

ncert Notes for class 11 chemistry chapter 6 Hindi

सिस्टम: ब्रह्मांड के उस हिस्से का संदर्भ देता है जो अवलोकन के अंतर्गत है।
परिवेश: ब्रह्मांड में प्रणाली को छोड़कर बाकी सभी चीजों को परिवेश कहा जाता है।

The Universe = The System + The Surroundings.

Open System: एक प्रणाली में, जब ऊर्जा और पदार्थ का आदान-प्रदान होता है परिवेश, तब इसे एक खुली प्रणाली कहा जाता है।

उदाहरण के लिए: एक खुले बीकर में अभिकारकों की उपस्थिति एक खुली प्रणाली का एक उदाहरण है।
बंद प्रणाली: किसी प्रणाली को एक बंद प्रणाली कहा जाता है जब पदार्थ का कोई विनिमय नहीं होता है: लेकिन ऊर्जा का आदान-प्रदान संभव है।

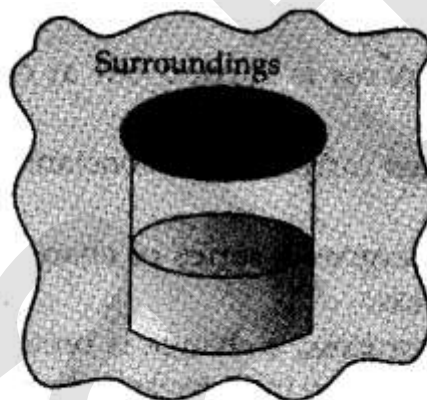


Fig. 6.1 System and the surroundings

उदाहरण के लिए: संचालन सामग्री से बने एक बंद बर्तन में अभिकारकों की उपस्थिति।

class 11 chemistry chapter 6 ncert

पृथक प्रणाली: एक प्रणाली में, जब ऊर्जा या पदार्थ का कोई भी आदान-प्रदान परिवेश के साथ नहीं होता है, पृथक प्रणाली कहलाती है।

उदाहरण के लिए: थर्मोक्लास्क में अभिकारकों की उपस्थिति, या एक अछूता बंद पोट में पदार्थ पृथक प्रणाली का एक उदाहरण है।

Isolated System: एक प्रणाली को सजातीय कहा जाता है जब उपस्थित सभी घटक एक ही चरण में होते हैं और पूरे सिस्टम में समान होते हैं।

उदाहरण के लिए: दो गलत तरल पदार्थों का मिश्रण।

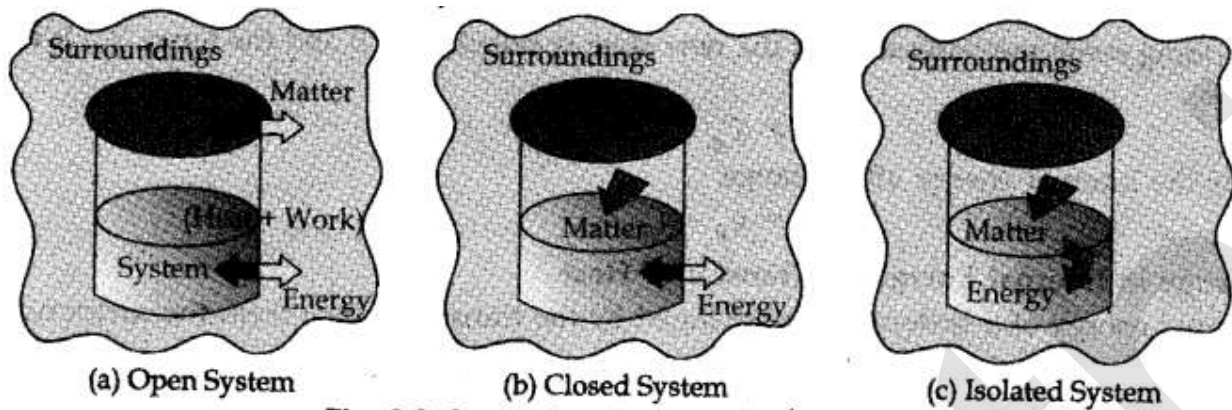


Fig. 6.2 Open, closed and isolated system.

Isolated System:

Homogeneous System: एक मिश्रण को विषम तब कहा जाता है जब इसमें दो या अधिक चरण होते हैं और रचना एक समान नहीं होती है।

उदाहरण के लिए: पानी में अघुलनशील ठोस का मिश्रण।

Heterogeneous system: एक थर्मोडायनामिक प्रणाली की स्थिति का अर्थ है उसके स्थूल या थोक गुण जिन्हें राज्य चर द्वारा वर्णित किया जा सकता है:

दबाव (P), आयतन (V), तापमान (T) और राशि (n) आदि।
उन्हें राज्य कार्यों के रूप में भी जाना जाता है।

Isothermal process: जब ऑपरेशन निरंतर तापमान पर किया जाता है, तो प्रक्रिया को इज़ोथर्मल कहा जाता है। आइसोथर्मल प्रक्रिया के लिए, $dT = 0$ जहाँ dT तापमान में परिवर्तन होता है।

Adiabatic process: यह एक ऐसी प्रक्रिया है जिसमें सिस्टम और परिवेश के बीच गर्मी का कोई हस्तांतरण नहीं होता है।

Isoobaric process: जब इस प्रक्रिया को निरंतर दबाव में किया जाता है, तो इसे आइसोबेरिक कहा जाता है।
 $dP = 0$

Isochoric process: एक प्रक्रिया जब निरंतर मात्रा में की जाती है, तो इसे प्रकृति में आइसोकोरिक के रूप में जाना जाता है।

Cyclic process: यदि कोई प्रणाली परिवर्तनों की एक श्रृंखला से गुजरती है और अंत में अपनी प्रारंभिक स्थिति में लौटती है, तो इसे चक्रीय प्रक्रिया कहा जाता है।

प्रतिवर्ती प्रक्रिया: जब किसी प्रक्रिया में, एक परिवर्तन इस तरह से लाया जाता है कि प्रक्रिया किसी भी समय, एक असीम परिवर्तन से उलट हो सकती है। परिवर्तन r को प्रतिवर्ती कहा जाता है।

यह ऊर्जा के सभी रूपों का योग है जो एक प्रणाली के पास हो सकती है।
ऊष्मप्रवैगिकी में, इसे एम द्वारा निरूपित किया जाता है जो बदल सकता है, जब

- हीट सिस्टम में या बाहर से गुजरता है
- काम सिस्टम पर या उसके द्वारा किया जाता है
- पदार्थ प्रणाली में प्रवेश करता है या छोड़ता है।

Change in Internal Energy by Doing Work

हम काम करके आंतरिक ऊर्जा में बदलाव लाएं।
बता दें कि सिस्टम की प्रारंभिक स्थिति स्टेट ए और टेंप है।

$$T_A \text{ Internal energy} = u_A$$

एक यांत्रिक कार्य करने पर नए राज्य को राज्य B और अस्थायी कहा जाता है। टी.बी. यह पाया जाता है

$$T_B > T_A$$

यूबी परिवर्तन के बाद की आंतरिक ऊर्जा है।

$$\Delta u = u_B - u_A$$

Change in Internal Energy by Transfer of Heat

एक सिस्टम की आंतरिक ऊर्जा को काम किए बिना आसपास के सिस्टम से गर्मी के हस्तांतरण द्वारा बदला जा सकता है।

$$\Delta u = q$$

जहां q सिस्टम द्वारा अवशोषित गर्मी है। इसे तापमान के अंतर के आधार पर मापा जा सकता है।

जब तापमान परिवेश से सिस्टम में स्थानांतरित हो जाता है तब $q + ve$ होता है। जब गर्मी को सिस्टम से परिवेश में स्थानांतरित किया जाता है तो q होता है।

जब राज्य का परिवर्तन कार्य और गर्मी हस्तांतरण दोनों द्वारा किया जाता है।

$$\Delta u = q + w$$

ऊष्मप्रवैगिकी का पहला कानून (ऊर्जा संरक्षण का कानून)। यह बताता है कि, ऊर्जा न तो बनाई जा सकती है और न ही नष्ट की जा सकती है। एक पृथक प्रणाली की ऊर्जा निरंतर है।

$$\Delta u = q + w.$$

आइए एक सिलेंडर पर विचार करें जिसमें एक आदर्श गैस का एक मोल होता है जिसमें एक घर्षण रहित पिस्टन फिट होता है

Total volume of the gas = V
 Pressure of the gas = P
 external pressure = P_{ex}
 If $P_{ex} > P$
 final volume = V_f
 Distance moved by the piston = l
 cross-sectional area of piston = A
 volume change $\Delta V = l \times A = (V_f - V_i)$
 $P = \frac{F}{A}$

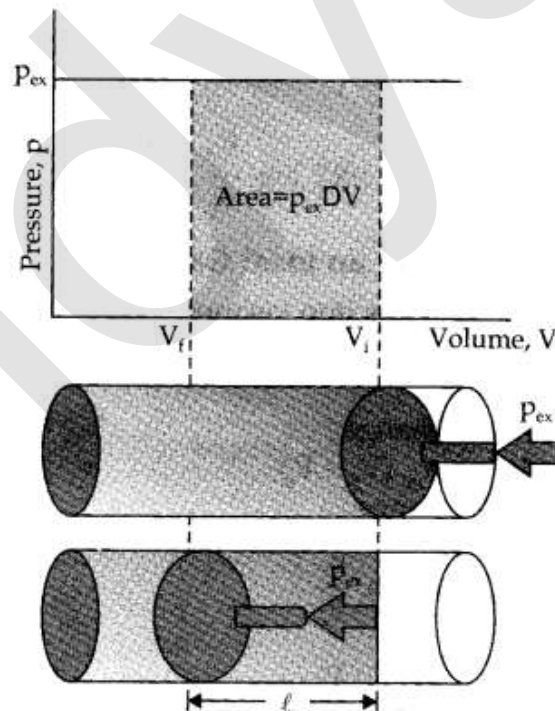


Fig. 6.3 Work done on an ideal gas in a cylinder when it is compressed by a constant external pressure, p_{ex} (in single step) is equal to the shaded area.

$$\begin{aligned}
 F &= P \times A \\
 W &= F \times d. \text{ (force} \times \text{distance)} \\
 &= P_{ex} \times A \times l = P_{ex} (-\Delta V) \\
 W &= -P \Delta V
 \end{aligned}$$

-ve sign is used for work done by the system in case of expansion in volume by conversions.

If in a system volume expands from V_1 to V_2

$$W = -\int_{V_1}^{V_2} P_{ex} dV$$

Work in ch 6 chemistry class 11

आदर्श गैस के Isothermal और प्रतिवर्ती विस्तार में काम किया

$$W_{rev.} = -\int_{V_i}^{V_f} P_{ex} dV = -\int_{V_i}^{V_f} (P_{in} \pm dP) dV$$

Since $dP \times dV$ is very small we can write,

$$W_{rev.} = -\int_{V_i}^{V_f} P_{in} dV$$

For ideal gas

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

Therefore, at constant temperature,

$$\begin{aligned}
 W_{rev.} &= -\int_{V_i}^{V_f} nRT \frac{dV}{V} = -nRT \ln \frac{V_f}{V_i} \\
 &= -2.303 nRT \log \frac{V_f}{V_i}
 \end{aligned}$$

Isothermal and Reversible Expansion of Ideal Gas

• **Isothermal and Free Expansion of an Ideal Gas**
vacuum $W = 0$ में एक आदर्श गैस के इज़ोटेर्मल विस्तार के लिए

$$\text{Since, } P_{ex} = 0 \\ \Delta U = 0, q = 0$$

(1) For isothermal irreversible change

$$q = -W = p_{ex} (V_f - V_i)$$

(2) For isothermal reversible change

$$q = -W = nRT \ln \frac{V_f}{V_i} \\ = 2.303 nRT \log \frac{V_f}{V_i}$$

For adiabatic change $q = 0$ ।
 $\Delta U = W_{ad}$

Free Expansion of an Ideal Gas

• **Enthalpy (H) For chemistry class 11 ncert solutions chapter 6**

इसे सिस्टम की कुल गर्मी सामग्री के रूप में परिभाषित किया गया है। यह आंतरिक ऊर्जा और दबाव-मात्रा के काम के योग के बराबर है।

गणितीय रूप से, $H = U + PV$

Change in enthalpy: थैलेपी में परिवर्तन उष्मा द्वारा अवशोषित या निरंतर दबाव पर प्रणाली द्वारा विकसित किया जाता है।

$$\Delta H = q_p$$

एक्सोथर्मिक प्रतिक्रिया के लिए (सिस्टम चारों ओर ऊर्जा खो देता है),
 ΔH और q_p दोनों हैं -Ve ।

एंडोथर्मिक प्रतिक्रिया के लिए (सिस्टम चारों ओर से ऊर्जा को अवशोषित करता है) ।

ΔH और q_p दोनों + वे हैं।

Let us consider a general reaction $A \longrightarrow B$

Let H_A be the enthalpy of reactant A and H_B be that of the products.

$$\begin{aligned}\therefore H_A &= U_A + PV_A \\ H_B &= U_B + PV_B \\ \Delta H &= H_B - H_A \\ &= (U_B + PV_B) - (U_A + PV_A) \\ \Delta H &= \Delta U + P\Delta V \quad (H_B - H_A) \\ \Delta H &= \Delta U + P\Delta V\end{aligned}$$

At constant pressure and temperature using ideal gas law,

$$PV_A = n_A RT \quad (\text{For reactant A})$$

$$PV_B = n_B RT \quad (\text{For product B})$$

$$\begin{aligned}\text{Thus, } PV_B - PV_A &= n_B RT - n_A RT \\ &= (n_B - n_A) RT\end{aligned}$$

$$P\Delta V = \Delta n_g RT$$

$$\therefore \Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$$

thermodynamics chemistry notes

Extensive property notes for thermodynamics in Hindi

एक व्यापक संपत्ति एक संपत्ति है जिसका मूल्य प्रणाली में मौजूद पदार्थ की मात्रा या आकार पर निर्भर करता है।
उदाहरण के लिए: द्रव्यमान, आयतन, थैलेपी आदि को व्यापक संपत्ति के रूप में जाना जाता है।

• Intensive property

गहन गुण पदार्थ के आकार या प्रणाली में मौजूद पदार्थ की मात्रा पर निर्भर नहीं करते हैं।
उदाहरण के लिए: तापमान, घनत्व, दबाव आदि को गहन गुण कहा जाता है।

• Heat capacity

तापमान में वृद्धि हस्तांतरित ताप के समानुपाती होती है।

$$q = \text{coeff.} \times \Delta T$$

$$q = C\Delta T$$

जहाँ, गुणांक C को ऊष्मा क्षमता कहा जाता है।
 C पदार्थ की मात्रा के सीधे आनुपातिक है।

$$C_m = C/n$$

यह पदार्थ के 1 मोल की ऊष्मा क्षमता है।

• Molar heat capacity

इसे किसी पदार्थ का तापमान 1° (केल्विन या सेल्सियस) बढ़ाने के लिए आवश्यक ऊष्मा की मात्रा के रूप में परिभाषित किया गया है।

• Specific Heat Capacity

इसे किसी पदार्थ के एक इकाई द्रव्यमान का तापमान 1° (केल्विन या सेल्सियस) बढ़ाने के लिए आवश्यक ऊष्मा के रूप में परिभाषित किया गया है।

$$q = C \times m \times \Delta T$$

जहाँ पदार्थ का $m =$ द्रव्यमान

$\Delta T =$ तापमान में वृद्धि।

• Relation Between C_p and C_v for an Ideal Gas For notes for thermodynamics in Hindi

निरंतर मात्रा में ताप क्षमता = C_v

निरंतर दबाव ताप क्षमता = C_p

निरंतर मात्रा में $q_v = C_v \Delta T = \Delta U$

निरंतर दबाव पर $q_p = C_p \Delta T = \Delta H$

एक आदर्श गैस के एक मोल के लिए

$$\Delta H = \Delta U + \Delta (PV) = \Delta U + RT$$

$$\Delta H = \Delta U + R\Delta T$$

And ΔH और ΔU के मूल्यों को प्रतिस्थापित करने पर, समीकरण को संशोधित किया जाता है

$$C_p \Delta T = C_v \Delta T + R \Delta T$$

या

$$C_p - C_v = R$$

• Measurement of ΔU and ΔH —Calorimetry

InationU का निर्धारण: isU को एक विशेष प्रकार के कैलोरीमीटर में मापा जाता है, जिसे बम कैलोरीमीटर कहा जाता है।

कैलोरीमीटर के साथ काम करना। कैलोरीमीटर में एक मजबूत पोत होता है जिसे बम (बम) कहा जाता है, जो बहुत उच्च दबाव का सामना कर सकता है। यह सुनिश्चित करने के लिए पानी के स्नान से घिरा हुआ है कि आसपास कोई भी गर्मी न हो।

Procedure: दहनशील पदार्थ का एक ज्ञात द्रव्यमान स्टील बम में शुद्ध डाइऑक्सीजन के दबाव में जलाया जाता है। प्रतिक्रिया के दौरान विकसित गर्मी को पानी में स्थानांतरित किया जाता है और इसके तापमान पर नजर रखी जाती है।

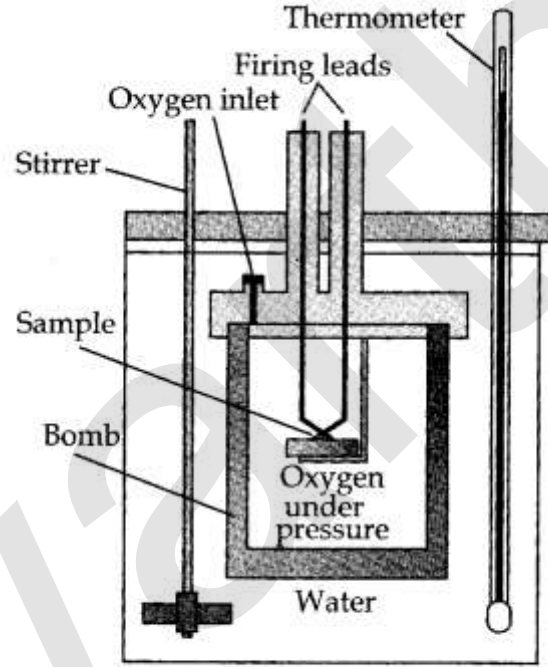


Fig. 6.4 Bomb calorimeter

During the process volume remains constant

$$\Delta V = 0$$

Temperature change of the calorimeter is converted to q_v .
The value of ΔU can be calculated using the formula.

$$\Delta U = Q \times \Delta T \times \frac{M}{m}$$

Q = heat capacity of the calorimeter.

ΔT = rise in temperature.

m = mass of the substance taken

M = Molecular mass of the substance.

Determination of ΔH : At constant pressure heat evolved or absorbed is Δq_p is equal to the heat of reaction or enthalpy of reaction $\Delta_r H$.

In exothermic reaction, Δq_p and $\Delta_r H$ both will be -ve (negative).

In endothermic reaction, Δq_p and $\Delta_r H$ both will be +ve (positive).

Heat change at constant pressure can be done in a calorimeter shown in the fig. 6.5.

Enthalpy Change $\Delta_r H$ of a reaction

The enthalpy change in a chemical reaction is given by the symbol $\Delta_r H$.

$$\Delta_r H = (\text{Sum of enthalpies of products}) - (\text{Sum of enthalpies of reactants})$$

$$\Delta_r H = \sum_i a_i H_{\text{products}} - \sum_i b_i H_{\text{reactants}}$$

a_i and b_i are the stoichiometric coefficients.

Standard enthalpy of reactions: When reaction takes place at the standard state of substance the enthalpy of reaction is known as standard enthalpy.

It is denoted by ΔH^\ominus .

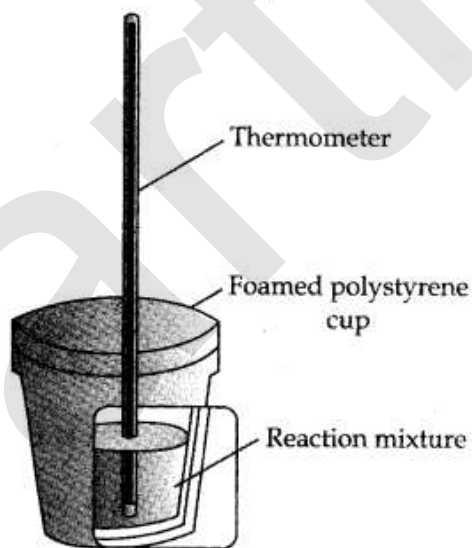


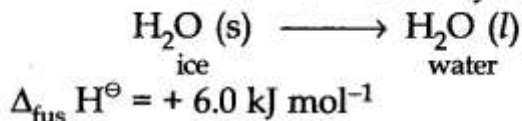
Fig. 6.5 Calorimeter for measuring heat changes at constant pressure (atmospheric pressure).

class 11 chemistry chapter 6

• Enthalpy Changes During Phase Transformation

संलयन का आंत्रशोथ: संलयन का आंत्रशोथ एक ऊष्मा ऊर्जा है या जब इसके पिघलने बिंदु पर एक ठोस के एक मोल को तरल अवस्था में परिवर्तित किया जाता है, तो थैलीसी में परिवर्तन होता है।

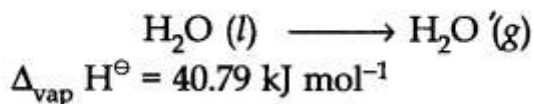
For example: Enthalpy of fusion of ice at 273 K is 6.0 kJ mol^{-1}



Enthalpy Changes During Phase Transformation

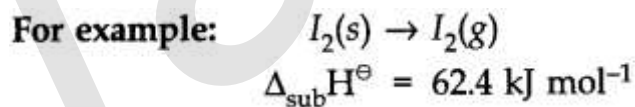
वाष्पीकरण की एन्टैलीपी: इसे उष्मा ऊर्जा के रूप में परिभाषित किया जाता है या जब इसके उबलते बिंदु पर तरल का एक मोल गैसीय अवस्था में बदल जाता है।

For example:



class 11 chemistry chapter 6 ncert solutions

Enthalpy of Sublimation: उच्च बनाने की क्रिया की तापीय धारिता को उष्मा ऊर्जा में परिवर्तन या थैलीपी में परिवर्तन के रूप में परिभाषित किया जाता है जब ठोस का एक मोल सीधे उसके गलनांक से नीचे के तापमान पर गैसीय अवस्था में परिवर्तित हो जाता है।

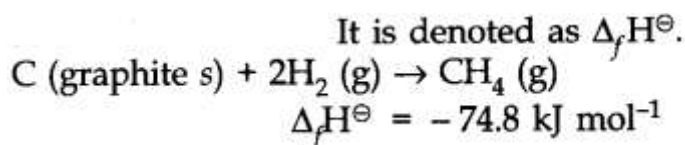


Enthalpy of Sublimation:

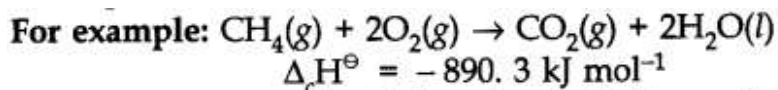
• Standard Enthalpy of Formation for thermodynamics notes pdf :-

गठन की एन्थेल्पी को 298K पर तापमान की मानक स्थितियों और 1 एटीएम दबाव में इसके गठन तत्वों से किसी पदार्थ के 1 मोल के गठन में थैलीपी में परिवर्तन के रूप में परिभाषित किया गया है।

Enthalpy of Combustion: इसे उष्मा ऊर्जा के रूप में परिभाषित किया जाता है या थैलीपी में परिवर्तन होता है जो वायु या ऑक्सीजन के अतिरिक्त किसी पदार्थ के 1 मोल के दहन के साथ होता है।



thermodynamics chemistry notes



The negative sign of enthalpy change indicates that this is an exothermic reaction.

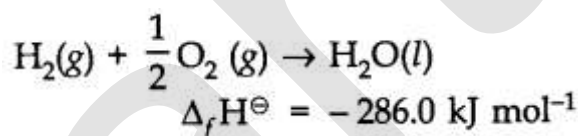
Enthalpy of Combustion:

• **Thermochemical Equation**

संतुलित रासायनिक समीकरण $\Delta_r H$ के मान और अभिकारकों और उत्पादों की भौतिक अवस्था को थर्मोकैमिकल समीकरण के रूप में जाना जाता है।

Conventions regarding thermochemical equations

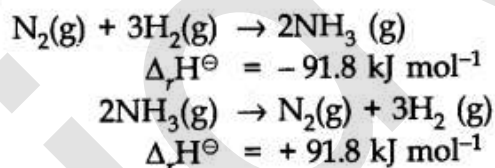
1. एक संतुलित थर्मोकैमिकल समीकरण में गुणांक अभिकर्मकों और प्रतिक्रिया में शामिल उत्पादों के मोल्स की संख्या को संदर्भित करता है।



Thermochemical Equation

- The numerical value of $\Delta_r H^\ominus$ refers to the number of moles of substance specified by an equation.
- If a chemical reaction is reversed, the value of $\Delta_r H^\ominus$ is reversed in sign.

For example:

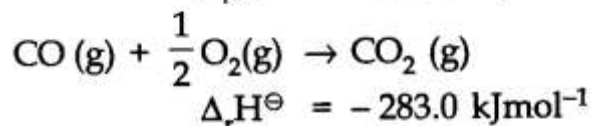
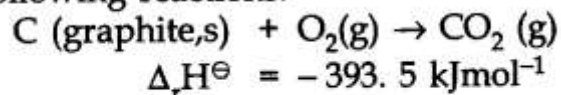


thermodynamics chemistry notes

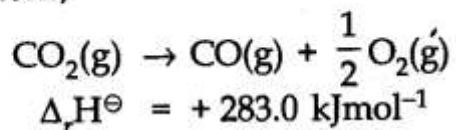
• **Hess's Law of Constant Heat Summation**

किसी प्रतिक्रिया में उष्मा की कुल मात्रा विकसित या अवशोषित होती है, चाहे प्रतिक्रिया एक चरण में हो या कितने चरणों में हो।

Let us consider the following reactions:



On combining the two reactions,



Hess's Law of Constant Heat Summation

प्रत्यक्ष प्रयोग द्वारा आयनिक यौगिक के जालीदार थैली को निर्धारित करना संभव नहीं है। इस प्रकार, इसकी गणना निम्नलिखित चरणों द्वारा की जा सकती है। इन चरणों को दिखाने वाले आरेख को बोर्न-हैबर साइकिल के रूप में जाना जाता है।

1. $\text{Na (s)} \longrightarrow \text{Na (g)}$
 $\Delta_{\text{sub}} H^\ominus = 108.4 \text{ kJ mol}^{-1}$
2. $\text{Na (g)} \longrightarrow \text{Na}^+ \text{ (g)} + e^- \text{ (g)}$
ionization enthalpy $\Delta_i H^\ominus = 496 \text{ kJ mol}^{-1}$
3. $\frac{1}{2} \text{Cl}_2 \text{ (g)} \longrightarrow \text{Cl (g)}$
bond dissociation enthalpy $\frac{1}{2} \Delta_{\text{bond}} H^\ominus = 121 \text{ kJ mol}^{-1}$
4. $\text{Cl (g)} + e^- \text{ (g)} \longrightarrow \text{Cl}^- \text{ (g)}$
The electron gain enthalpy $\Delta_{\text{eg}} H^\ominus = -348.6 \text{ kJ mol}^{-1}$
5. $\text{Na}^+ \text{ (g)} + \text{Cl}^- \text{ (g)} \longrightarrow \text{Na}^+ \text{Cl}^- \text{ (s)}$

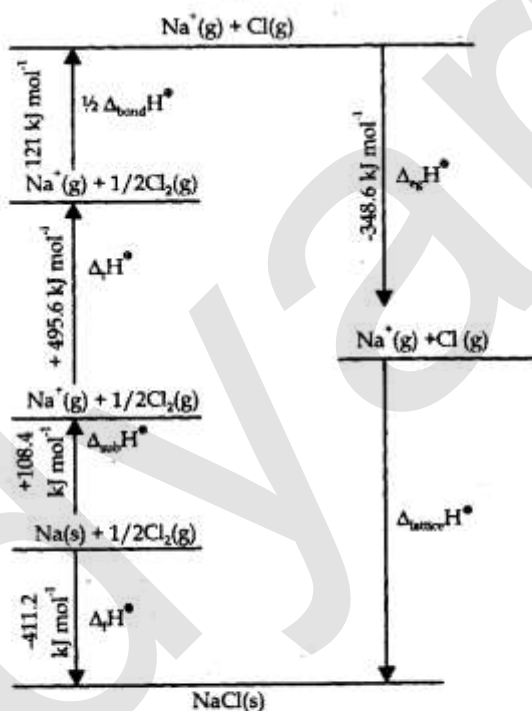


Fig. 6.6 Enthalpy diagram for lattice enthalpy of NaCl

Applying Hess's law

$$\Delta_{\text{Lattice}} H^\ominus = 411.2 + 108.4 + 121 + 496 - 348.6$$

$$\Delta_{\text{Lattice}} H^\ominus = +788 \text{ kJ}$$

class 11 chemistry chapter 6

• Spontaneity

Spontaneous Process: एक प्रक्रिया जो स्वयं हो सकती है या होने की प्रवृत्ति होती है उसे सहज प्रक्रिया कहा जाता है।

सहज प्रक्रिया को तात्कालिक नहीं होना चाहिए। इसकी वास्तविक गति बहुत धीमी से काफी तेज भिन्न हो सकती है।

A few examples of spontaneous process are:

- (i) आम नमक अपने आप पानी में घुल जाता है।
 (ii) कार्बन मोनोऑक्साइड अपने स्वयं के कार्बन डाइऑक्साइड को ऑक्सीकृत करता है।

• Entropy (S)

एन्ट्रॉपी एक प्रणाली की यादृच्छिकता या विकार की डिग्री का एक उपाय है। किसी पदार्थ का प्रवेश ठोस अवस्था में न्यूनतम होता है जबकि यह गैसीय अवस्था में अधिकतम होता है।
 सहज प्रक्रिया में एन्ट्रॉपी में परिवर्तन को ΔS के रूप में व्यक्त किया जाता है

Mathematically,

$$\text{Change in entropy } (\Delta S) = S_{\text{final state (product)}} - S_{\text{initial state (reactions)}}$$

For reversible and isothermal process,

$$\text{Change in entropy } \Delta S = \frac{q_{rev}}{T} = \frac{\Delta H}{T}$$

When a system is in equilibrium, $\Delta S = 0$

Second law of thermodynamics: The entropy of universe is continuously increasing due to spontaneous processes taking place in it.

$$\Delta S_{\text{system}} + \Delta S_{\text{surrounding}} > 0 \text{ i.e., } \Delta S_{\text{total}} > 0$$

Entropy

• Gibbs Energy and Spontaneity

एक नया थर्मोडायनामिक फ़ंक्शन, गिब्स ऊर्जा या गिब्स फ़ंक्शन जी, जी = एच-टीएस के रूप में परिभाषित किया जा सकता है

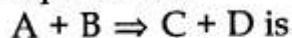
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

गिब्स ऊर्जा परिवर्तन = थैलेपी परिवर्तन - तापमान x एन्ट्रॉपी परिवर्तन ΔG निरंतर दबाव और तापमान पर सहजता के लिए एक मानदंड देता है, (i) यदि ΔG नकारात्मक है (< 0) तो प्रक्रिया सहज है।

(ii) यदि ΔG सकारात्मक है (> 0) तो प्रक्रिया गैर-स्वतःस्फूर्त है।

प्रतिवर्ती प्रतिक्रिया में मुक्त ऊर्जा परिवर्तन

The criterion for equilibrium



$$\Delta_r G = 0$$

When all the reactants and products are in standard state, $\Delta_r G^\ominus$ is related to the equilibrium constant of the reaction as

$$\begin{aligned} 0 &= \Delta_r G^\ominus - RT \ln K \\ \Delta_r G^\ominus &= -RT \ln K \\ \Delta_r G^\ominus &= -2.303 RT \log K \\ \Delta_r G^\ominus &= \Delta_r H^\ominus - T\Delta_r S^\ominus \\ &= -RT \ln K \end{aligned}$$

chemistry chapter 6 class 11

- **Thermodynamics:** Deals with the energy changes in chemical or physical process.

- **First law of thermodynamics**

$$\Delta U = q + w \quad (\text{Where } w \text{ is the work done on the system})$$

- **Change in internal energy and enthalpy is related as**

$$\Delta H = \Delta U + P\Delta V$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$$

ΔH is negative for exothermic reactions and positive for endothermic reactions.

Heat changes at constant pressure

$$\Delta H = q_p$$

- **Hess's law**

Enthalpy change for chemical reaction can be determined by

$$\Delta_r H = \sum_f (a_i \Delta_f H_{\text{products}}) - \sum_i (b_i \Delta_f H_{\text{reactants}})$$

- **Entropy:** Is a measure of disorder or randomness.

For a spontaneous change, total entropy change is positive.

For Bilated system

$$\Delta U = 0, \quad \Delta S > 0$$

Entropy change can be measured by the equation

$$\Delta S = \frac{q_{rev}}{T} \text{ for a reversible process.}$$

- **Gibbs energy**

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

For a spontaneous change

$$\Delta G_{sys} < 0 \quad \text{and at equilibrium}$$

$$\Delta G_{sys} = 0$$

Standard Gibbs energy is related to equilibrium constant by

$$\Delta_r G^\ominus = -RT \ln K$$