

dersdeo

öğrenmenin en kolay yolu o!

KİMYA

KİMYASAL TEPKİMELEERDE ENERJİ

1) SİSTEMLER VE ENERJİ TÜRLERİ

Enerji: İş yapabilme kapasitesidir.

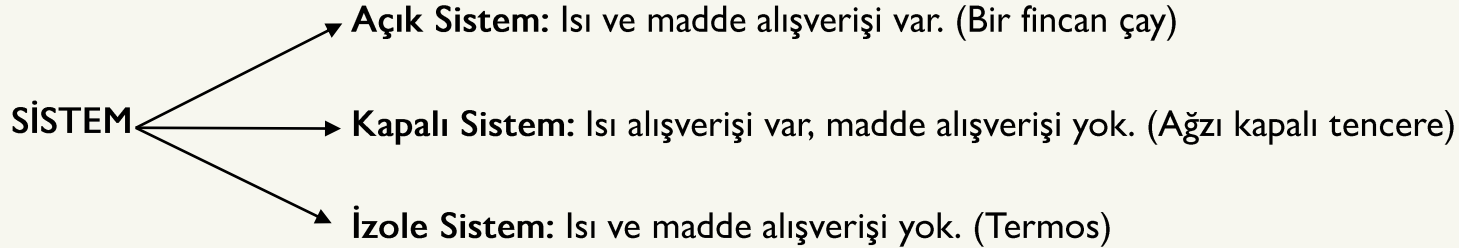
Termokimya: Fiziksel ve kimyasal değişimlerde meydana gelen ısı değişimini inceleyen bilim dalıdır.

Termodinamik: Isı enerjisinin iş enerjisine dönüşümüdür.

SİSTEM VE ÇEVRE

Sistem: Üzerinde inceleme yapılmak için etrafından sınırlandırılarak ayrılan evren parçasına denir.

Ortam (çevre): Sistemin dışında kalan ve fazla ilgilenilmeyen evren parçasıdır (içinde bulunduğu koşullar).



- **İzotermal:** Sıcaklığın sabit tutulduğu sistemdir. Bu sistemde her türlü enerji ve madde alışverişi gerçekleşebilir. (İnsan vücudu)
- **İzokorik Sistem:** Hacmin sabit tutulduğu sistemdir. Hacim sabit olduğundan ortam ile iş alışverişi yapılmaz. (Düdüklü tencere)
- **İzobarik Sistem:** Basıncın sabit olduğu sistemdir. Fiziksel ve kimyasal olayların çoğu atmosfer basıncı altında gerçekleştiğinden bu sistemler, ortam ile hem iş hem de enerji alışverişi yapabilir.

ÖRNEK:

- Atmosferde yanan bir odun parçası
- İnsan vücudu
- Otomobil motoru
- Elektrik pili
- Buz torbası
- Çok iyi yalıtılmış termostaki su

İÇ ENERJİ (U):

Bir sistemin içinde bulunan tüm atomların, iyonların veya moleküllerin kinetik ya da potansiyel enerjileri toplamına denir.

Bir maddenin atom, iyon veya moleküllerinde dönme, öteleme ve titreşim hareketlerinin bir kısmı ya da hepsi bulunabilir. Bu hareketlerin tamamı o maddenin iç enerjisini ifade eder.

NOT:

Soygazlar (He, Ne, Ar...) tek atomlu gaz olduklarından yalnız öteleme hareketi yapar. Bu enerji gazın kinetik enerjisine eşittir.

Birden fazla atom içeren (F_2 , Cl_2 , NO_2 ...) gaz halindeki moleküller ise öteleme, dönme ve titreşim hareketi yaparlar.

- İç enerji $\longrightarrow$ U
Q $\longrightarrow$ ısı
W $\longrightarrow$ iş
 ΔU $\longrightarrow$ iç enerji değişimi $\Delta U = U_{\text{son}} - U_{\text{ilk}}$

NOT:

Mekanik işin ısıya, ısıнын da mekanik enerjiye dönüştüğünü ilk defa Benjamin Franklin ileri sürmüştür. Isı ve işin birbirine eşit olduğunu ise ilk olarak James Joule ıspatlamıştır.

$$\Delta U = Q + W$$

- Ortamdan sisteme iş yapılırsa $W =$
- Sistemden ortama iş yapılırsa $W =$
- Sabit hacimli kapta ısıtılan bir sistemde gaza verilen ısı: Q_V
(Sabit hacimli kaplarda iş yapılmaz.)

$$W = 0 \quad \Delta U = Q_V$$

NOT:

Sistemin belli bir hali için belli bir değeri olan özelliğe hal fonksiyonu denir. ΔU sıcaklığa bağlı bir hal fonksiyonudur.

ÖZET:

- Bir sistemin iç enerjisi vardır ve korunur.
- İç enerji bir hal fonksiyonudur. Mutlak değeri ölçülemez. İki hal arasındaki fark bulunabilir.
- İç enerji değişimi yoldan bağımsızdır.
- İş hal değişim fonksiyonu değildir ve izlenen yola bağımlıdır.

TERMODİNAMİĞİN I. KANUNU

Enerjinin korunumu kanunudur. Bu yasaya göre enerji bir enerji türünden bir başka enerji türüne dönüştürülebilir, ancak yok edilemez ve yaratılamaz. Bu nedenle evrenin enerjisi sabittir.

ÖRNEK:

Sabit basınç altındaki bir sisteme 400 Joule ısı verilmekte ve ısının 280 Joule'lük kısmı iş olarak ortama verilmektedir. $\Delta U = ?$

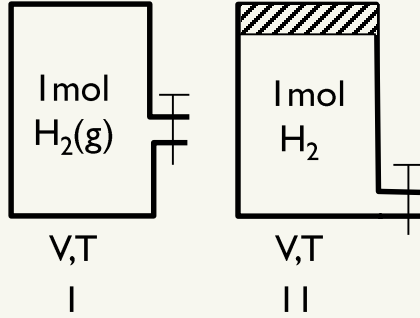
ÖRNEK:

Bir gazın sıkıştırılması sırasında sisteme verilen iş 328 Joule sistemden ortama çıkan ısı 124 Joule ise;

- I. Ekzotermiktir.
- II. $\Delta U = 204 \text{ J}$
- III. $W = -328 \text{ J}$

yargılarından hangileri doğrudur?

ÖRNEK:

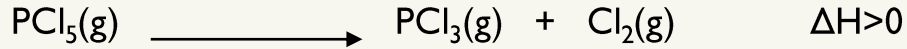


V hacimli sistemlere eşit miktarda ısı verildiğine göre;

- 1) I. kaptaki gazın sıcaklığı daha büyük olur.
- 2) I. kapta verilen ısıнын bir kısmı işe dönüşür.
- 3) Her iki kaptaki gazın iç enerjisi artar.

yargılarından hangileri doğrudur?

ÖRNEK:



tepkimesi 25°C'de sabit basınçlı kapta gerçekleşmektedir. Buna göre sıcaklık sabitken;

- 1) Sistemin entropisi artar.
- 2) Ortam sisteme iş yapar.
- 3) Yüksek sıcaklıkta reaktantlar daha kararlıdır.

yargılarından hangileri doğrudur?

- $H \longrightarrow$ Entalpi
 $\Delta H \longrightarrow$ Entalpi değişimi
- Sabit basınçta yürüyen kimyasal reaksiyonlar sırasında gözlenen ısı alışverişi reaksiyonun entalpi değişimine (ΔH) eşittir.
$$\Delta H = \Sigma \text{ürünler} - \Sigma \text{girenler}$$

ΔH Nelere Bağlıdır?

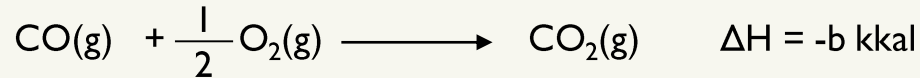
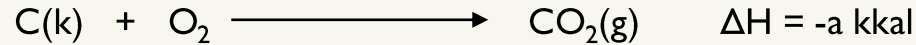
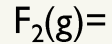
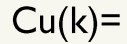
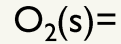
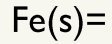
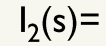
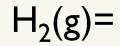
- Sıcaklık ve basınca bağlıdır.
- Maddenin fiziksel haline bağlıdır.
- Madde miktarı ile doğru orantılıdır.

NOT:

ΔH tepkimenin izlediği yola bağlı değildir.
 ΔH katalizör ile değişmez.

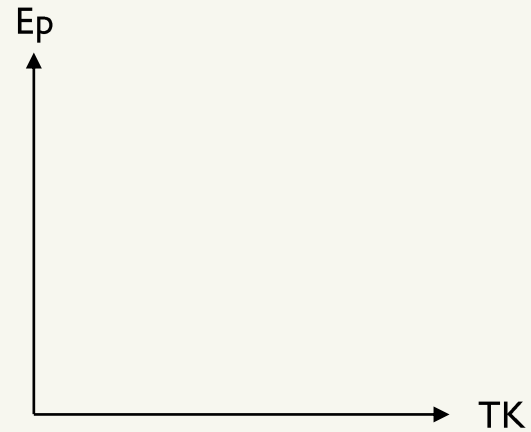
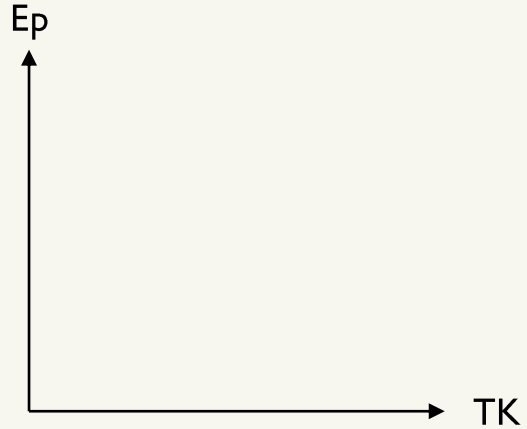
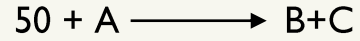
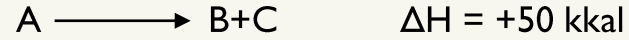
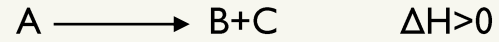
NOT:

Standart koşullarda elementlerin oluşum ısıları sıfırdır.



ENDOTERMİK TEPKİMELELER

- Isı alan tepkimelerdir.
- $\Delta H > 0$
- Ürünlerin ısı kapsamı, girenlerden fazladır.
- Toplam entalpi zamanla artar.
- Tepkimenin sürekliliği için devamlı ısı gerekir.
- Sistemin sıcaklığı artar, ortamın sıcaklığı azalır.



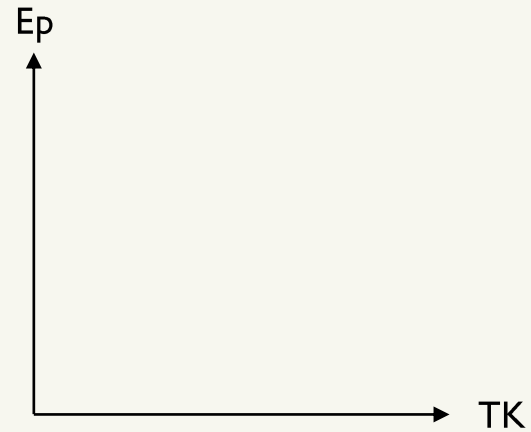
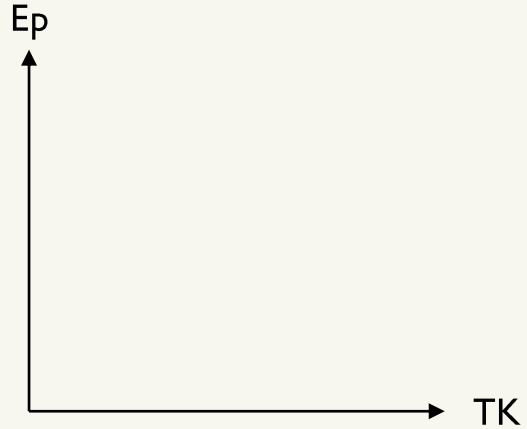
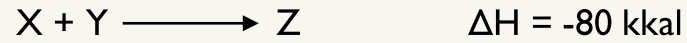
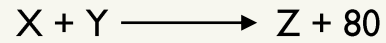
ENDOTERMİK OLAYLARA ÖRNEKLER

- KATI $\xrightarrow{\hspace{1cm}}$ SIVI $\xrightarrow[\text{ısı alır}]{\hspace{1cm}}$ GAZ
- e^- verme endotermiktir.
$$IE_1 + X(g) \longrightarrow X^+(g) + e^-$$
- Bağı kırılması endotermiktir.
$$X_2(g) \longrightarrow 2X(g)$$
- Analiz tepkimeleri endotermiktir.
$$CaCO_3(k) \longrightarrow CaO(k) + CO_2(g)$$

$$H_2O(s) \longrightarrow H_2(g) + \frac{1}{2} O_2(g)$$
- Katıların sudaki çözünürlükleri genellikle endotermiktir.

EKZOTERMİK TEPKİMELELER

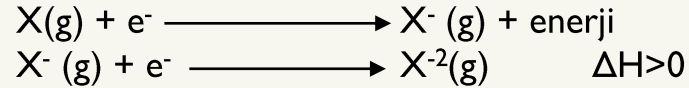
- Isı veren tepkimelerdir.
- $\Delta H < 0$
- Girenlerin ısı kapsamı ürünlerden fazladır.
- Toplam entalpi zamanla azalır.
- Tepkimeyi başlatmak yeterlidir.
- Ortamın sıcaklığı artar, sistemin sıcaklığı azalır.



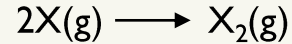
EKZOTERMİK OLAYLARA ÖRNEKLER



- e^- alma ekzotermiktir.



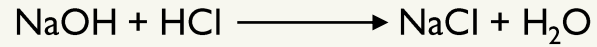
- Bağın oluşması ekzotermiktir.



- Sentez tepkimeleri genellikle ekzotermiktir.



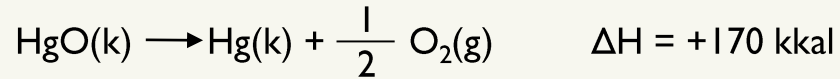
- Gazların sudaki çözünürlükleri ekzotermiktir.
- Yanma tepkimeleri ekzotermiktir. (N₂'nin yanması hariç)
- Nötrleşme tepkimeleri ekzotermiktir.



PROBLEM ÇEŞİTLERİ

1) Formül Yöntemiyle ΔH Hesabı

ÖRNEK:



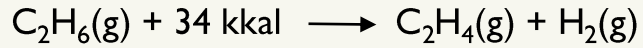
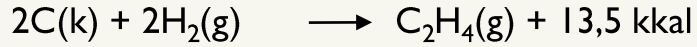
64,8 gr $\text{HgO}(k)$ ayrışması için kaç kkal ısı gerekir? ($\text{Hg}=200$ $\text{O}=16$)

ÖRNEK:

C_2H_4 ve C_2H_6 gazlarının molar yanma ısıları 400 kkal ve 480 kkal'dır. C_2H_4 ve C_2H_6 gazlarından oluşan karışımın normal koşullar altında 11,2 L'si yakıldığında 220 kkal ısı açığa çıktığına göre karışımın hacimce % kaç C_2H_4 =?

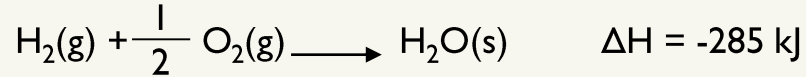
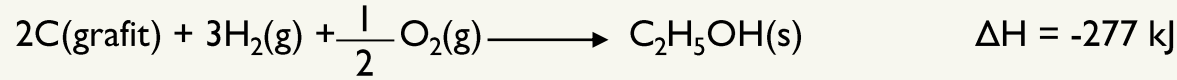
II) Hess Yasası

ÖRNEK:



Aynı koşullarda $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ bileşiğinin oluşma entalpisi kaç kkal'dir?

ÖRNEK:



Aynı koşullarda $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{s})$ 'nin molar yanma entalpisi kaç kJ'dir?

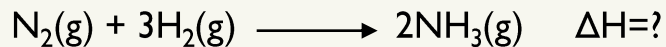
III) BAĞ ENERJİSİ İLE ΔH HESABI

$$\Delta H = \Sigma \text{giren} - \Sigma \text{ürün}$$

(kırılan) (oluşan)

ÖRNEK:

<u>Bağ Türü</u>	<u>Bağ Enerjisi</u>
H – H	436 kJ/mol
H – N	389 kJ/mol
N $\equiv$ N	946 kJ/mol



ÖRNEK:

$\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 2\text{Br}_2(\text{s}) \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_2\text{Br}_4(\text{s})$ tepkimesinin entalpi değişimi, bağ enerjilerinden yararlanılarak bulunmak isteniyor. Buna göre;

- I) $\text{C} \equiv \text{C}$
- II) $\text{C} - \text{H}$
- III) $\text{C} - \text{C}$

Verilen bağlardan hangisinin enerjisini bilmeye gerek yoktur?

IV) Kalorimetre Kabı ile ΔH Hesabı

$$Q = mc\Delta t$$

Diagram illustrating the components of the equation $Q = mc\Delta t$:

- Q points to **ısı** (J, kal)
- m points to **kütle** (gr)
- c points to **özısı** (ısınma ısısı)
- Δt points to **sıcaklık farkı ($^{\circ}\text{C}$)**

- mc (ısı sığası, ısı kapasitesi)
↓
ayırt edici özellik değildir.

ÖRNEK:

C_2H_6 gazının molar yanma ısı 320 kkal/mol'dür. Bir miktar C_2H_6 gazının yanmasıyla açığa çıkan ısı 4 kg suyun sıcaklığını $40^\circ C$ arttırdığına göre kullanılan $C_2H_6(g)$ normal koşullar altındaki hacmi kaç L ?

$$(C_{su} = 1 \text{ kkal/gr}^\circ C)$$

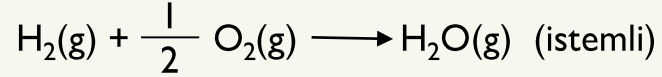
ÖRNEK:

Camdan yapılmış bir kalorimetrenin ağırlığı 400 g'dır. Bu kapta 0,2 mol NaOH(k) kalorimetre kabındaki 400 g suda çözüldüğünde suyun sıcaklığını 5°C arttırdığına göre NaOH(k)'nın molar çözünme entalpisi kaç kkal/mol?

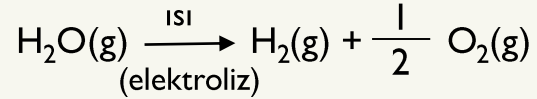
$$(c_{\text{cam}} = 0,8 \text{ kal/g}^{\circ}\text{C})$$

$$(c_{\text{su}} = 1 \text{ kal/g}^{\circ}\text{C})$$

İSTEMLİ: Kendiliğinden gerçekleşen olaylardır.



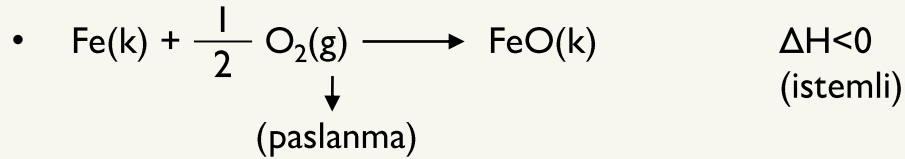
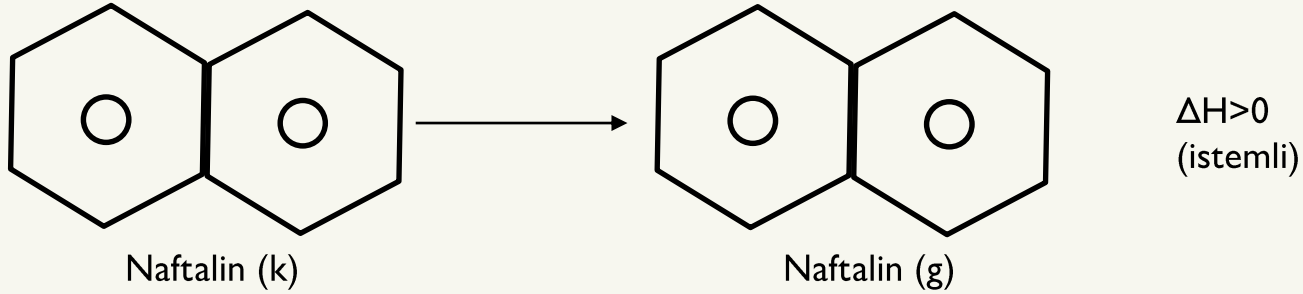
İSTEMSİZ: Kendiliğinden gerçekleşmeyen olaylardır.



ÖRNEK:

Hangileri istemli olaylara örnektir?

- A) Su içine damlatılan mürekkebin dağılması
- B) He ve O₂ gazları karışımından He(g) ayrılması
- C) Şekerin sıcak çayda çözünmesi
- D) Suyun hidrolizi
- E) Kapağı açık şişedeki alkolün buharlaşması



NOT:

Bir reaksiyonun istemli olup olmadığını yalnızca reaksiyon entalpisine bakarak anlayamayız.

ENTROPİ (S):

Bir sistemdeki düzensizliğin veya rastgeleliğin ölçüsüdür. Düzensizlik arttıkça entropi de artar.

Bir sistemin entropisini nasıl arttırabiliriz?

- Bir maddenin entropisi; ısıtmakla ve taneciklerine daha çok serbest hareket edebilme imkanı sağlamakla arttırılabilir.

- Aynı sıcaklık ve miktardaki bir gazın sıkışıp genleşmesindeki entropi;
- ✓ 1) 25°C 1 atm 1 mol x(g)
- ✓ 2) 25°C 2 atm 1 mol x(g)

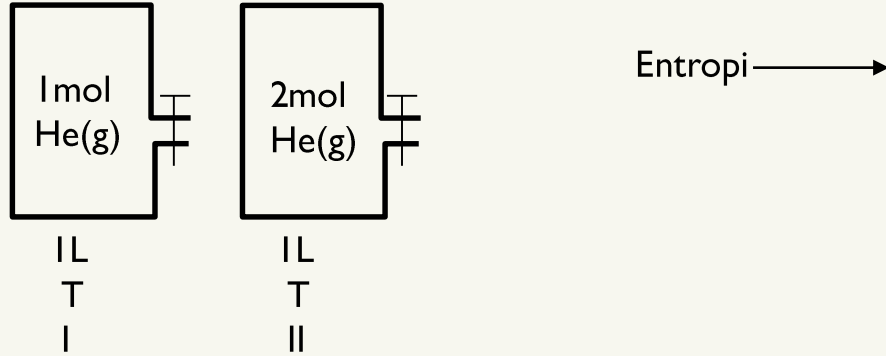
Entropi $\longrightarrow$

- Aynı maddenin farklı fiziksel hallerinin entropisi;

KATI $\longrightarrow$ SIVI $\longrightarrow$ GAZ

$\longrightarrow$
Entropi

- Sıcaklık, hacim ve türü aynı; miktarı farklı gazların entropisi;



- Aynı koşullarda, türü aynı, miktarı farklı gazların entropisi;

Sıcaklık ve basıncı eşit olan aynı tür gazlardan miktarı fazla olanın düzensizliği de büyüktür.

I) 20°C	1 atm	1 mol	He
II) 20°C	1 atm	2 mol	He

Entropi →

NOT:

Diğer tüm koşullar eşit olmak şartıyla aynı fazda mol kütlesi büyük olan maddelerin entropisi de büyüktür.

- Standart şartlarda; $\text{Ne(g)} > \text{He(g)} \longrightarrow \text{Entropi}$

Entropi Değişimi (ΔS) ve İsteklilik;

- Bir sistemin entropi değişimi ΔS ile gösterilir.

$$\Delta S_{\text{sistem}} = S_2 - S_1$$

- $2\text{NH}_3(\text{g}) \longrightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$
- $\text{CaCO}_3(\text{k}) \longrightarrow \text{CaO}(\text{k}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$

TERMODİNAMİĞİN II. KANUNU

Bir tepkimenin entropisi ile istemliliği arasındaki ilişki termodinamiğin II. yasası ile açıklanır.

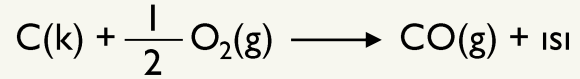
$$\Delta S_{\text{evren (toplam)}} = \Delta S_{\text{sistem}} + \Delta S_{\text{ortam (çevre)}}$$

- $\Delta S_{\text{evren}} > 0$
- $\Delta S_{\text{evren}} < 0$
- $\Delta S_{\text{evren}} = 0$

Her istemli değişimde evrenin toplam entropisi artar. Evren zaman geçtikçe bir denge haline yaklaşır. Denge halinde ise evrenin entropisi sabittir.

$$\Delta S_{\text{ortam}} = - \frac{\Delta H}{T}$$

ÖRNEK:



reaksiyonu gerçekleşirken;

- I) Ortamın entropisi
- II) Sistemin entropisi
- III) Toplam entropi

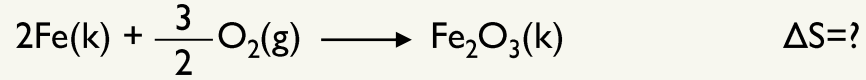
Hangileri artar?

TERMODİNAMİĞİN III. KANUNU

0 K sıcaklığında saf ve kusursuz (mükemmel) bir maddenin entropisi sıfırdır.

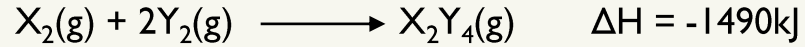
ÖRNEK:

Standart şartlarda (25°C ve 1 atm) gerçekleşen;



S değerleri (JK⁻¹ mol⁻¹) Fe(k)=27 O₂(g)=205 Fe₂O₃(k)=87

ÖRNEK:



gerçekleşen tepkime için $\Delta S = -100 \frac{\text{J}}{\text{Kmol}}$ 'dir.

Standart koşullarda gerçekleşen bu tepkime için;

I) $\Delta S_{\text{ortam}} = 5 \frac{\text{kJ}}{\text{Kmol}}$

II) Tepkime istemlidir.

III) Toplam entropi $\Delta S > 0$

hangileri doğrudur?

GIBBS SERBEST ENERJİ: G

$\Delta G = \Delta H - T.\Delta S$ (tüm terimler sisteme aittir).

- $\Delta G < 0 \longrightarrow$ istemli
- $\Delta G > 0 \longrightarrow$ istemsiz
- $\Delta G = 0 \longrightarrow$ dengede

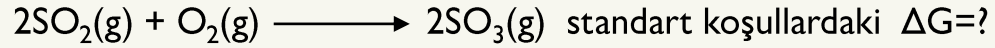
KURAL

- $\Delta H < 0$ $\Delta S > 0$
- $\Delta H > 0$ $\Delta S < 0$
- $\Delta H > 0$ $\Delta S > 0$
- $\Delta H < 0$ $\Delta S < 0$

ÖRNEK:

- $2\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{k}) \longrightarrow 2\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ $\Delta H = +236 \text{ kJ}$
- $\text{CaCO}_3(\text{k}) \longrightarrow \text{CaO}(\text{k}) + \text{CO}_2(\text{g})$ $\Delta H = 177,8 \text{ kJ}$
- $2\text{Ag}(\text{k}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{AgCl}(\text{k})$ $\Delta H = -254 \text{ kJ}$

ÖRNEK:

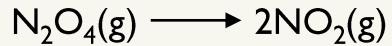


$$\Delta G (\text{SO}_2) = -300,4 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G (\text{SO}_3) = -370,4 \text{ kJ/mol}$$

ÖRNEK:

Madde	$\Delta H(\text{kJ/mol})$	$S(\text{J/Kmol})$
$\text{NO}_2(\text{g})$	33,85	240
$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$	9,66	304



tepkimesi standart koşullarda gerçekleşmektedir. Buna göre bu tepkimenin;

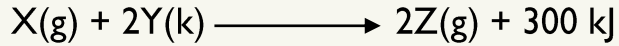
I) $\Delta H=?$

II) $\Delta S=?$

III) $\Delta G=?$

ÖRNEK:

25°C ve 1 atm'de gerçekleşen



tepkimesi için $\Delta S = -200 \text{ J/mol K}$ olduğuna göre;

I) Tepkime sistemlidir.

II) İş yapabilir enerjisi -240,4 kJ/mol'dur.

III) Kullanılamayan termal enerji -59,6 kJ/mol'dur.

Hangileri doğrudur?