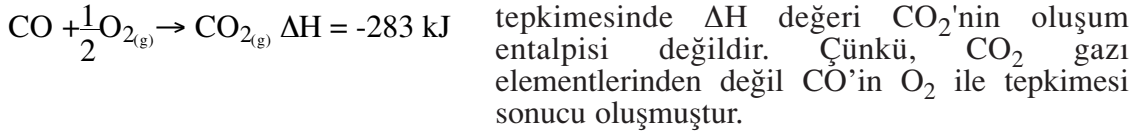
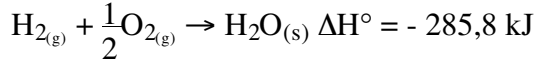
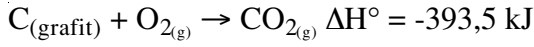


Standart koşullardaki (25°C ve 1 atm) bir bileşiğin standart koşullardaki elementlerinden oluşmasına ait tepkimedeki entalpi değişimine o bileşiğin standart oluşma entalpisi denir. ΔH° simgesiyle gösterilir.



Standart hâlde bütün elementlerin kararlı hâllerinin oluşum entalpileri sıfır kabul edilmiştir.

Aşağıda bazı bileşiklerin standart oluşum entalpi değerleri tepkime denklemleriyle birlikte gösterilmiştir.



olduğuna göre CO nun molar oluşum entalpisi kaç kJ'dür?

ÇÖZÜM: 2 mol CO oluşurken 221 kJ enerji açığa çıkarsa

$$\frac{1}{x} = \frac{221}{x} \quad \text{Buna göre; } \Delta H^\circ_{\text{CO}_{(\text{g})}} = -110,5 \text{ kJ/mol'dür.}$$

Buna göre; $\Delta H^\circ_{\text{CO}_{(\text{g})}} = -110,5 \text{ kJ/mol'dür.}$

Bazı bileşiklerin standart oluşum entalpileri aşağıdaki tabloda verilmiştir.

Madde	ΔH° (kJ/mol)
AgCl _(k)	-127,04
Al ₂ O _{3(k)}	-1669,8
CO _{2(g)}	-393,5
C ₂ H _{2(g)}	+226,7
C ₂ H _{4(g)}	+52,26
C ₂ H _{6(g)}	-84,68
C ₂ H ₅ OH _(s)	-277,7
HBr _(g)	-36,2
HF _(g)	-268,61
HCl _(g)	-92,3
H ₂ O _(s)	-285,8
H ₂ O _(g)	-241,8
H ₂ O _{2(s)}	-187,6
H ₂ SO _{4(s)}	-814,0
KOH _(k)	-424,8
N ₂ O _(g)	81,56
Na ₂ CO _{3(k)}	-1131

Tablo 5.2: Bazı Bileşiklerin Oluşum Entalpileri



Maddeler farklı fiziksel hâllerde farklı entalpilere sahiptir. Oluşum entalpileri yazılırken maddelerin fiziksel hâlleri mutlaka belirtilmelidir.

ÖRNEK 5.3)

$C_2H_{4(g)} + 3O_{2(g)} \rightarrow 2CO_{2(g)} + 2H_2O_{(s)}$ tepkimesinin standart entalpi değerini, Tablo 5.2'de verilen oluşum entalpilerinden yararlanarak hesaplayınız.

ÇÖZÜM: $\Delta H = \Delta H_{\text{ü}} - \Delta H_{\text{g}}$

$$\Delta H = \left[(2\Delta H^{\circ}_{CO_2(g)} + 2\Delta H^{\circ}_{H_2O(s)}) - 2\Delta H^{\circ}_{C_2H_4(g)} \right]$$

$$\Delta H = \left[(2 \times -393,5 - 2 \times 285,8) - 52,26 \right]$$

$$\Delta H = -1410,86 \text{ kJ}$$

5.5. REAKSİYONLARIN YANMA ISILARI

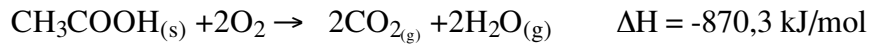
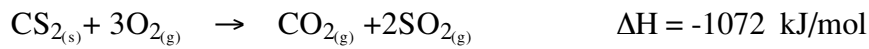
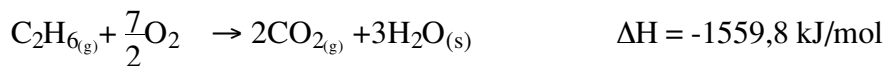
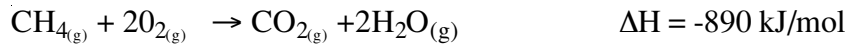


Bir maddenin oksijenle tepkimeye girmesine yanma tepkimesi, yanma tepkimelerindeki entalpi değişimine de yanma ısı denir.

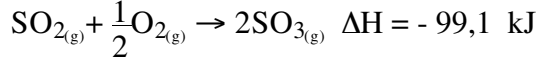


Bir maddenin bir molünün tamamen yanması sonucu oluşan ısıya molar yanma ısı denir.

Bazı maddelerin yanma tepkimeleri ve molar yanma ısıları aşağıda verilmiştir.



Tepkime ısı madde miktarına bağlıdır.

ÖRNEK 5.4:

Yukarıda SO_2 gazının yanma tepkimesi ve yanma ısısı verilmiştir. Buna göre 128 gram SO_2 gazı yandığında kaç kJ enerji açığa çıkar? (S : 32, O: 16)

ÇÖZÜM: Tepkimeye 1 mol SO_2 girmiş ve -99,1 kJ enerji açığa çıkmıştır.

$$\text{SO}_2 = 32 + 2 \times 16 = 64 \text{ g}$$

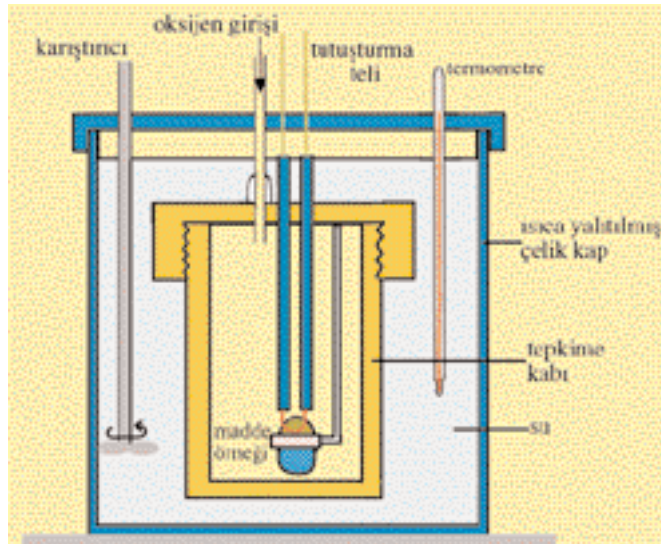
64 g SO_2 'ten 99,1 kJ ısı oluşursa

$$128 \text{ g } \text{SO}_2\text{'ten } x$$

$$x = 198,2 \text{ kJ ısı oluşur.}$$

Tepkime ısılarının belirlenmesinde bağ enerjilerinden ya da oluşma entalpilerinden yararlandık. Tepkime ısıları kalorimetre adı verilen bir araç yardımıyla da hesaplanabilir.

Tepkime Isılarının Hesaplanmasında Kalorimetrik Yöntem: Lâboratuvarlarda fiziksel ve kimyasal değişimlere eşlik eden ısıları hesaplayabilmek amacıyla özel olarak tasarlanmış kapalı bir kap olan kalorimetre kabı kullanılır. Kalorimetre kabı, ısıya yalıtılmış kaplar içerisinde su, karıştırıcı, termometre ve yanma hücresinden oluşmuştur.



Şekil 5.1: Kalorimetre kabı

Kalorimetre kabında bir yanma tepkimesi oluştuğunda, kimyasal enerji ısı enerjisine dönüşür ve kalorimetre kabı ile içindeki suyun sıcaklığı artar. Kalorimetre kabı dışarıya karşı yalıtılmış olduğundan, tepkime tarafından verilen ısı kalorimetre kabı ve suyun almış olduğu toplam ısıya eşittir.

Isı miktarı $Q = m c \Delta t$ bağıntısından hesaplanabilir.

$$Q = \text{Isı miktarı (jul)}$$

$$m = \text{Maddenin kütlesi (gram)}$$

$$\Delta t = \text{Sıcaklık farkı (}^\circ\text{C)}$$

$$c = \text{Öz ısı (J /g }^\circ\text{C)}$$



Bir maddenin 1 g'ının sıcaklığını 1°C arttırmak için gereken ısı miktarına öz ısı denir.

$$Q_{\text{verilen}} = Q_{\text{alınan}} \text{ olduğundan}$$

$$Q_{\text{Tepkimedede açığa çıkan ısı}} = Q_{\text{Kalorimetre tarafından alınan ısı}} + Q_{\text{Suyun aldığı ısı}}$$

$$Q_{\text{verilen}} = (mc\Delta t)_{\text{kap}} + (mc\Delta t)_{\text{su}}$$



Kalorimetre kabı ile tepkime ısılarının hesaplanmasında kalorimetrenin ısı kapasitesinin (ısı sığasının) bilinmesi gerekir.



Kalorimetre kabının içindekilerle birlikte sıcaklığını 1°C değiştirmek için gerekli ısı miktarına “ısı sığası” ya da “ısı kapasitesi” denir. Birimi J/°C'tur.

ÖRNEK 5.5

Isı kapasitesi 2060 J/°C olan kalorimetre kabında 1 gram CH₃OH (metanol) yakıldığında sistemin sıcaklığı 11°C yükselmektedir. Buna göre metanolün molar yanma entalpisi nedir?

ÇÖZÜM : Kalorimetrenin sıcaklığını;

$$1^\circ\text{C yükseltmek için } 2060 \text{ J ısı gerekirse}$$

$$11^\circ\text{C yükseltmek } x$$

$$\frac{2060 \text{ J}}{1^\circ\text{C}} \times 11^\circ\text{C} = 22660 \text{ J ısı gerekir.}$$

1 gram CH₃OH yandığında 22660 J ısı açığa çıkıyorsa

32 gram CH₃OH yandığında x

$$\frac{22660 \text{ J}}{1 \text{ gram}} \times 32 \text{ gram} = 725120 \text{ J} \Rightarrow x \approx 725 \text{ kJ}$$

ÖRNEK 5.6.

Kütlesi 1,5 kg olan camdan yapılmış bir kalorimetre kabında 1 kg su bulunmaktadır. Kalorimetredeki tepkime kabına 0,44 gram C_3H_8 konulup yakıldığında sistemin sıcaklığı $23^\circ C$ 'tan $28^\circ C$ 'a çıkıyor. Buna göre C_3H_8 'ın molar yanma entalpisini hesaplayınız ve reaksiyon denklemini yazınız.

$$c_{su} = 4,18 \text{ J/g } ^\circ C \quad c_{cam} = 0,08 \text{ J/g } ^\circ C \quad C_3H_8 : 44 \text{ gram}$$

ÇÖZÜM: Tepkime tarafından verilen ısı, camdan yapılmış kalorimetre kabı ve su tarafından alınan ısıya eşittir.

Q verilen = Q alınan olduğundan

$$Q \text{ verilen} = m_{su} c_{su} \Delta t + m_{cam} c_{cam} \Delta t$$

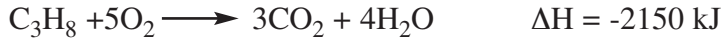
$$Q \text{ verilen} = 1000 \times 4,18 \times (28-23) + 1500 \times 0,08 \times (28 - 23)$$

$$Q \text{ verilen} = 21500 \text{ J} = 21,5 \text{ kJ}$$

0,44 gram C_3H_8 yandığında 21,520 kJ ısı oluşuyorsa

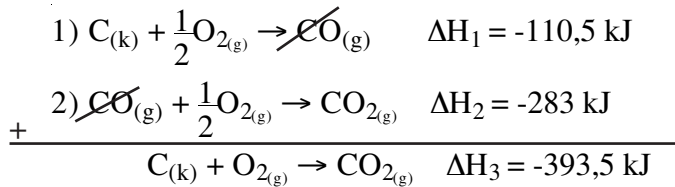
44 gram (1 mol) yandığında x

$$x = 2150 \text{ kJ}$$

**5.6. REAKSİYON ISILARININ TOPLANABİLİRLİĞİ**

Kimyasal tepkimeler tek basamakta gerçekleşebildiği gibi, birden fazla basamakta da gerçekleşebilir. Bir tepkime, iki ya da daha fazla tepkimenin toplamı olarak yazılabiliyorsa, tepkimenin ısı, toplanan tepkimelerin ısıları toplamına eşittir. Bu ifadeye tepkime ısılarının toplanabilirliği ya da Hess (Hes) Yasası denir.

Örneğin; CO_2 gazını aşağıda verilen iki tepkimenin taraf tarafa toplamından elde edebiliriz.





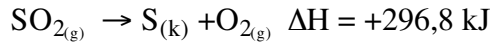
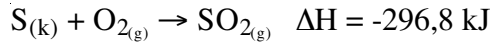
Eğer CO_2 gazını bu iki tepkimenin toplamından değil de, karbonu doğrudan yeterince oksijen içinde yakarak elde etmiş olsaydık açığa çıkan ısı yine $-393,5 \text{ kJ}$ olurdu.

Buna göre;

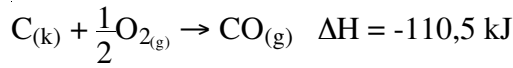
- 1) Tepkimeler ve tepkime ısıları cebirsel olarak toplanabilir.
- 2) Bir tepkimede alınan ya da verilen ısılar, tepkimenin izlediği yola bağlı değildir.

Şimdi de tepkime denklemleriyle tepkime ısıları arasındaki ilişkilendirmeleri inceleyelim.

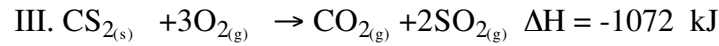
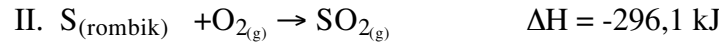
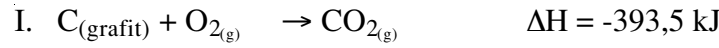
- 1) Bir tepkime ters çevrildiğinde, tepkime ısısının işareti değişir.



- 2) Bir tepkime herhangi bir sayı ile çarpılırsa, tepkime ısı da aynı sayı ile çarpılır



ÖRNEK:



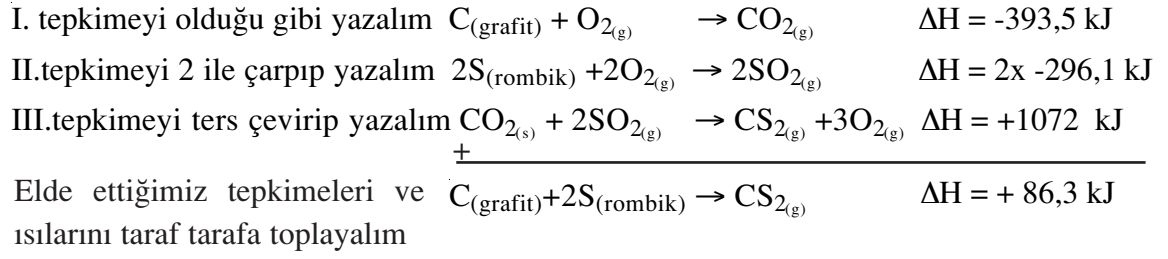
tepkimelerinden yararlanarak

$C_{(grafit)} + 2S_{(rombik)} \longrightarrow CS_{2(s)}$ tepkimesinin entalpisini (CS_2 nin oluşum entalpisini) hesaplayınız.

ÇÖZÜM: Elde etmemiz istenilen tepkimede O_2 , CO_2 ve SO_2 olmadığı için, bu maddeleri yok edebilmek ve verilen tepkimelerden sonuç tepkimeyi elde edebilmek için gereken düzenlemeleri yapmak durumundayız.

KİMYA 3

Amacımıza ulaşmak için;



ÖĞRENDİKLERİMİZİ PEKİŞTİRELİM

1. Aşağıda verilen terimleri tanımlayınız.

- a) Kimyasal bağ b) Bağ enerjisi
c) Tepkime ısısı d) Ekzotermik reaksiyon e) Molar yanma ısısı

2. 8 gram CH_4 gazı yandığında 445,2 kJ ısı açığa çıkmaktadır. Buna göre CH_4 'ın yanma tepkimesini, molar yanma ısısı ile birlikte yazınız ($\text{CH}_4 : 16$)

3. 5,6 gram C_2H_4 gazı yandığında ne kadar ısı açığa çıkacağını hesaplayınız? ($\text{C}_2\text{H}_4 : 28$)

(Tablo 5.3 de verilen molar yanma entalpilerinden yararlanınız)

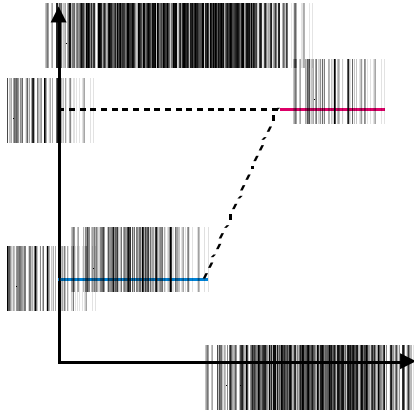
4. $3\text{Fe}_2\text{O}_{3(k)} + \text{CO}_{(g)} \rightarrow 2\text{Fe}_3\text{O}_{4(k)} + \text{CO}_{2(g)}$ $\Delta H = -58,6$ kJ olduğuna göre;

$4\text{Fe}_3\text{O}_{4(k)} + 2\text{CO}_{(g)} \rightarrow 6\text{Fe}_2\text{O}_{3(k)} + 2\text{CO}_{(g)}$ tepkimesinin entalpi değerini hesaplayınız.

5. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(s)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{CO}_{2(g)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(s)}$ tepkimesinin ΔH değerini hesaplayınız.

(Tablo 5.2'de verilen oluşum entalpileri değerlerinden yararlanınız).

6.



Yandaki grafik $3X + 2Y \rightarrow 2Z$ tepkimesinin **potansiyel enerji-tepkime yönü** değişimini göstermektedir. Buna göre;

a) $3X + 2Y \rightarrow 2Z$ tepkimesinin ΔH değeri nedir?

b) $4Z \rightarrow 6X + 4Y$ tepkimesinin ΔH değeri nedir?

7. I) $\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightarrow 2\text{HCl}_{(g)}$ $\Delta H^\circ = -184,6$ kJ

II) $\frac{1}{2}\text{N}_{2(g)} + \frac{3}{2}\text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{NH}_{3(g)}$ $\Delta H^\circ = -46,1$ kJ

tepkimleri bilindiğine göre;

$\text{N}_{2(g)} + 6\text{HCl}_{(g)} \rightarrow 2\text{NH}_{3(g)} + 3\text{Cl}_{2(g)}$ tepkimesinin ΔH değerini hesaplayınız.

8. 20°C 'ta içinde 1500 gram su bulunan 2000 gram demirden yapılmış kalorimetre kabında bir miktar CH_4 gazı yakıldığında, suyun sıcaklığı 20°C 'tan 60°C 'a çıkmaktadır. Buna göre kalorimetre kabında kaç g CH_4 gazı yakıldığını hesaplayınız (Bkz.Tablo 5.3 molar yanma ısıları)

($\text{CH}_4 : 16$, $c_{\text{su}} = 4,18$ J/g $^\circ\text{C}$, $c_{\text{demir}} = 0,46$ J/g $^\circ\text{C}$)



ÖZET

- Her fiziksel veya kimyasal değişime eşlik eden bir enerji vardır.
- Maddenin yapısında daha düşük enerjili ve daha kararlı olma isteği vardır. Atomların birleşerek element molekülü, bileşik molekülü, ya da iyonik bileşik oluşturması ve ekzotermik tepkimelerin kendiliğinden yürüyebilmesi bu esasa dayanır.
- Atomları bir arada tutan kuvvetlere kimyasal bağ denir.
- İki atom arasındaki bağları kırmak için gereken enerjiye bağ enerjisi denir. Bağ enerjisi bir bileşiğin kararlılığının ölçüsüdür.
- Kimyasal tepkimelerin oluşumu, genellikle eski bağların kırılıp yeni bağların oluşması esasına dayanır. Bir tepkimeye eşlik eden enerji, bağları kırmak için verilmesi gereken enerji ile yeni bağlar oluşurken açığa çıkan enerji arasındaki farka eşittir.
- Her madde oluşurken yapısında bir miktar enerji depo eder. Bir maddenin oluşması sırasında depo ettiği enerjiye ısı kapsamı ya da entalpisi denir. ΔH ile gösterilir.
- Standart hâlde bütün elementlerin kararlı hâlerinin oluşum entalpileri 0'dır.
- Kimyasal değişimlerde tepkime entalpisi, ürünlerle tepkimeye giren maddelerin entalpi değişimleri arasındaki farktan kaynaklanır.

$$\Delta H = \Delta H_{\text{ü}} - \Delta H_{\text{g}}$$

- Dışarıdan ısı alarak gerçekleşen tepkimelere endotermik; dışarıya ısı vererek gerçekleşenlere ekzotermik tepkime denir. Ekzotermik tepkimeler kendiliğinden yürüyebilirken, endotermik tepkimelerin gerçekleşebilmesi için dışarıdan sürekli enerji verilmesi gerekir.
- Bir maddenin oksijenle tepkimeye girmesine yanma denir. Bir maddenin bir molünün tamamen yanması sonucu oluşan ısıya molar yanma ısısı denir.
- Tepkime ısıları madde miktarına bağlıdır.
- Tepkime ısılarının belirlenmesinde bağ enerjilerinden ya da oluşum entalpilerinden yararlanılır. Tepkime ısıları kalorimetre adı verilen özel bir araç yardımıyla da hesaplanabilir.
- Tepkime denklemleri ve tepkime ısıları cebirsel olarak toplanabilir. Bir tepkimede alınan ya da verilen ısılar, tepkimenin izlediği yola bağlı değildir.
- Bir tepkime denklemi ters çevrildiğinde, tepkime ısısının değeri toplamaya göre ters işaret alır. Bir tepkime denklemi herhangi bir sayı ile çarpılırsa tepkime ısısı da aynı sayı ile çarpılır.



DEĞERLENDİRME SORULARI

1. I. $\text{H}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_{(g)} + \text{H}_{(g)}$
 II. $\text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)}$
 III. $\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

Yukarıda verilen değişimlerin hangileri endotermiktir?

- A) Yalnız I B) Yalnız III C) II ve III D) I ve III
2. Aşağıda verilen yargılardan hangisi yanlıştır?
- A) Ekzotermik tepkimelerde dışarı ısı verilir.
 B) Endotermik tepkimelerde $\Delta H > 0$ dır.
 C) Bağların kırılması endotermiktir.
 D) Ekzotermik tepkimelerde çıkanların enerjileri toplamı girenlerden büyüktür.

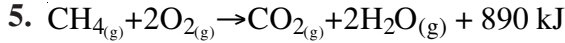
3.



tepkimesinin entalpisi aşağıdakilerden hangisidir?

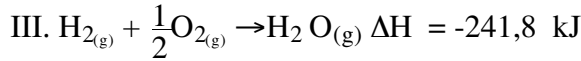
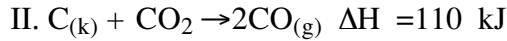
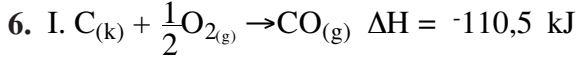
($\text{N} \equiv \text{N}$: 941 kJ, $\text{H}-\text{H}$: 436 kJ, $\text{N}-\text{H}$: 389 kJ, Tablo 5.1)

- A) -85 kJ B) +85 kJ C) +170 kJ D) -170 kJ
4. Bir kimyasal değişim sırasında dışarıya ısı salınmaktadır. Buna göre aşağıdakilerden hangisi yanlış olur?
- A) Tepkime ekzotermiktir.
 B) Tepkime kendiliğinden yürüyebilir
 C) Sistem ısı depolamaktadır
 D) Ürünlerin entalpileri toplamı, girenlerden küçüktür.



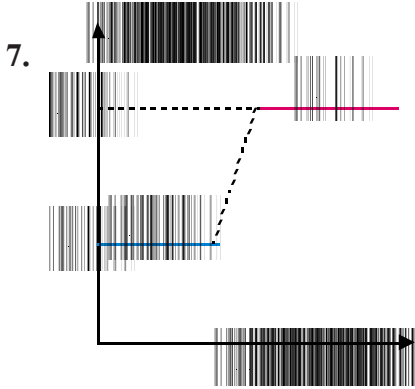
tepkimesine göre 4 g CH_4 yandığında kaç kJ enerji elde edilir? ($\text{CH}_4 : 16$)

- A) 22,25 kJ B) 222,5 kJ C) 322,5 kJ D) 445 kJ



Yukarıda verilen entalpi değerlerinden hangileri oluşum entalpisi dir?

- A) Yalnız I B) Yalnız III C) I ve III D) I, II ve III



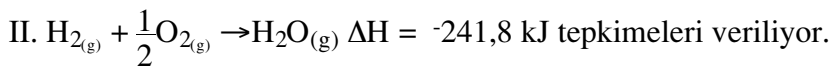
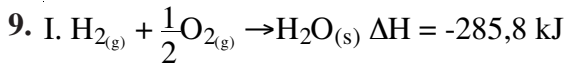
Grafik, $\text{X} + \text{Y} \rightarrow \text{Z}$ tepkimesinin, tepkime yönü ve enerji değişimi ilişkisini göstermektedir. Buna göre tepkimenin entalpi değeri nedir?

- A) +168 kJ B) -168 kJ
C) 237 kJ D) +306 kJ



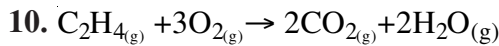
$\frac{1}{2}\text{N}_2\text{O}_{4(g)} \rightarrow \frac{1}{2}\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)}$ tepkimesinin ΔH değeri aşağıdakilerden hangisidir?

- A) - 4,58 kJ B) +4,58 kJ C) -9,16 kJ D) -18,32 kJ



Buna göre $\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ tepkimesinin ΔH değeri aşağıdakilerden hangisidir?

- A) 22 kJ B) -22 kJ C) + 44 kJ D) -44 kJ



tepkimesinin ΔH değeri, oluşum entalpilerine göre hesaplandığında, kaç kJ'dur? (Bkz Tablo 5.2)

- A) +1322,9 kJ B) -1322,9 kJ C) +1218,3 D) -1218,3

KİMYA
4
DERS NOTU

