

GENEL KİMYA

Prensipieri ve Modern Uygulamaları

Petrucci • Harwood • Herring

8. Baskı



BÖLÜM 20: İSTEMLİ DEĞİŞME: ENTROPİ VE SERBEST ENERJİ

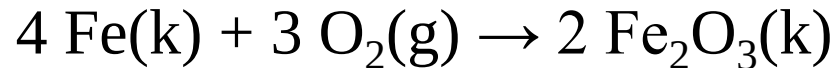
İçindekiler

- 20-1 İstemlilik: **Kendiliğinden Olan Değişmenin Anlamı**
- 20-2 Entropi Kavramı
- 20-3 Entropinin ve Entropi Değişiminin Belirlenmesi
- 20-4 İstemli Değişme Ölçütleri:
Termodinamiğin İkinci Yasası
- 20-5 Standart Serbest Enerji Değişimi: ΔG°
- 20-6 Serbest Enerji Değişimi ve Denge
- 20-7 ΔG° ve K 'nin Sıcaklıkla Değişimi
- 20-8 Çiftlenimli Tepkimeler

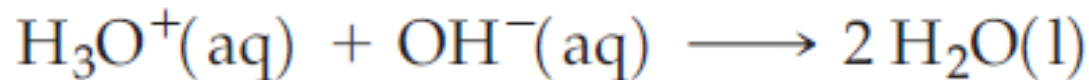
İstemlilik: Kendiliğinden Olan İşlemler

- **Kendiliğinden olan (istemli) bir işlem**, yalnız başına kalan bir sistemde olur.
 - Başladıktan sonra, işlemin devam etmesi için dışarıdan bir etki (dış etki) gerekli değildir.
- **Kendiliğinden olmayan (istemsiz) bir işlem**, dışardan sürekli bir etki uygulanmadıkça oluşmaz.

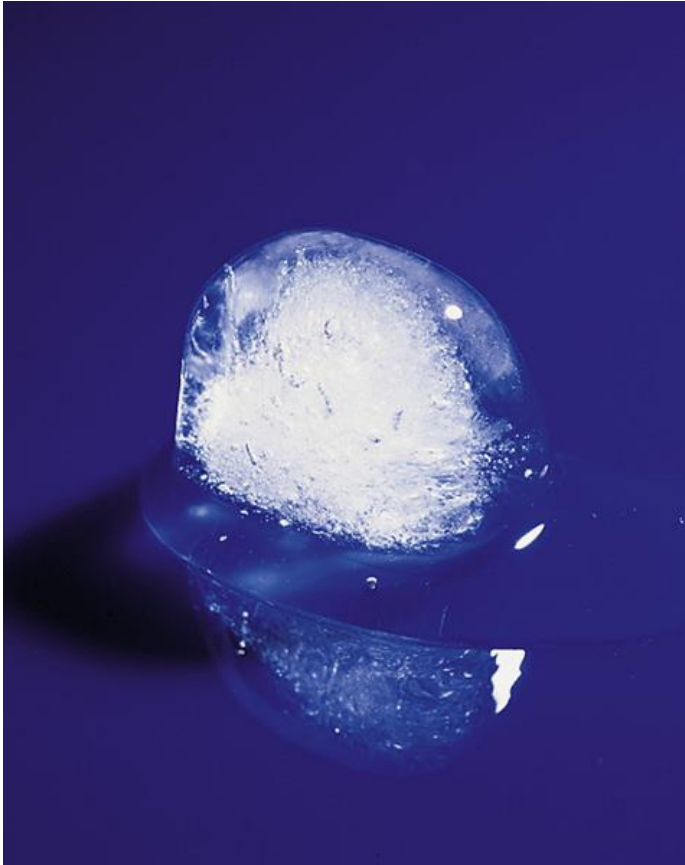
Atmosfere açık bir demir borunun paslanması istemli bir işlemdir. Ancak tersi istemli değildir.



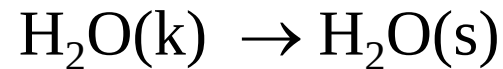
Nötralleşme tepkimesi istemlidir.



İstemplilik: Kendiliğinden Olan Değişmenin Anlamı



0 °C sıcaklığın üstünde küp
şeklindeki buzun erimesi
istemlidir. 0 °C sıcaklığın
altında istemsizdir





Bir işlem istemli ise buna zıt olan işlem istemsizdir.

Hem istemli hem de istemsiz işlemler olasıdır ancak doğal olaylar istemlidir. İstemsiz işlemlerin olabilmesi için, sisteme belli bir yönde etki yapılmalıdır.

Bir olayın istemli olup olmadığı iki faktöre bağlıdır:

- 1- Entalpi (H)
- 2- Entropi (S)

Kendiliğinden Olan İşlemler

- Bu işlemlerin ortak özelliği potansiyel enerjinin azalmasıdır.
- Mekanik sistemlerdeki potansiyel enerjinin benzeri, kimyasal sistemlerde *iç enerji* (U) ya da iç enerji ile yakından ilgili olan *entalpi* (H)'dir. Sabit basınçta system tarafından soğurulan ya da çevreye verilen ısı değişimi *entalpi değişimi* (ΔH).
- 1870'li yıllarda, Berthelot ve Thomsen istemli bir değişimde,
 - Sistemin entalpisinin azaldığını ileri sürmüşlerdir,
 - Ekzotermik tepkimelerin istemli olması gerektiğine karar vermişlerdir. Ancak:

İstemli Değişim: Entropi ve Serbest Enerji

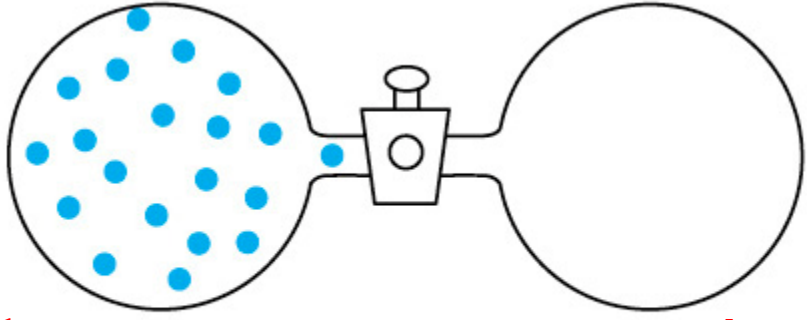
Oda sıcaklığında buzun erimesi

Sıvı dietil eterin açık bir beherden buharlaşması

Amonyum nitratın suda çözünmesi gibi bazı endotermik tepkimeler de istemli olduğundan

Bir tepkimenin istemli olup olmadığını belirlemek için sadece entalpi değişimi bir ölçüt olamaz.

20-2 Entropi Kavramı

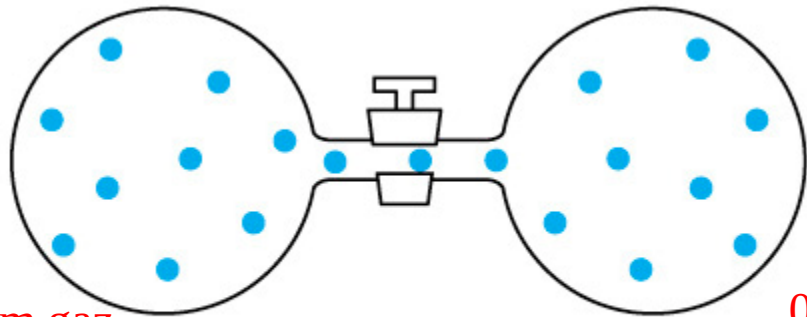


1 atm basınçta
ideal gaz

Vakum

(a) Başlangıç hali

V ve T sabit $\Delta U = \Delta H = 0$



0,5 atm gaz
ideal

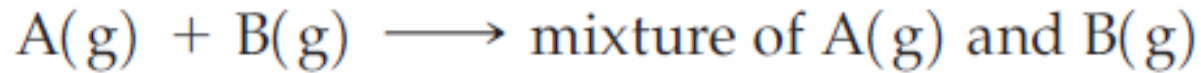
0,5 atm ideal
gaz

(b) Boşluğa genleşme sonrası

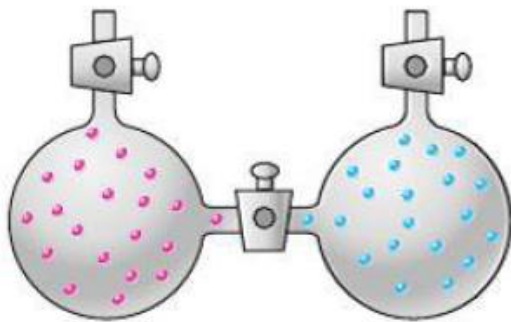
- Entropi, S

- Bir sistemin enerjisinin mevcut mikroskopik enerji seviyelerine dağılması ile ilgili termodinamik özelliğe entropi denir. Atom, iyon ya da moleküllerin enerji seviyeleri arasındaki dağılım arttıkça entropi de artar. Entropi (S) tıpkı iç enerji (U) ve entalpi (H) gibi bir hal fonksiyonudur.
- Gaz genişlemesinde gazın entropisi artar
- $\Delta S > 0$ istemli değişme

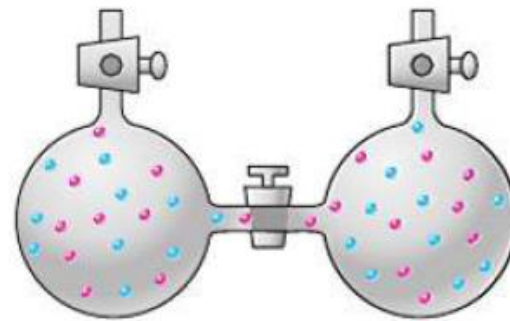
Gaz genişmesinde gazın entropisi artar $\Delta S > 0$



$$\Delta S = S_{\text{mix of gases}} - [S_{A(g)} + S_{B(g)}] > 0$$



(a) Before mixing



(b) After mixing

• Gas A • Gas B

Gazlar karıştığında: Düzensizlik $\uparrow$

Entropi $\uparrow$

$$\Delta S > 0$$

Her iki genişmede de genişme kendiliğinden olur, iç enerji ve entalpi değişmez. Burada istemli olayların temeli entropideki atıştır.

Entropi İçin Boltzmann Eşitliği

- Hal, S
 - Sistemdeki enerji seviyelerinin sayısı ile atom, iyon veya molekül gibi parçacıkların bu seviyelere yerleşmeleri arasında bir bağıntı vardır. Bu mikroskopik enerji seviyeleri **hal** olarak da adlandırılır.
- Mikrohal, W
 - Bu haller arasına dağılan parçacıkların özel bir durumuna **mikrohal** adı verilir. W , **mikrohal sayısıdır**. Mikrohal; mevcut hallere atom ve moleküllerin toplam enerjileri değişmeden yerleştirilebilme sayısıdır. Verilen belli sayıdaki parçacık çok hale yerleşirse sistemin mikrohal sayısı da artar. Mikrohal sayısı artarsa entropi artar.

$$S = k \ln W$$

Entropi

Mikrohal sayısı

- Boltzmann Sabiti, k
 - Bir molekül başına gaz sabiti olarak düşünülebilir; yani $k = R/N_A$.

Boltzmann Dağılımı

- a) Bir kutudaki parçacık için enerji seviyeleri kutunun boyu arttıkça çok sayıda artar ve birbirlerine yaklaşır. Isısal olarak enerji seviyelerinin sınırı sürekli çizgi ile gösterilmiştir. Siyah daireler 15 parçacıktan oluşan sistemi göstermektedir. Her çizim sistemin tek bir mikrohaline karşılıktır. Kutu boyutu büyüdükçe parçacıklar için kullanılabilir daha çok mikrohal oluştuğunu görebiliyor musunuz? Verilen toplam bir enerji için mikrohal sayısı arttıkça, entropi de artar.
- b) Sabit boyutlu kutuda sıcaklık arttıkça, atlanabilen enerji seviyesi artar. Parçacıkların ortalama enerjileri de arttığından, sıcaklık arttıkça hem iç enerji hem de entropi artar.

Entropi Değişimi

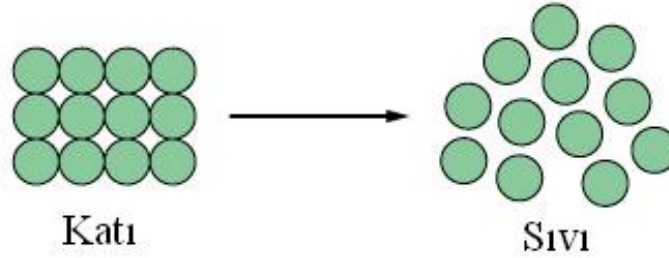
Entropi değişimi, ısı (q) ve sıcaklık (T) olmak üzere iki faktöre bağlıdır. Bu faktörlerin her ikisi de sistemin mikroskopik parçacıklarının enerji seviyelerinin sayısını etkiler. Sisteme ısı olarak eklenen enerji, mikroskopik parçacıklar için kullanılabilir enerji seviyelerinin sayısını artırır. Bu faktörlere bağlı olarak entropi değişimi:

$$\Delta S = \frac{q_{\text{ter}}}{T} \rightarrow \text{Kelvin}$$

ΔS , ısıнын alındığı ya da verildiği yoldan bağımsızdır. Oysa q 'nın değeri seçilen yola bağlıdır. Bu yol tersinir bir yoldur ve $q = q_{\text{ter}}$

Entropi Değişimi

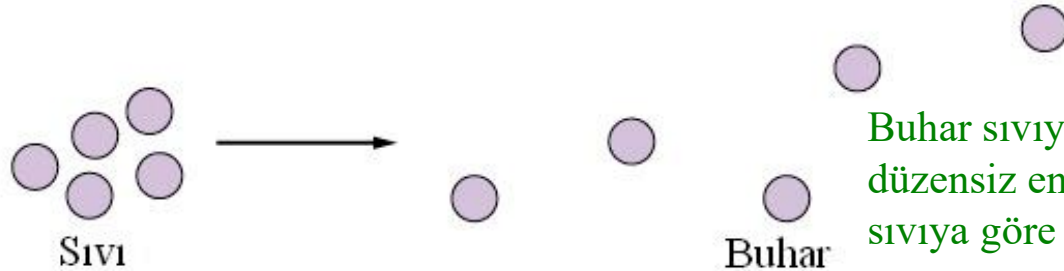
Buzun erimesi: Kristal katı yapı daha gevşek sıvı yapıya dönüşüyor. Katılarda moleküller sabit konumlarda, sınırlı titreşimleri var



(a) Erime: $S_{\text{sıvı}} > S_{\text{katı}}$

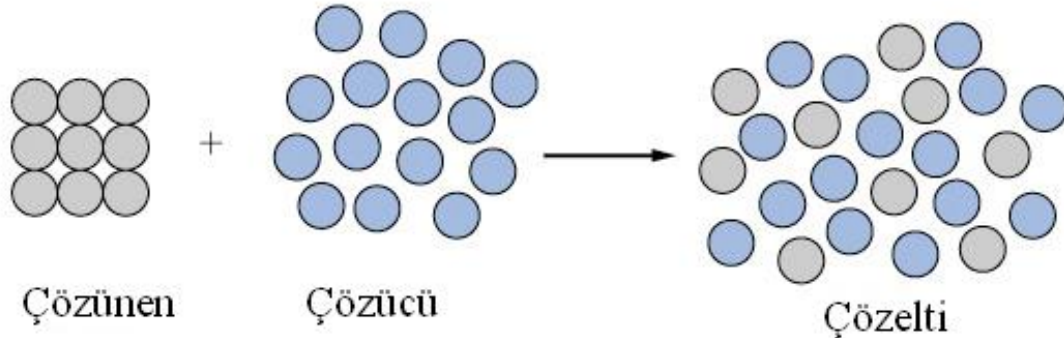
Oysa katı sıvı hale geçtiğinde hareket serbestliği artar. Moleküller öteleme ve dönme hareketi kazanır. Kullanılabilir mikroskopik enerji seviyeleri artar, entropi artar

$$\Delta S = \frac{q_{\text{ter}}}{T}$$



(b) Buharlaşma: $S_{\text{buhar}} > S_{\text{sıvı}}$

Buhar sıvıya göre çok düzensiz enerji seviyeleri sıvıya göre artıyor entropi artar



(c) Çözünme: $S_{\text{çözelti}} > (S_{\text{çözücü}} + S_{\text{çözünen}})$

Entropi Değişimi

Yukarıdaki her üç durumda da düzensizlik artar. Her üçünde de $\Delta S > 0$ ve $\Delta H > 0$.

Özetle aşağıdaki durumlarda düzensizlik artışı dolayısıyla entropi artışı olur:

Katılardan saf sıvı ya da saf çözeltilerin oluşması

Katı ya da sıvılardan gazların oluşması

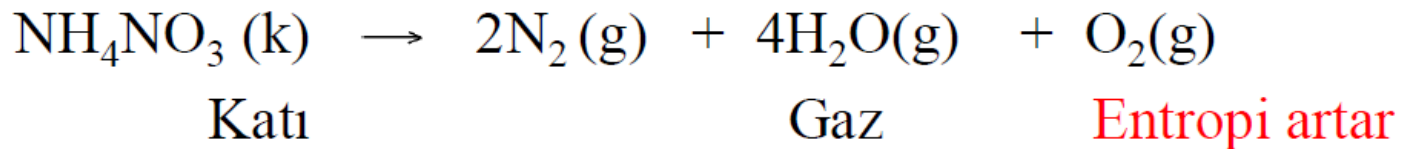
Bir kimyasal tepkimede gaz moleküllerinin sayısının artması

Bir maddenin sıcaklığının artması

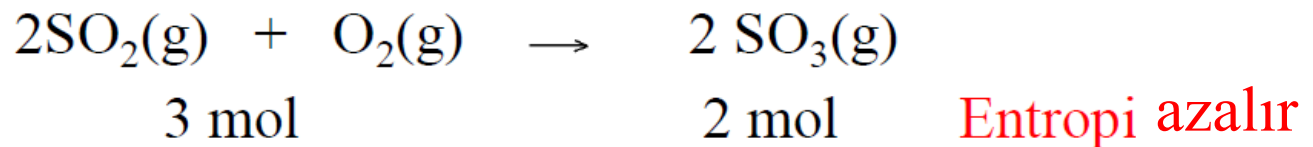
Örnek: Kimyasal tepkimelerde entropi değişiminin öngörülmesi

Örn. 1 Aşağıdaki dönüşümlerde entropinin artıp artmayacağını veya belirlenemeyeceğini tahmin edin

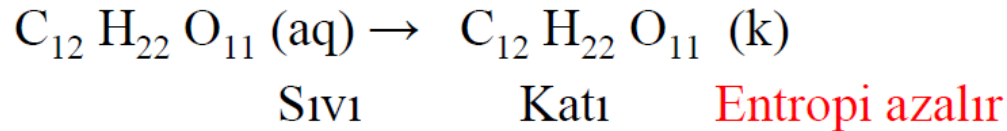
- Amonyum nitratin bozulması



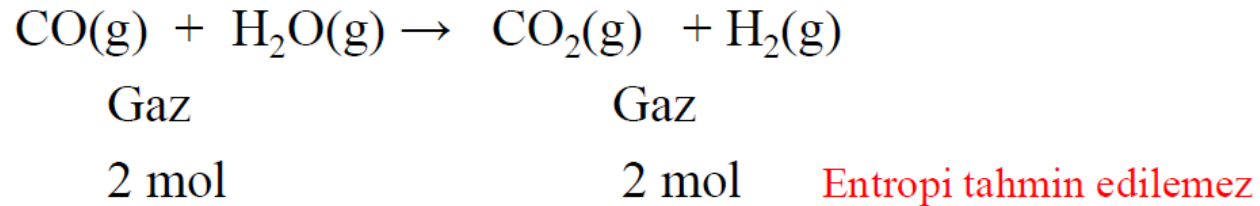
- SO_2 nin SO_3 'e dönüşmesi



- Şeker kamışı şerbetinde şeker ekstraksiyonu



- Su gazı dönüşüm reaksiyonu



Eşitliğin her iki tarafında da mol sayılar aynıdır: 2mol-2mol

Etanolün donması: Etanol donarken etanol molekülleri belli bir konumda sabitlenir. Mikrohal sayısı düşer $\Delta S < 0$

Oda sıcaklığında sıvı Bromun buharlaşması: Mikrohal sayısı artar
Çünkü Br_2 molekülleri uzayda daha çok konuma yerleşir $\Delta S > 0$

N_2 gazının 80°C 'den 70°C 'ye soğutulması: Molekül hareketi azalır, mikrohal sayısı azalır $\Delta S < 0$

20-3 Entropinin ve Entropi Değişiminin Belirlenmesi

- Faz Dönüşümleri

- İki faz arasındaki dengede, ısı alışverişi tersinirdir ve ayrıca faz dönüşümü sırasındaki ısı miktarı, entalpi değişimi, $\Delta H_{\text{dön}}$ ’e eşittir.

Eğer dönüşme standart koşullarda (1 atm basınç) oluyorsa, sembolün üzerine derece işareti (°) konur.

$$\Delta S_{\text{dön}} = \frac{\Delta H_{\text{dön}}}{T_{\text{dön}}}$$

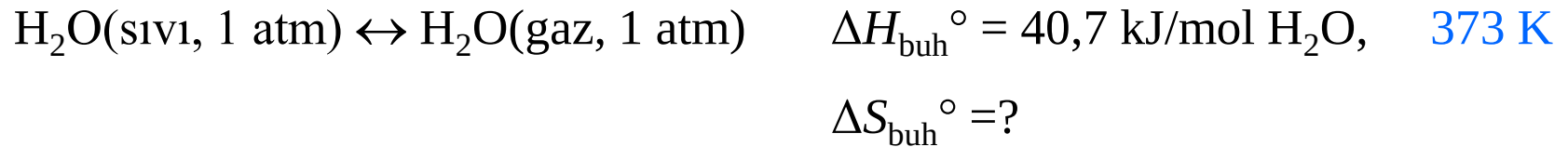
Normal erime noktasında buzun erimesi:



$$\Delta S_{\text{eri}} = \frac{\Delta H_{\text{eri}}^{\circ}}{T_{\text{eri}}} = \frac{6,02 \text{ kJ mol}^{-1}}{273,15 \text{ K}} = 2,20 \times 10^{-2} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Entropi değişimi dönüşümde yer alan madde miktarına bağlı olup “mol başına” verilir.

Örnek: Faz dönüşümünde entropi değişiminin bulunması:
Suyun 373 K'de standart molar buharlaşma entalpisi 40,7 kJ/mol'dür. Bu sıcaklıkta suyun molar buharlaşma entropisi nedir?



$$\Delta S_{\text{buh}}^{\circ} = \frac{\Delta H_{\text{buh}}^{\circ}}{T_{\text{kn}}} = \frac{40,7 \text{ kJ mol}^{-1}}{373 \text{ K}} = 0,109 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$
$$= 109 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Trouton Kuralı

- **Trouton kuralı**, pek çok sıvının normal kaynama noktasında standart molar buharlaşma entropisinin yaklaşık $87 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ değerine sahip olma durumudur. 1 atm'de farklı sıvıların 1 mol moleküllerinin sıvı halden buhar haline geçmesinde kullanılır.

$$\Delta S^{\circ} = \frac{\Delta H^{\circ}_{\text{buh}}}{T_{\text{k.n.}}} \approx 87 \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Raoult Yasası

$$P_1 = \chi_1 P_1^0$$

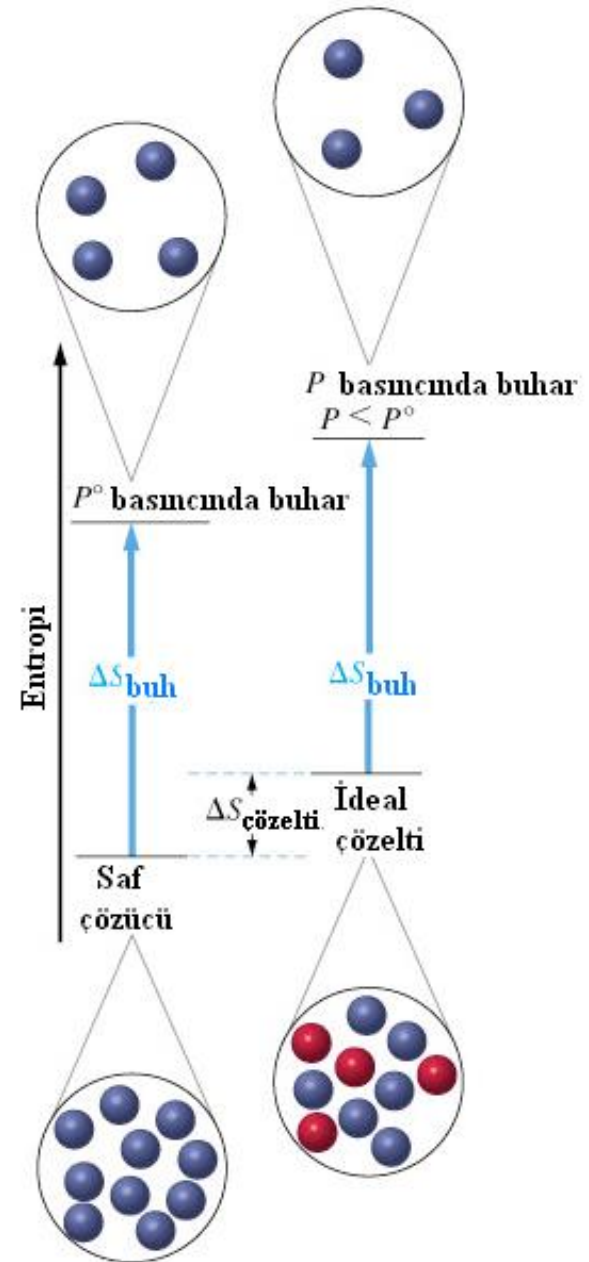
Saf çözücünden ve ideal çözeltiden buharlaşmada ΔS_{buh} değeri aynı ise, çözelti üzerindeki denge buhar basıncı azalır $P < P^0$

Bir çözeltide tek bir çözünen varsa $\chi_1 = 1 - \chi_2$

Buna göre χ_2 çözünenin mol kesridir.

$$P_1 = (1 - \chi_2) P_1^0$$

$$P_1^0 - P_1 = \Delta P = \chi_2 P_1^0$$



Mutlak Entropiler

- Termodinamiğin Üçüncü Yasası
 - Saf kusursuz bir kristalin 0 K'deki entropisi *sıfırdır*.
- Standart Molar Entropisi
 - Standart haldeki bir mol maddenin mutlak entropisine o maddenin *standart molar entropisi* (S°)denir. Çok sayıda madde için 25°C'deki standart molar entropiler Ek-D'de verilmiştir.

$$\Delta S = [\sum v_{\text{ü}} S^\circ(\text{ürünler}) - \sum v_{\text{t}} S^\circ(\text{tepkenler})]$$

$v_{\text{ü}}$, v_{t} = ürün ve tepkenlerin stokiyometrik katsayıları

Örnek: Standart molar entropilerden entropi değişiminin hesaplanması:
Azot monoksidin azotdiokside dönüşümünde standart molar entropi değişmesini hesaplayınız.



example we are applying equation (19.5).

on (19.5) takes the form

$$\begin{aligned} \Delta S^\circ &= 2S_{\text{NO}_2(\text{g})}^\circ - 2S_{\text{NO}(\text{g})}^\circ - S_{\text{O}_2(\text{g})}^\circ \\ &= (2 \times 240.1) - (2 \times 210.8) - 205.1 = -146.5 \text{ J K}^{-1} \end{aligned}$$

Bu sonucun doğruluğunu kontrol edersek: 3 mol gaz tepken, 2 mol gaz ürün verdiği için entropi azalmalıdır. Öyleyse ΔS° negative olmalıdır.

20-4 İstemli Değişme Ölçütleri: Termodinamiğin İkinci Yasası

Termodinamiğin 2. yasası bir sistemin entropi ve istemliliği arasındaki bağıdır. Evrenin entropisi istemli bir olayda artar, denge halindeki bir olayda değişmeden kalır. Evren system ve çevreden oluştuğuna göre:

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

Termodinamiğin İkinci Yasası:

$$\Delta S_{\text{evren}} = \Delta S_{\text{sistem}} + \Delta S_{\text{çevre}} > 0 \text{ ise istemli}$$

$$\Delta S_{\text{evren}} = \Delta S_{\text{sistem}} + \Delta S_{\text{çevre}} = 0 \text{ ise dengede}$$

Bütün istemli olaylar evrenin entropisinde artmaya neden olurlar.

Serbest Enerji ve Serbest Enerji Değişimi

- Isı değişimi sistemin entalpi değişimine eşittir. Çevredeki ısı değişimi ($q_{\text{çevre}}$) sistemdeki ısı değişimi (q_p) ile *ters işaretlidir*:

$$q_{\text{çevre}} = -q_p = -\Delta H_{\text{sistem}}$$

- Eğer hayali çevre yeterince büyükse, çevreye giren ya da çevreden çıkan ısının yolu tersinir yapılabilir. Bu da çevrenin sıcaklığında sonsuz küçük miktarda değişme yapabilecek ısı miktarıdır.
- Bu şartlarda entropiyi hesaplayabiliriz.

Gibbs Serbest Enerji, G

- Serbest Enerji Değişimi:
- $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ $\Delta G = -T\Delta S_{\text{evren}}$
- $-T\Delta S = \Delta H_{\text{sistem}} - T\Delta S_{\text{sistem}}$

Sabit Sıcaklık (T) ve Basıncı (P) Meydana Gelen Bir Değişimde

$\Delta G_{\text{sistem}} < 0$ (negatif) ise, *değişme istemlidir*.

$\Delta G_{\text{sistem}} = 0$ (sıfır) ise, *sistem dengededir*.

$\Delta G_{\text{sistem}} > 0$ (pozitif) ise, *değişme istemsizdir*.

TABLE 19.1 Criteria for Spontaneous Change: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

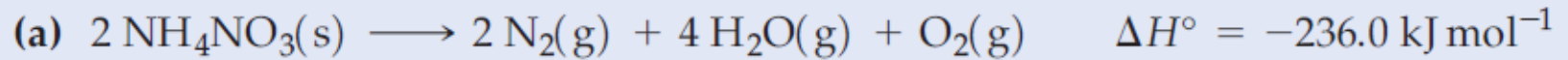
Case	ΔH	ΔS	ΔG	Result	Example
1.	–	+	–	spontaneous at all temp.	$2 \text{ N}_2\text{O(g)} \longrightarrow 2 \text{ N}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$
2.	–	–	$\begin{cases} - \\ + \end{cases}$	$\begin{cases} \text{spontaneous at low temp.} \\ \text{nonspontaneous at high temp.} \end{cases}$	$\text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow \text{H}_2\text{O(s)}$
3.	+	+	$\begin{cases} + \\ - \end{cases}$	$\begin{cases} \text{nonspontaneous at low temp.} \\ \text{spontaneous at high temp.} \end{cases}$	$2 \text{ NH}_3\text{(g)} \longrightarrow \text{N}_2\text{(g)} + 3 \text{ H}_2\text{(g)}$
4.	+	–	+	nonspontaneous at all temp.	$3 \text{ O}_2\text{(g)} \longrightarrow 2 \text{ O}_3\text{(g)}$

istemli

istemsiz

Örnek: İstemli değişme yönünün entalpi ve entropi değişiminden bulunması: Aşağıdaki tepkimeler hangi sıcaklık koşullarında istemlidir?

Under what temperature conditions would the following reactions occur spontaneously?



a) Tepkime ekzotermik, $\Delta H < 0$ ve $\Delta S > 0$ olduğundan bütün sıcaklıklarda istemli (Çizelgede durum 1)

b) 1mol-2mol olduğundan entropi artar $\Delta S > 0$

$\Delta H > 0$ çünkü I_2 molekülü ayrışıyor I oluşuyor yani kovalent bağ kırılıyor ama yeni bir bağ oluşmuyor. Bağları ayırtırmak için enerji gerektiğinden $\Delta H > 0$

Tepkimede $\Delta S > 0$ ve $\Delta H > 0$ (Çizelgede durum 3) Bu durumda;

Düşük sıcaklıklarda $\Delta H > T\Delta S$ tepkime istemsiz

Yüksek sıcaklıklarda $\Delta H < T\Delta S$, $\Delta G < 0$ tepkime istemli

20-5 Standart Serbest Enerji Değişimi: ΔG°

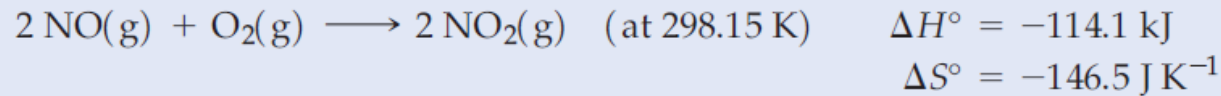
- Bir bileşiğin en kararlı standart haldeki elementlerinden oluşma tepkimesindeki serbest enerji değişmesine “**standart oluşma serbest enerjisi, ΔG°_{ol}** ” adı verilir. Elementlerin en kararlı hallerinde ve 1 atm basınçta sıfır serbest enerjiye sahip olduklarını varsayabiliriz.
- **Serbest Enerji Değişimi;**
 - i) İşlemin yönü değişirse, ΔG 'nin de işareti değişir;
 - ii) Bir toplam ya da net tepkimenin ΔG değeri, tepkime basamaklarının ΔG değerlerinin toplamına eşittir.

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ = [\sum v_{\text{ü}} \Delta G_{ol}^\circ(\text{ürünler}) - \sum v_{\text{t}} \Delta G_{ol}^\circ(\text{tepkenler})]$$

Ör: Bir tepkimenin ΔG° değerinin hesaplanması: Aşağıdaki tepkimenin 298,15 K'de ΔG° değerini hesaplayınız.

Determine ΔG° at 298.15 K for the reaction



Analyze

Because we have values of ΔH° and ΔS° , the most direct method of calculating ΔG° is to use the expression $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ$.

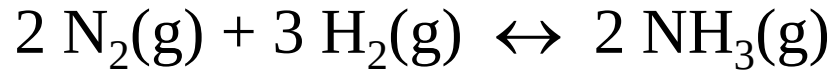
Solve

First we must convert all the data to a common energy unit (for instance, kJ).

$$\begin{aligned} \Delta G^\circ &= -114.1 \text{ kJ} - (298.15 \text{ K} \times -0.1465 \text{ kJ K}^{-1}) \\ &= -114.1 \text{ kJ} + 43.68 \text{ kJ} \\ &= -70.4 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Standart Olmayan Koşullarda ΔG° (standart Gibbs serbest enerji değişimi) ve ΔG (Gibbs serbest enerji değişimi) Arasındaki İlişki

ΔG° ve ΔG arasındaki bağıntı için ideal gaz molekülleri arasındaki aşağıdaki tepkimeyi düşünelim



$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

İdeal gazlar için $\Delta H = \Delta H^\circ$

$$\Delta G = \Delta H^\circ - T\Delta S$$

S ve S° Arasındaki İlişki

$$q_{\text{ter}} = -w = RT \ln \frac{V_{\text{son}}}{V_{\text{ilk}}}$$

$$\Delta S = \frac{q_{\text{ter}}}{T} = R \ln \frac{V_{\text{son}}}{V_{\text{ilk}}}$$

$$\Delta S = S_{\text{son}} - S_{\text{ilk}} = R \ln \frac{V_{\text{f}}}{V_{\text{i}}} = R \ln \frac{P_{\text{ilk}}}{P_{\text{son}}} = -R \ln \frac{P_{\text{son}}}{P_{\text{ilk}}}$$

$$S = S^\circ - R \ln \frac{P}{P^\circ} = S^\circ - R \ln \frac{P}{1} = S^\circ - R \ln P$$



$$S_{\text{N}_2}^{\text{red}} = S_{\text{N}_2} - R \ln P_{\text{N}_2}$$

$$S_{\text{H}_2}^{\text{red}} = S_{\text{H}_2} - R \ln P_{\text{H}_2}$$

$$S_{\text{NH}_3}^{\text{red}} = S_{\text{NH}_3} - R \ln P_{\text{NH}_3}$$

$$\Delta S_{\text{tep}} = 2(S_{\text{NH}_3} - R \ln P_{\text{NH}_3}) - 2(S_{\text{N}_2} - R \ln P_{\text{N}_2}) - 3(S_{\text{H}_2} - R \ln P_{\text{H}_2})$$

$$\Delta S_{\text{tep}} = 2 S_{\text{NH}_3} - 2 S_{\text{N}_2} - 3 S_{\text{H}_2} + R \ln \frac{P_{\text{N}_2}^2 P_{\text{H}_2}^3}{P_{\text{NH}_3}^2}$$

$$\Delta S_{\text{tep}} = \Delta S_{\text{tep}}^{\circ} + R \ln \frac{P_{\text{N}_2}^2 P_{\text{H}_2}^3}{P_{\text{NH}_3}^2}$$

Standart Olmayan Koşullarda ΔG

$$\Delta G = \Delta H^\circ - T\Delta S \qquad \Delta S_{\text{tep}} = \Delta S^\circ_{\text{tep}} + R \ln \frac{P_{\text{N}_2}^2 P_{\text{H}_2}^3}{P_{\text{NH}_3}^2}$$

$$\Delta G = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ_{\text{tep}} - TR \ln \frac{P_{\text{N}_2}^2 P_{\text{H}_2}^3}{P_{\text{NH}_3}^2}$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \left[\frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2}^2 P_{\text{H}_2}^3} \right] \longrightarrow \begin{array}{l} Q=K \\ \text{yani } Q=K_c \text{ ya da} \\ Q=K_p \end{array}$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K = 0 \quad (\text{dengede})$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

ΔG° ile Denge Sabiti (K) Arasındaki İlişki

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

Eğer tepkime dengede ise:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K = 0$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

ΔG° ve ΔG : Kimyasal Değişmenin Yönünün Belirlenmesi

- $\Delta G < 0$ ise; ileri yöndeki (sağa doğru) tepkime veya işlem istemlidir.
- $\Delta G^\circ < 0$ ise; tepkenler ve ürünler kendi standart hallerinde iseler, ileri yöndeki (sağa doğru) tepkime istemlidir. Bu da tepkenlerin ve ürünlerin başlangıç derişimleri ve basınçları ne olursa olsun $K > 1$ olduğunu gösterir.
- $\Delta G = 0$ ise; belirtilen koşullarda tepkime dengededir.
- $\Delta G^\circ = 0$ ise; tepkenler ve ürünler kendi standart hallerinde iseler tepkime dengededir. Bu da belirli bir sıcaklıkta $K = 1$ olduğunu gösterir.

ΔG° ve ΔG : Kimyasal Değişmenin Yönünün Belirlenmesi

- $\Delta G > 0$ ise; tepkime veya işlem ileri yönde, verilen koşullarda istemsizdir.
- $\Delta G^\circ > 0$ ise; tepkenler ve ürünler standart hallerinde iseler ileri yöndeki tepkime istemsizdir. Tepkenler ve ürünlerin başlangıç derişimleri veya basınçları ne olursa olsun $K_{\text{den}} < 1$ dir.
- Bütün tepkenler ve ürünler standart hallerinde iseler $\Delta G = \Delta G^\circ$ dir. Aksi halde $\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$ dir.

Termodinamik Denge Sabiti: Aktivlikler

1,0 bar 'da ideal gazlar için :

$$S = S^{\circ} - R \ln \frac{P}{P^{\circ}} = S^{\circ} - R \ln \frac{P}{1}$$

$PV=nRT$ veya $P=(n/V)RT$, *basınç etkin derişimdir*

Bu yüzden, çözeltide:

$$S = S^{\circ} - R \ln \frac{c}{c^{\circ}} = S^{\circ} - R \ln a$$

İdeal bir çözelti için, standart haldeki etkin derişim $c^{\circ} = 1 \text{ M}$ 'dir.

Saf katılar ve saf sıvılar için aktivlik 1'dir.

Aktiflikler

- Saf katı ve sıvılar için:

$$\gg a = 1$$

- İdeal gazlar için:

$$\gg a = P \quad (\text{bar olarak, } 1 \text{ bar} = 0,987 \text{ atm})$$

- Sulu çözeltideki çözünenler için:

$$\gg a = c \quad (\text{mol L}^{-1})$$

$$a = \frac{\textit{sistemdeki maddenin etkin derişimi}}{\textit{o maddenin standart referans halindeki etkin derişimi}}$$

Termodinamik Denge Sabiti, K_{den}

- Aktivlik cinsinden bir denge ifadesi yazdığımızda, K 'nın değerine “*termodinamik denge sabiti*” adı verilir. Termodinamik denge sabiti *boyutsuzdur*.
- Termodinamik denge sabitleri, K , bazen K_c ve K_p değerleri ile aynıdır.
- ΔG 'yi belirlemek için kullanılmalıdır.

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{a_g a_h \dots}{a_a a_b \dots}$$

Örnek: Termodinamik denge sabiti ifadesinin yazılması

Aşağıdaki tersinir tepkimelerin termodinamik denge sabiti ifadelerini yazınız.

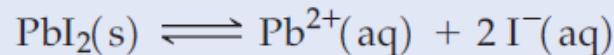
(a) The water gas reaction



(a) The activity of solid carbon is 1. Partial pressures are substituted for the activities of the gases.

$$K = \frac{a_{\text{CO(g)}}}{a_{\text{C(s)}} a_{\text{H}_2\text{O(g)}} = \frac{(P_{\text{CO}})(P_{\text{H}_2})}{(P_{\text{H}_2\text{O}})} = \frac{(P_{\text{CO}})(P_{\text{H}_2})}{(P_{\text{H}_2\text{O}})} = K_p$$

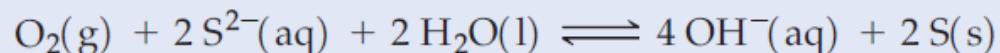
(b) Formation of a saturated aqueous solution of lead(II) iodide, a very slightly soluble solute



(b) The activity of solid lead(II) iodide is 1. Molarities are substituted for activities of the ions in aqueous solution.

$$K = \frac{a_{\text{Pb}^{2+}\text{(aq)}} a_{\text{I}^-\text{(aq)}}^2}{a_{\text{PbI}_2\text{(s)}}} = [\text{Pb}^{2+}][\text{I}^-]^2 = K_c = K_{sp}$$

- (c) Oxidation of sulfide ion by oxygen gas (used in removing sulfides from wastewater, as in pulp and paper mills)



- (c) The activity of both the solid sulfur and the liquid water is 1. Molarities are substituted for the activities of $\text{OH}^{-}(\text{aq})$ and $\text{S}^{2-}(\text{aq})$. The partial pressure of $\text{O}_2(\text{g})$ is substituted for its activity. Thus, the resulting K is neither a K_c nor a K_p .

$$K = \frac{a_{\text{OH}^{-}(\text{aq})}^4 a_{\text{S}(\text{s})}^2}{a_{\text{O}_2(\text{g})} a_{\text{S}^{2-}(\text{aq})}^2 a_{\text{H}_2\text{O}(\text{l})}^2} = \frac{[\text{OH}^{-}]^4 \cdot (1)^2}{P_{\text{O}_2} \cdot [\text{S}^{2-}]^2 \cdot (1)^2} = \frac{[\text{OH}^{-}]^4}{P_{\text{O}_2} \cdot [\text{S}^{2-}]^2}$$

Örnek: Standart olmayan koşullarda istemliliğin tayin edilmesi:

Standart olmayan şartlarda istemliliğin belirlenmesi: 2-propanolün, propanon (aseton) ve hidrojene bozulması tepkimesi

$(\text{CH}_3)_2\text{CHOH (g)} \longrightarrow (\text{CH}_3)_2\text{CO (g)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$ için 452 K de denge sabiti 0.444 tür. Standart koşullarda bu tepkime istemli midir? 2 propanol, propanon ve hidrojenin kısmi basınçları sırasıyla 1.0, 0.1 ve 0.1 bar olduğunda bu tepkime istemli midir?

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K = 0$$

Eğer tepkenler ve ürünler kendi standart hallerinde iseler yani tepken ve ürünlerin kısmi basınçları 1 bar ise

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K: -8,3145 \times 452 \ln 0.444 = 3,05 \times 10^3 \text{ J/mol} > 0 \text{ istemsizdir}$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K = 0 \quad \text{Tepkimenin verilen standart olmayan koşullarda istemli olup olmadığını belirlemek için } \Delta G' \text{ yi bulmalıyız.}$$

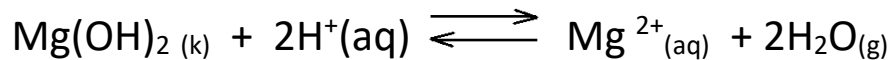
$$\Delta G = 3,05 \times 10^3 + 8,3145 \times 452 \ln \frac{0.1 \times 0.1}{1}$$

$$\Delta G: -1.43 \times 10^4 \text{ J mol}^{-1} < 0 \text{ istemli}$$

ΔG negative olduğu için bu tepkime istemlidir.

Örnek: Tepkime denge sabitinin standart serbest enerji değişiminden hesaplanması

Magnezyum hidroksitin asidik çözeltide çözünme denge sabitini 25°C de bulunuz.



ΔG_{ol}°	kJ/mol
$\text{H}_2\text{O}(\text{s})$	-237,1
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$	-454,8
$\text{Mg(OH)}_2(\text{k})$	-833,5

$$\Delta G^\circ = \sum \Delta G^\circ(\text{ürünler}) - \sum \Delta G^\circ(\text{reaktanlar})$$

$$\Delta G^\circ = [2. \Delta G_{ol}^\circ (\text{H}_2\text{O}) + \Delta G_{ol}^\circ (\text{Mg}^{2+})] - [\Delta G_{ol}^\circ \text{Mg(OH)}_2]$$

$$\Delta G^\circ = 2.(-237.1) + (-454.8) - (-833.5) = -95.5 \cdot 10^3 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K = -95.5 \text{ kJ mol}^{-1} = -95.5 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1}$$

$$\ln K = \frac{-\Delta G^\circ}{RT} = \frac{-(-95.5 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1})}{8.3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 298.15 \text{ K}} = 38.5$$

$$K = e^{38.5} = 5 \times 10^{16}$$

20-7 ΔG° ve K_{den} 'nin Sıcaklıkla Değişimi

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{\text{den}}$$

$$\ln K_{\text{den}} = \frac{-\Delta G^\circ}{RT} = \frac{-\Delta H^\circ}{RT} + \frac{T\Delta S^\circ}{RT}$$

$$\ln K_{\text{den}} = \frac{-\Delta H^\circ}{RT} + \frac{\Delta S^\circ}{R}$$

$$\ln \frac{K_{\text{den}2}}{K_{\text{den}1}} = \left(\frac{-\Delta H^\circ}{RT_2} + \frac{\Delta S^\circ}{R} \right) - \left(\frac{-\Delta H^\circ}{RT_1} + \frac{\Delta S^\circ}{R} \right) = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \quad \text{van't Hoff eşitliği}$$

K_{den} 'nin Sıcaklıkla Değişimi

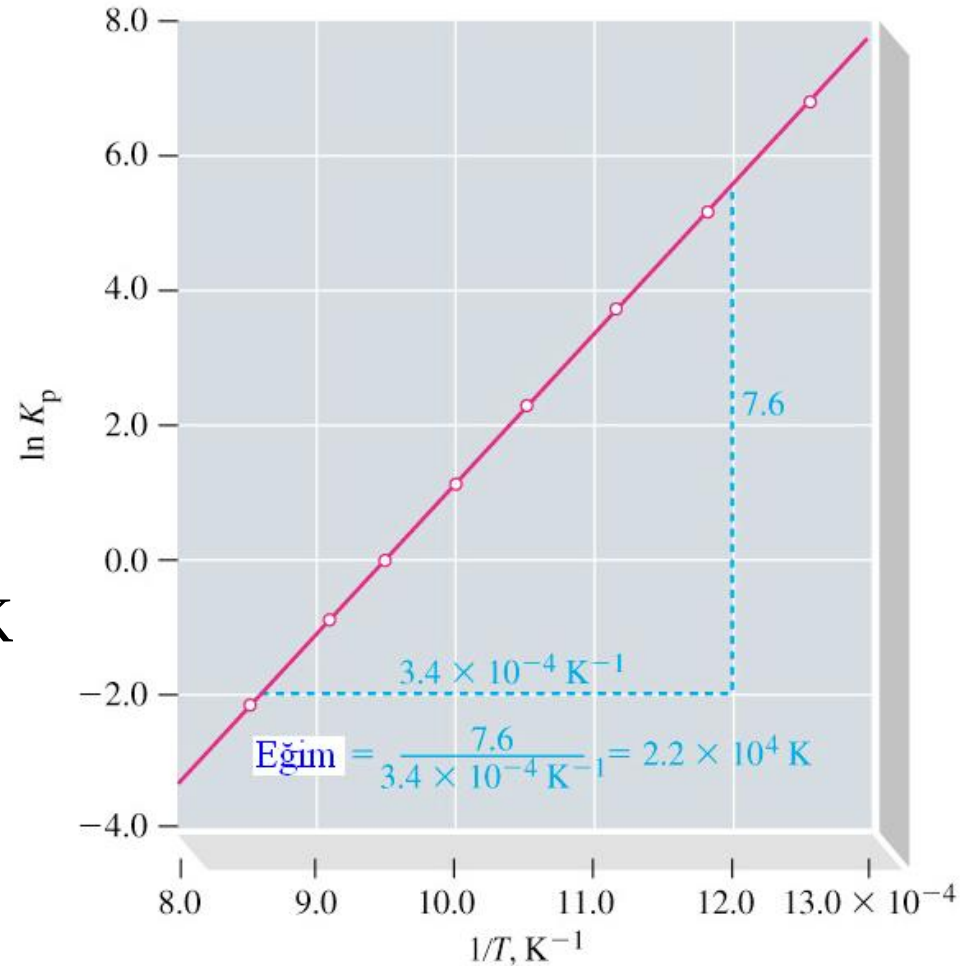
$$\ln K_{\text{den}} = \frac{-\Delta H^\circ}{RT} + \frac{\Delta S^\circ}{R}$$

$$eğim = \frac{-\Delta H^\circ}{R}$$

$$-\Delta H^\circ = R \times eğim$$

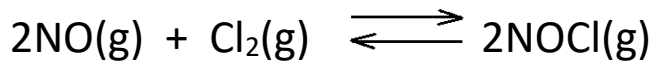
$$= -8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 2,2 \times 10^4 \text{ K}$$

$$= -1,8 \times 10^2 \text{ kJ mol}^{-1}$$



Örnek: Denge sabiti ve sıcaklık arasındaki ilişkinin serbest enerji değişimi ile belirlenmesi

NOCl (g)'nin oluşmasında denge sabiti K_p : $1.00 \cdot 10^3$ olduğu sıcaklık nedir ?



$$\Delta H^\circ = -77.1 \text{ kJ/mol} \quad \Delta S^\circ = -121.3 \text{ J/mol}^\circ\text{K}^{-1}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ + T \Delta S^\circ = -RT \ln K$$

$$\Delta H^\circ = T \Delta S^\circ - RT \ln K = T(\Delta S^\circ - R \ln K)$$

and solve for T .

$$T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ - R \ln K}$$

Now substitute values for ΔH° , ΔS° , R , and $\ln K$.

$$\begin{aligned} T &= \frac{-77.1 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1}}{-121.3 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} - [8.3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times \ln(1.00 \times 10^3)]} \\ &= \frac{-77.1 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1}}{-121.3 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} - (8.3145 \times 6.908) \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}} \\ &= \frac{-77.1 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1}}{-178.7 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}} = 431 \text{ K} \end{aligned}$$

Ör: van't Hoff eşitliğinin denge sabiti ve sıcaklıkla ilişkilendirilmesi

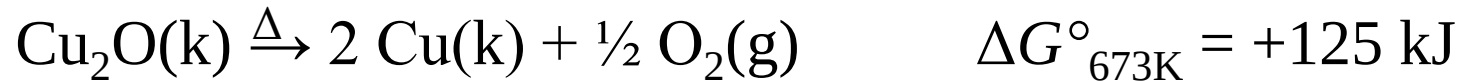
$2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$
Tepkimesi için $K_p = 1 \cdot 10^6$ olduğu sıcaklık,
 $T_1 = ?$
 $K_1 = 1 \cdot 10^6$
 $T_2 = 800\text{K}$
 $K_2 = 9,1 \cdot 10^2$
 $\Delta H^\circ = -1,8 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad (6)$$
$$\ln \frac{9,1 \cdot 10^2}{1 \cdot 10^6} = \frac{-1,8 \cdot 10^5}{8,3145} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{800} \right)$$
$$-7 = -2,2 \cdot 10^4 \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{800} \right)$$
$$\frac{-7}{-2,2 \cdot 10^4} + \frac{1}{800} = \frac{1}{T_1}$$
$$\frac{1}{T_1} = 3,2 \cdot 10^{-4} + 1,25 \cdot 10^{-3} = 1,57 \cdot 10^{-3}$$
$$T_1 = \frac{1}{1,57 \cdot 10^{-3}} = 6,37 \cdot 10^2 \text{ K}$$

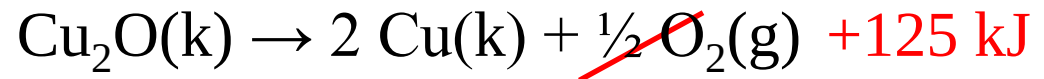
20-8 Çiftlenimli Tepkimeler

- İstemsiz çiftlenimli bir tepkimeden iki yolla ürün elde edilebilir:
 - Tepkimenin koşullarını tepkime istemli oluşabilecek şekilde değiştirmek (genellikle sıcaklığı değiştirerek),
 - Tepkimeyi elektrolizle gerçekleştirmek.
- Ancak bir üçüncü yol daha vardır. Birisi pozitif ΔG 'li, diğeri negatif ΔG 'li bir çift tepkimeyi birleştirerek kendiliğinden oluşan net bir tepkime elde edilebilir.

Bir Metalin Kendi Oksidinden Özütlenmesi



İstemsiz Tepkime:



İstemli Tepkime:

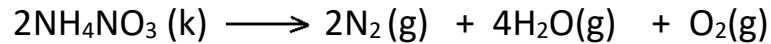


İstemli Tepkime!

Örnekler

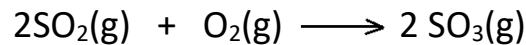
1 Aşağıdaki dönüşümlerde entropinin artıp artmayacağını veya belirlenemeyeceğini tahmin edin

1. Amonyum nitratın bozulması



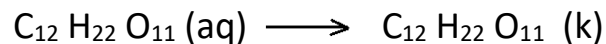
Katı $\longrightarrow$ Gaz Entropi artar

2. SO_2 nin SO_3 'e dönüşmesi



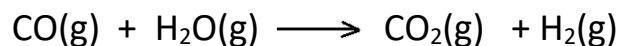
3 mol $\longrightarrow$ 2 mol Azalır

3. Şeker kamışı şerbetinde şeker ekstraksiyonu



Sıvı $\longrightarrow$ Katı Entropi azalır

4. Su gazı dönüşüm reaksiyonu



Gaz $\longrightarrow$ Gaz

2 mol $\longrightarrow$ 2 mol Entropi tahmin edilemez

Örnek 5

$2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$ tepkimesinin 235°C deki K_p değeri kaçtır?

(800 K deki K_p : $9.1 \cdot 10^2$ ve ΔH° : $1.8 \cdot 10^5 \text{ J mol}^{-1}$)

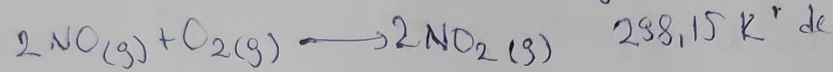
$$\ln \frac{K_{\text{den2}}}{9.1 \cdot 10^2} = \frac{-1.8 \cdot 10^5}{8.3145} \left(\frac{1}{800} - \frac{1}{508} \right) : 15.6$$

$$\frac{K_{\text{den2}}}{9.1 \cdot 10^2} : e^{15.6} \quad K_{\text{den2}} : 5 \cdot 10^9$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ = \sum \Delta G^\circ_{\text{ürünler}} - \sum \Delta G^\circ_{\text{tepkenler}}$$

Aşağıdaki tepkimenin 298,15 K'de ΔG° değeri nedir?

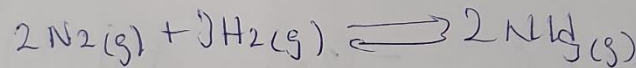


$$\Delta H^\circ = -114,1 \text{ kJ}$$

$$\Delta S^\circ = -146,5 \text{ J/K}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\begin{aligned} \Delta G^\circ &= -114,1 \text{ kJ} - (298,15 \text{ K} \times -0,1465 \text{ kJ/K}) \\ &= -70,4 \text{ kJ} \end{aligned}$$



$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \left(\frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2}^2 P_{\text{H}_2}^3} \right) \Rightarrow \Theta: \text{Kütlele etkisi}$$

$$\Theta = K$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \Theta \quad \Theta = K_c \vee \Theta = K_p$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln K = 0 \quad (\text{denge})$$

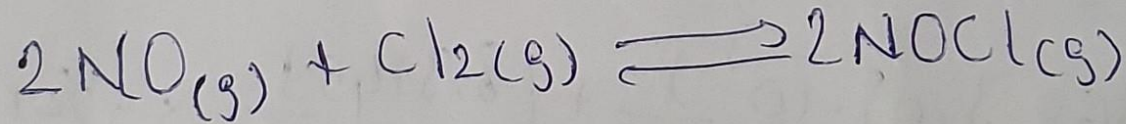
Serbest Enerji Değişimi

Standard Serbest Enerji Değişimi

NISANGK

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

ör



25°C'de $\Delta G^\circ = -40,9 \text{ kJ/mol}$ $\Delta H^\circ = -77,1 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$

se; $\Delta S^\circ = -121,3 \frac{\text{J}}{\text{molK}}$

$\text{NOCl}(\text{g})$ 'ün oluşmasında denge sht nin

$K = K_p = 1 \cdot 10^3$ olduğu sıcaklığı bulunuz.

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -RT \ln K$$

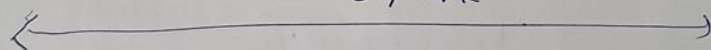
$$\Delta H^\circ = T\Delta S^\circ - RT \ln K = T(\Delta S^\circ - R \ln K)$$

$$T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ - R \ln K} \quad (5)$$

$$T = \frac{-77,1 \cdot 10^3 \text{ J/mol}}{-121,3 \text{ J/molK} - \left[8,3145 \frac{\text{J}}{\text{molK}} \times \ln(1 \cdot 10^3) \right]}$$

$$T = \frac{-77,1 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{-121,3 \frac{\text{J}}{\text{molK}} - (8,3145 \times 6,908) \frac{\text{J}}{\text{molK}}}$$

$$T = \frac{-77,1 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{-178,7 \text{ J/molK}} = \underline{\underline{431 \text{ K}}}$$



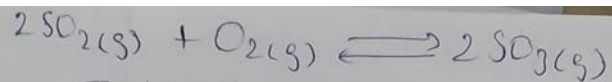
$$-RT \ln K = \Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$$

eşitliğin her 2 tarafını $-RT$ ye bölersen

$$\ln K = \frac{-\Delta H^\circ}{RT} + \frac{\Delta S^\circ}{R}$$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad \text{van't Hoff}$$

Eşitliği



Tepkimesi için $K_p = 1 \cdot 10^6$ olduğu sıcaklık,

$$T_1 = ?$$

$$K_1 = 1 \cdot 10^6$$

$$T_2 = 800 \text{ K}$$

$$K_2 = 9,1 \cdot 10^2$$

$$\Delta H^\circ = -1,8 \cdot 10^5 \text{ J/mol}$$

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

(6)

$$\ln \frac{9,1 \cdot 10^2}{1 \cdot 10^6} = \frac{-1,8 \cdot 10^5}{8,3145} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{800} \right)$$

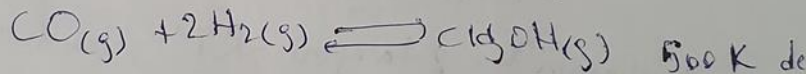
$$-7 = -2,2 \cdot 10^4 \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{800} \right)$$

$$\frac{-7}{-2,2 \cdot 10^4} + \frac{1}{800} = \frac{1}{T_1}$$

$$\frac{1}{T_1} = 3,2 \cdot 10^{-4} + 1,25 \cdot 10^{-3} = 1,57 \cdot 10^{-3}$$

$$T_1 = \frac{1}{1,57 \cdot 10^{-3}} = 637 \cdot 10^2 \text{ K}$$

ör
38 K de



$$\Delta H^\circ_{\text{ol}} \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$-110,5$$

$$0$$

$$-200,7$$

$$K_p = ?$$

$$\Delta G^\circ_{\text{ol}} \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

$$-137,2$$

$$0$$

$$-162,0$$

$$\Delta H^\circ = 1 \text{ mol CH}_3\text{OH} \times (-200,7 \text{ kJ/mol CH}_3\text{OH}) - (1 \text{ mol CO} \times (-110,5 \text{ kJ/mol CO})) = -90,2 \text{ kJ}$$

$$\Delta G^\circ = 1 \text{ mol CH}_3\text{OH} \times (-162,0 \text{ kJ/mol CH}_3\text{OH}) - (1 \text{ mol CO} \times (-137,2 \text{ kJ/mol CO})) = -24,8 \text{ kJ}$$

298 K de K_p = ?

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_p \quad \ln K_p = \frac{-\Delta G}{RT}$$

(7)

$$\ln K_p = \frac{-(24,8 \cdot 10^3 \text{ J/mol})}{8,3145 \frac{\text{J}}{\text{mol K}} \times 298 \text{ K}} = 10$$

$$K_p = e^{10} = 2,2 \cdot 10^4$$

500 K de K_p = ?

$$298 \text{ K de } K_p = 2,2 \cdot 10^4$$

$$\Delta H^\circ = -90,2 \cdot 10^3 \frac{\text{J}}{\text{mol}}$$

van't Hoff-Esittelsip

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

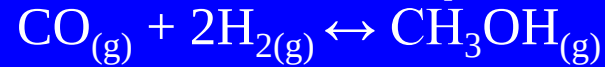
$$\ln \frac{K_p}{2,2 \cdot 10^4} = \frac{-90,2 \cdot 10^3 \text{ J/mol}}{8,3145 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}} \left(\frac{1}{298 \text{ K}} - \frac{1}{500 \text{ K}} \right)$$

$$\ln \frac{K_p}{2,2 \cdot 10^4} = -14,7 \quad \frac{K_p}{2,2 \cdot 10^4} = e^{-14,7} = 4 \cdot 10^{-7}$$

$$K_p = 9 \cdot 10^{-3}$$

Metanol doğrudan doğruya motor yakıtı olarak kullanılabildiği gibi başka yakıtlara da katılabildiği ve de başka organik bileşiklerin sentezinde çıkış maddesi olduğu için bu alkolün sentezi çok önemlidir. Metanol sentezi yaklaşık 500 K'de gerçekleştirilir.

Bu tepkimenin 500 K'de K_p değeri nedir?



1. 298 K'deki ΔH° ve ΔG° değerlerini bulunuz.

K_p 'yi hesaplayabilmek için ΔG° değerine

Van't Hoff eşitliğini kullanabilmek için ΔH° değerine ihtiyacımız var.

298 K'deki bu değerler aşağıda verilmiştir:

	$\text{CO}_{(g)} + 2\text{H}_{2(g)} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{OH}_{(g)}$		
$\Delta H^\circ_{ol}, \text{kJmol}^{-1}$	-110,5	0	-200,7
$\Delta G^\circ_{ol}, \text{kJmol}^{-1}$	-137,2	0	-162,0

$$\Delta H^\circ = 1\text{mol CH}_3\text{OH} \times (-200,7 \text{ kJ/mol CH}_3\text{OH}) - 1\text{mol CO} \times (-110,5 \text{ kJ/mol CO}) = -90,2 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G^\circ = 1\text{mol CH}_3\text{OH} \times (-162,0 \text{ kJ/mol CH}_3\text{OH}) - 1\text{mol CO} \times (-137,2 \text{ kJ/mol CO}) = -90,2 \text{ kJ}$$

2. 298 K'de K_p 'yi hesaplayınız.

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_p$$

$$\ln K_p = -\Delta G^\circ / RT = \frac{-(-24.8 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1})}{8.3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 298 \text{ K}} = 10.0$$
$$K_p = e^{10.0} = 2.2 \times 10^4$$

3. 500 K'de K_p 'yi hesaplayınız.

298 K'de $K_p = 2,2 \times 10^4$ $\Delta H^\circ = -90,2 \times 10^3 \text{ J/mol}$ van't Hoff eşitliğini kullanırsak:

$$\ln \frac{K_p}{2.2 \times 10^4} = \frac{-90.2 \times 10^3 \text{ J mol}^{-1}}{8.3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}} \left(\frac{1}{298 \text{ K}} - \frac{1}{500 \text{ K}} \right)$$
$$= -14.7$$

$$\frac{K_p}{2.2 \times 10^4} = e^{-14.7} = 4 \times 10^{-7} \quad K_p = 9 \times 10^{-3}$$