

KEY POINTS-

The branch of science which deals with the quantitative relationship between heat and other forms of energies is called thermodynamics.

Some Important Terms Related to Thermodynamics

- (i) **System** : It refers to that part of universe in which observations are made.
- (ii) **Surroundings** : The remaining part of universe other than the system is known as surroundings.
- (iii) **Boundary** : The wall that separates the system from the surroundings is called boundary.

Types of Systems

- (i) **Open system** : In open system, there is exchange of both energy and matter between system and surrounding.
- (ii) **Closed system** : In closed system, there is exchange of energy only between system and surrounding.
- (iii) **Isolated system** : In isolated system neither energy nor matter is exchanged between system and surrounding.

Intensive Properties : A property which do not depend on the quantity or size of matter present in the system is known as Intensive properties. e.g. temperature, density, pressure etc

Extensive Properties : A property whose value depends on the quantity or size of matter present in the system is known as extensive properties. e.g. mass, volume, internal energy, enthalpy, heat capacity etc.

State functions : The variable whose values depend only on the state of the system and not on how it is reached is known as state functions. e.g., ΔU , ΔH , ΔG , volume, temperature, pressure etc.

Path functions : These depend upon the path followed, e.g., work, heat, etc.

Thermodynamic Process : It is the operation which brings change in the state of the system. The different types of thermodynamic processes are :-

- (i) **Isothermal process** : In which temperature remains constant. ($\Delta T = 0$)
- (ii) **Isochoric process** : In which volume remains constant. ($\Delta V = 0$)
- (iii) **Isobaric process** : In which pressure remains constant. ($\Delta P = 0$)

- (iv) **Adiabatic process** : In which there is no transfer of heat between system and surroundings. ($q = 0$).
- (v) **Cyclic process** : It is a process in which system returns to its original state after undergoing a series of change, i.e., $\Delta U_{\text{cyclic}} = 0$; $\Delta H_{\text{cyclic}} = 0$
- (vi) **Reversible process** : A process or change is said to be reversible, if a change is brought out in such a way that the process could, at any moment, be reversed by an infinitesimal change.
- (vii) **Irreversible process** : The processes other than reversible processes are known as irreversible processes. All natural processes are Irreversible.

Internal Energy (U) : It is the total energy within the substance. It is the sum of all types of energies of the system like chemical, electrical, mechanical, vibrational, translational, etc. It is a extensive property and state function.

Zeroth Law of Thermodynamics or Law of Thermal Equilibrium : This law states that, if the two systems are in thermal equilibrium with a third system then they are also in thermal equilibrium with each other.

First Law of Thermodynamics : It states that, The energy of an isolated system is constant.

Mathematically, $\Delta U = q + w$

Sign convention

- (i) q is + ve , when heat is transferred from the surroundings to the system.
- (ii) q is - ve , when heat is transferred from system to the surroundings.
- (iii) w is + ve , when work is done on the system.
- (iv) w is - ve , when work is done by the system.

Modes of Transference of Energy:

Heat (q) and Work (w)

Expression for Pressure - Volume Work

- (i) For isothermal irreversible change
 $q = -w = P_{\text{ext}}(V_f - V_i)$
- (ii) For isothermal reversible change
 $q = -w = 2.303 nRT \log V_f / V_i$
- (iii) For adiabatic change, $q = 0$, $\Delta U = W_{\text{ad}}$
- (iv) For isothermal expansion of an ideal gas into vacuum, $w = 0$

Heat Capacity

- (i) **Heat Capacity of a System(C)** : Heat Capacity of a system is defined as the amount of heat required to raise the temperature of a system by 1° C.
- (ii) **Molar Heat Capacity(C_m)** : The quantity of heat required to raise the temperature of one mol of a substance by one degree celsius (or one kelvin) is called molar heat capacity.
- (iii) **Specific Heat Capacity(c)** : The quantity of heat required to raise the temperature of one unit mass of a substance by one degree celsius (or one kelvin) is called specific heat capacity.

$$\text{Heat (q)} = m \times c \times \Delta T$$

where, m = mass of substance

c = specific heat or heat capacity

ΔT = change in temperature

Relation between C_p (Molar heat capacity at constant pressure) and C_v (Molar heat capacity at constant volume) for one mol of ideal gas

$$C_p - C_v = R \text{ (where R is universal gas constant)}$$

Enthalpy (H) : It is defined as sum of internal energy and pressure-volume work. It is a state function and extensive property.

$$\text{Mathematically, } H = U + PV$$

Like U, absolute value of H also cannot be known, ΔH is determined experimentally.

$$\Delta H = H_2 - H_1 = \Delta H_p - \Delta H_R$$

For exothermic reaction $\Delta H = -ve$ and for endothermic reaction $\Delta H = +ve$. Relationship between ΔH and ΔU

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n(g) RT$$

Here, $\Delta n(g)$ = change in the number of gas moles.

Enthalpy or Heat of Reaction ($\Delta_r H$)

It is the change in enthalpy that accompanies a chemical reaction represented by a balanced chemical equation.

$$\Delta_r H = \Delta H_{(p)} - \Delta H_{(R)}$$

Factors affecting enthalpy of reaction

- (i) Physical state of reactants and products.
- (ii) Allotropic forms of elements involved.
- (iii) Chemical composition of reactants and products.
- (iv) Amount of reactants.
- (v) Temperature.

Various Forms of Enthalpy of Reaction

- (i) **Standard enthalpy of reaction($\Delta_r H^0$)** : The standard enthalpy of reaction is the enthalpy change for a reaction when all the participating substances are in their standard states.

The standard state of a substance at a specified temperature is its pure form at 1 bar.

$$\Delta_r H^0 = [\text{sum of standard enthalpies of formation reactants}] - [\text{sum of standard enthalpies formation of products}]$$

- (ii) **Standard enthalpy of fusion ($\Delta_{fus} H^0$)** : The enthalpy change that accompanies melting of one mole of a solid substance in standard state is called standard enthalpy of fusion or molar enthalpy of fusion.

- (iii) **standard enthalpy of vaporization ($\Delta_{vap} H^0$)** : Amount of heat required to vaporize one mole of a liquid at constant temperature and under standard pressure (1bar) is called its standard enthalpy of vaporization or molar enthalpy of vaporization.

- (iv) **Standard enthalpy of sublimation($\Delta_{sub} H^0$)** : Standard enthalpy of sublimation, is the change in enthalpy when one mole of a solid substance sublimates at a constant temperature and under standard pressure (1bar).

- (v) **Standard enthalpy of formation($\Delta_f H^0$)** : The standard enthalpy change for the formation of one mole of a compound from its elements in their most stable states of aggregation (also known as reference states) is called Standard Molar Enthalpy of Formation.

- (vi) **Standard enthalpy of combustion ($\Delta_c H^0$)**: Standard enthalpy of combustion is defined as the enthalpy change per mole (or per unit amount) of a substance, when it undergoes combustion and all the reactants and products being in their standard states at the specified temperature.

- (vii) **Enthalpy of atomisation ($\Delta_a H^0$)**: It is the enthalpy change on breaking one mole of bonds completely to obtain atoms in the gas phase.

- (viii) **Enthalpy of solution($\Delta_{sol} H^0$)** : Enthalpy of solution of a substance is the enthalpy change when one mole of it dissolves in a specified amount of solvent.

- (ix) **Enthalpy of Neutralisation ($\Delta_n H^0$)** : It is the enthalpy change that takes place when 1 g-equivalent of an acid (or base) is neutralised by 1 g-equivalent of a base (or acid) in dilute solution. Enthalpy of neutralisation of strong

acid and strong base is always constant, i.e., 57.1 kJ.

Hess's Law of Constant Heat Summation : This law states that the change in enthalpy for a reaction is the same whether the reaction takes place in one step or in a series of steps.

According to Hess's law

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

Applications of Hess's law are

- In determination of heat of formation.
- In determination of heat of transition.
- In determination of heat of hydration.
- To calculate bond energies.

Bond Enthalpy ($\Delta_{\text{bond}}H^0$) : It is the average amount of energy required to break one mole of bonds in gaseous molecules.

Bond Dissociation Enthalpy ($\Delta_{\text{diss}}H^0$) : The energy required to break the particular bond in a gaseous molecule is called bond dissociation enthalpy.

In diatomic molecule, bond dissociation enthalpy = Bond enthalpy

In polyatomic molecule, bond dissociation enthalpy \neq Bond Enthalpy

$$\Delta_rH = [\text{sum of bond enthalpies of reactants}] - [\text{sum of bond enthalpies of products}]$$

Entropy (S) : Entropy is defined as a measure of randomness or disorder of a system.

The change in entropy during a process is mathematically given as

$$\Delta_rS^\circ = \sum S^\circ (\text{products}) - \sum S^\circ (\text{reactants}) = q_{\text{rev}} / T = \Delta H / T$$

Spontaneous Process : A spontaneous process is an irreversible process and may only be reversed by some external agency. All natural processes are spontaneous process.

Second Law of Thermodynamics : The entropy of the universe is always increasing in the course of every spontaneous or natural change. $\Delta S_{\text{universe}} > 0$ or $\Delta S_{\text{syst}} + \Delta S_{\text{surr}} > 0$

Gibb's Energy or Gibb's Free Energy : A function which is used to measure the maximum amount of work done in a thermodynamic system at a constant temperature and pressure is called Gibbs free energy.

Mathematically, $G = H - TS$

Change in Gibbs energy during the process given by Gibbs Helmholtz equation :

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

The Gibbs energy criterion of spontaneity

If $\Delta G > 0$, process is non-spontaneous

If $\Delta G < 0$, process is spontaneous

If $\Delta G = 0$, process is in equilibrium state

Third Law of Thermodynamics : As the temperature of any pure crystalline substance increases towards absolute zero, the entropy also increases towards zero.

Relation between Gibb's Free Energy and Equilibrium constant

$$\Delta G = - 2.303 RT \log K_c$$

प्रमुख बिंदु

विज्ञान की वह शाखा जो ऊष्मा और अन्य प्रकार की ऊर्जाओं के बीच मात्रात्मक संबंध से संबंधित है, उष्मागतिकी कहलाती है।

ऊष्मागतिकी से संबंधित कुछ महत्वपूर्ण शब्द

- निकाय :** यह ब्रह्मांड के उस भाग को संदर्भित करता है जिस पर प्रेक्षण किए जाते हैं।
- परिवेश :** निकाय के अलावा ब्रह्मांड के शेष भाग परिवेश कहलाता है।
- परिसीमा :** वह दीवार जो निकाय को परिवेश से अलग करती है, परिसीमा कहलाती है।

निकाय के प्रकार

- खुला निकाय :** खुला निकाय में, निकाय और परिवेश के बीच ऊर्जा और द्रव्य दोनों का आदान-प्रदान होता है।
- बंद निकाय :** बंद निकाय में, केवल ऊर्जा का आदान-प्रदान निकाय और परिवेश के बीच होता है।
- विलगित निकाय :** विलगित निकाय में, निकाय और परिवेश के बीच न तो ऊर्जा और न ही द्रव्य का आदान-प्रदान होता है।

गहन गुण : वह गुण जिसका मान निकाय में उपस्थित द्रव्य की मात्रा या साइज़ पर निर्भर नहीं करता है, गहन गुण कहलाता है। जैसे ताप, घनत्व, दाब आदि।

विस्तीर्ण गुण : वह गुण जिसका मान निकाय में उपस्थित द्रव्य की मात्रा या साइज़ पर निर्भर नहीं करता है, विस्तीर्ण गुण कहलाता है। जैसे द्रव्यमान, आयतन, आंतरिक ऊर्जा, एन्थैल्पी, ऊष्माधारिता आदि।

अवस्था फलन : वह चर जिसका मान केवल निकाय की अवस्था पर निर्भर करता है, न कि उस तक पहुंचने के तरीके पर निर्भर करता है, उसे अवस्था फलन के रूप में जाना जाता है। जैसे, ΔU , ΔH , ΔG , आयतन, तापमान, दबाव आदि।

पथ कार्य : ये अनुसरण किए गए पथ पर निर्भर करते हैं, जैसे, कार्य, ऊष्मा, आदि।

ऊष्मागतिकी प्रक्रम : यह वह प्रक्रिया है जो निकाय की स्थिति में बदलाव लाता है। ऊष्मागतिकी प्रक्रम विभिन्न प्रकार की होती हैं :-

- (i) **समतापी प्रक्रम** : जिसमें तापमान स्थिर रहता है। ($\Delta T = 0$)
- (ii) **सम-आयतनी प्रक्रम** : जिसमें आयतन स्थिर रहता है। ($\Delta v = 0$).
- (iii) **समदाब प्रक्रम** : जिसमें दाब स्थिर रहता है। ($\Delta P = 0$).
- (iv) **रुद्धोष्म प्रक्रम** : एक उष्मागतिक प्रक्रिया जिसमें प्रणाली और आसपास के बीच ऊष्मा का आदान प्रदान नहीं होता है, उसे रुद्धोष्म प्रक्रम कहते हैं। ($q = 0$)
- (v) **चक्रीय प्रक्रम** : यह एक ऐसी प्रक्रिया है जिसमें निकाय परिवर्तन की एक श्रृंखला से गुजरने के बाद अपनी मूल स्थिति में लौट आता है, यानी, ΔU चक्रीय = 0; ΔH चक्रीय = 0
- (vi) **उत्क्रमणीय प्रक्रम** : एक प्रक्रम या परिवर्तन तभी 'उत्क्रमणीय प्रक्रम' कहलाता है, जब इसे किसी भी क्षण अनंतसूक्ष्म परिवर्तन के द्वारा उत्क्रमित किया जा सके।
- (vii) **अनुत्क्रमणीय प्रक्रम** : उत्क्रमणीय प्रक्रम के अतिरिक्त अन्य सारे प्रक्रमों को अनुत्क्रमणीय प्रक्रम कहते हैं। सभी प्राकृतिक प्रक्रम अनुत्क्रमणीय होते हैं।

आंतरिक ऊर्जा (U) : यह निकाय की भीतर का कुल ऊर्जा होता है। यह निकाय की सभी प्रकार की ऊर्जाओं जैसे रासायनिक, विद्युत, यांत्रिक, कंपन, ट्रांसलेशनल आदि का योग है। यह एक विस्तीर्ण गुण और अवस्था फलन है।

ऊष्मागतिकी का शून्य नियम या तापीय संतुलन का नियम

इस नियम के अनुसार, यदि दो निकायों किसी तीसरी निकाय के साथ तापीय संतुलन में हैं तो वे एक दूसरे के साथ भी तापीय संतुलन में होते हैं।

ऊष्मागतिकी का प्रथम नियम : इस नियम के अनुसार, एक विलगित निकाय की ऊर्जा अपरिवर्तनीय होती है।

गणितीय रूप से, $\Delta U = q + w$

संकेत परिपाटी

- (i) q +ve होता है, जब ऊष्मा को परिवेश से निकाय में स्थानांतरित किया जाता है
- (ii) q -ve होता है, जब ऊष्मा को निकाय से परिवेश में स्थानांतरित किया जाता है
- (iii) w +ve होता है, जब निकाय पर कार्य किया जाता है (iv) w -ve होता है, जब निकाय द्वारा कार्य किया जाता है

ऊर्जा के स्थानांतरण के तरीके : ऊष्मा (q) और कार्य (w)

दाब - आयतन कार्य के व्यंजक :-

(i) **समतापीय अनुत्क्रमणीय प्रक्रम के लिए**

$$q = -w = P_{\text{ext}}(V_f - V_i)$$

(ii) **समतापीय उत्क्रमणीय प्रक्रम के लिए**

$$q = -w = 2.303 nRT \log V_f / V_i$$

(iii) **रुद्धोष्म प्रक्रम के लिए,**

$$q = 0, \Delta U = W_{\text{ad}}$$

(iv) **निर्वात में एक आदर्श गैस के समतापीय प्रसरण के लिए, $w = 0$**

ऊष्माधारिता

- (i) **निकाय की ऊष्माधारिता (C)** : किसी निकाय की ऊष्माधारिता को किसी निकाय का तापमान 1°C बढ़ाने के लिए आवश्यक ऊष्मा की मात्रा के रूप में परिभाषित किया जाता है।
- (ii) **मोलर ऊष्माधारिता (C_m)** : किसी पदार्थ के एक मोलर द्रव्यमान का तापमान एक डिग्री सेल्सियस (या एक केल्विन) बढ़ाने के लिए आवश्यक ऊष्मा की मात्रा को विशिष्ट ऊष्माधारिता कहा जाता है।
- (iii) **विशिष्ट ऊष्माधारिता (c)** : किसी पदार्थ के एक इकाई द्रव्यमान का तापमान एक डिग्री सेल्सियस (या एक केल्विन) बढ़ाने के लिए आवश्यक ऊष्मा की मात्रा को विशिष्ट ऊष्माधारिता कहा जाता है।

$$\text{ऊष्मा (q)} = m \times c \times \Delta T$$

जहां, m = पदार्थ का द्रव्यमान

c = विशिष्ट ऊष्मा या ऊष्माधारिता

ΔT = तापमान में परिवर्तन

एक मोल आदर्श गैस के लिए C_p (स्थिर दाब पर मोलर ऊष्माधारिता) और C_v (स्थिर आयतन पर मोलर ऊष्माधारिता) के बीच संबंध :

$$C_p - C_v = R \text{ (जहाँ R सार्वभौमिक गैस स्थिरांक है)}$$

एन्थैल्पी (H) : इसे आंतरिक ऊर्जा और दाब - आयतन कार्य के योग के रूप में परिभाषित किया जाता है। यह एक विस्तीर्ण गुण और अवस्था फलन है।

गणितीय रूप से, $H = U + PV$ U की तरह, H का निरपेक्ष मान भी ज्ञात नहीं किया जा सकता है, ΔH प्रयोगात्मक रूप से निर्धारित किया जाता है।

$\Delta H = H_2 - H_1 = \Delta H_p - \Delta H_R$ ऊष्माक्षेपी अभिक्रियाओं के लिए ΔH ऋणात्मक होता है, जहाँ अभिक्रिया के दौरान ऊष्मा उत्सर्जित होती है एवं ऊष्माशोषी अभिक्रियाओं के लिए ΔH धनात्मक होता है, जहाँ परिवेश से ऊष्मा का अवशोषण होता है।

ΔH और ΔU के बीच संबंध :-

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n(g) RT \text{ यहाँ, } \Delta n(g) = \text{गैस मोल्स की संख्या में परिवर्तन।}$$

एन्थैल्पी या अभिक्रिया की ऊष्मा ($\Delta_r H$) : यह एन्थैल्पी में परिवर्तन है जो एक संतुलित रासायनिक समीकरण द्वारा प्रस्तुत रासायनिक अभिक्रिया के साथ होता है।

$$\Delta_r H = \Delta H_{(p)} - \Delta H_{(R)}$$

अभिक्रिया की एन्थैल्पी को प्रभावित करने वाले कारक

- (i) अभिकारकों और उत्पादों की भौतिक स्थिति।
- (ii) शामिल तत्वों के अपरूप।
- (iii) अभिकारकों और उत्पादों की रासायनिक संरचना।
- (iv) अभिकारकों की मात्रा।
- (v) ताप

अभिक्रिया की एन्थैल्पी के विभिन्न रूप

(i) अभिक्रिया की मानक एन्थैल्पी ($\Delta_r H^0$) : किसी रासायनिक अभिक्रिया की मानक एन्थैल्पी वह एन्थैल्पी परिवर्तन है, जब अभिक्रिया में भाग लेनेवाले सभी पदार्थ अपनी मानक अवस्थाओं में हों।

किसी पदार्थ की मानक अवस्था किसी निर्दिष्ट ताप पर उसका वह शुद्ध रूप है, जो 298K, 1bar दाब पर पाया जाता है।

$\Delta_r H^0 =$ [अभिकारकों की मानक विरचन एन्थैल्पी का योग] - [उत्पादों के मानक विरचन एन्थैल्पी का योग]

(ii) मानक गलन एन्थैल्पी ($\Delta_{fus} H^0$) : प्रति मोल ठोस पदार्थ के गलन में होनेवाले एन्थैल्पी परिवर्तन को पदार्थ की गलन एन्थैल्पी या मोलर गलन एन्थैल्पी कहा जाता है।

(iii) मानक वाष्पन एन्थैल्पी ($\Delta_{vap} H^0$) : किसी द्रव के एक मोल को स्थिर ताप एवं मानक दाब (1 बार) पर वाष्पीकृत करने के लिए आवश्यक ऊष्मा को उसकी वाष्पन एन्थैल्पी या मोलर वाष्पन एन्थैल्पी कहते हैं।

(iv) मानक ऊर्ध्वपातन एन्थैल्पी ($\Delta_{sub} H^0$) : किसी ठोस के एक मोल को स्थिर ताप एवं मानक दाब (1 बार) पर ऊर्ध्वपातन में होने वाली एन्थैल्पी परिवर्तन को उसकी मानक ऊर्ध्वपातन एन्थैल्पी कहते हैं।

(v) मानक विरचन एन्थैल्पी ($\Delta_f H^0$) : किसी यौगिक के एक मोल को उसके ही तत्त्वों, जो अपने सबसे स्थायी रूपों में लिये गए हों (ऐसे रूप को 'संदर्भ अवस्था' भी कहते हैं), में से विरचित करने पर होनेवाले मानक एन्थैल्पी परिवर्तन को उसकी मानक मोलर विरचन एन्थैल्पी $\Delta_f H^0$ कहा जाता है।

(vi) मानक दहन एन्थैल्पी ($\Delta_c H^0$) : मानक दहन एन्थैल्पी को इस प्रकार परिभाषित किया जाता है कि यह किसी पदार्थ की प्रति मोल वह एन्थैल्पी परिवर्तन है, जो इसके दहन के फलस्वरूप होता है, जब समस्त अभिक्रियक एवं उत्पाद एक विशिष्ट ताप पर अपनी मानक अवस्थाओं में होते हैं।

(vii) कणन एन्थैल्पी ($\Delta_a H^0$) : यह गैसीय अवस्था में किसी भी पदार्थ के एक मोल में उपस्थित आबंधों को पूर्णतः तोड़कर परमाणुओं में बदलने पर होने वाला एन्थैल्पी-परिवर्तन है।

(viii) विलयन - एन्थैल्पी ($\Delta_{sol} H^0$) : किसी पदार्थ की विलयन-एन्थैल्पी वह एन्थैल्पी - परिवर्तन है, जो इसके एक मोल को विलायक की निर्दिष्ट मात्रा में घोलने पर होता है।

(ix) उदासीनीकरण एन्थैल्पी ($\Delta_n H^0$) : यह वह एन्थैल्पी परिवर्तन है जो तब होता है जब किसी अम्ल (या क्षार) के 1 ग्राम-समतुल्य को तनु विलयन में 1 ग्राम-समतुल्य क्षार (या अम्ल) द्वारा उदासीन किया जाता है। प्रबल अम्ल और प्रबल क्षार के उदासीनीकरण की एन्थैल्पी सदैव स्थिर रहती है, अर्थात् हमेशा 57.1 KJ/mol होता है।

हेस का नियम : यह नियम के अनुसार, किसी अभिक्रिया के लिए एन्थैल्पी में परिवर्तन समान रहता है, चाहे अभिक्रिया एक पद में या कई पदों की श्रृंखला में कराया जाता है।

हेस के नियम के अनुसार

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3$$

हेस के नियम के उपयोग हैं

(ए) ऊष्मा के विरचन के निर्धारण में।

(बी) संक्रमण की ऊष्मा के निर्धारण में।

(C) जालक ऊष्मा के निर्धारण में।

(डी) आबंध ऊर्जा की गणना करने के लिए।

आबंध एन्थैल्पी ($\Delta_{bond} H^0$) : यह गैसीय अणुओं में एक मोल बॉन्ड को तोड़ने के लिए आवश्यक ऊर्जा की औसत मात्रा है।

आबंध वियोजन एन्थैल्पी ($\Delta_{diss} H^0$) : किसी गैसीय अणु में विशेष बंधन को तोड़ने के लिए आवश्यक ऊर्जा को बॉन्ड वियोजन एन्थैल्पी कहा जाता है।

द्विपरमाणुक अणु में, आबंध वियोजन एन्थैल्पी = आबंध एन्थैल्पी

बहुपरमाणुक अणु में, आबंध वियोजन एन्थैल्पी \neq आबंध एन्थैल्पी

$\Delta_r H =$ [अभिकारकों की आबंध एन्थैल्पी का योग] - [उत्पादों की आबंध एन्थैल्पी का योग]

एन्ट्रॉपी : एन्ट्रॉपी को किसी सिस्टम की अव्यवस्था के माप के रूप में परिभाषित किया जाता है

किसी प्रक्रम के दौरान एन्ट्रॉपी में परिवर्तन को गणितीय रूप से

$$\Delta_r S^\circ = \Delta S^\circ (\text{उत्पाद}) - \Delta S^\circ (\text{अभिकारक}) = q_{rev} / T = \Delta H / T \text{ के रूप में दर्शाया जाता है।}$$

स्वतःप्रवर्तित प्रक्रम : स्वतःप्रवर्तित प्रक्रम एक अनुक्रमणीय प्रक्रम होता है। यह किसी बाह्य साधन (Agency) के द्वारा ही उत्क्रमित किया जा सकता है। सभी प्राकृतिक प्रक्रमे स्वतःप्रवर्तित प्रक्रम हैं।

ऊष्मागतिकी का दूसरा नियम : प्रत्येक स्वतःप्रवर्तित या प्राकृतिक परिवर्तन के दौरान ब्रह्मांड की एन्ट्रॉपी हमेशा बढ़ती रहती है।

$$\Delta S_{universe} > 0 \text{ or } \Delta S_{syst} + \Delta S_{surr} > 0$$

गिब्स ऊर्जा या गिब्स मुक्त ऊर्जा : एक फलन जिसका उपयोग उष्मागतिकी प्रक्रम में स्थिर ताप और दाब पर किए गए कार्य की अधिकतम मात्रा को मापने के लिए किया जाता है, उसे गिब्स मुक्त ऊर्जा कहलाता है।

गणितीय रूप से, $G = H - TS$

गिब्स हेल्महोल्ट्ज़ समीकरण द्वारा दी गई प्रक्रिया के दौरान गिब्स ऊर्जा में परिवर्तन:

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

स्वतःप्रवर्तित प्रक्रम के लिए गिब्स ऊर्जा मापदंड

यदि $\Delta G > 0$, प्रक्रम स्वतःप्रवर्तित नहीं होता है

यदि $\Delta G < 0$, प्रक्रम स्वतःप्रवर्तित होता है

यदि $\Delta G = 0$, प्रक्रम साम्यावस्था में होगा

ऊष्मागतिकी का तीसरा नियम: किसी शुद्ध क्रिस्टलित पदार्थ का ताप जैसे-जैसे परम शून्य की ओर बढ़ता है वैसे-वैसे एन्ट्रॉपी भी शून्य की ओर बढ़ती है।

गिब्स मुक्त ऊर्जा और साम्यावस्था स्थिरांक में संबंध :
 $\Delta G = - 2.303 RT \log K_c$

MULTIPLE CHOICE QUESTIONS

बहु विकल्पीय प्रश्न:

1. The enthalpies of all elements in their standard states are :

- (a) unity
 (b) zero
 (c) < 0
 (d) different for each element

सभी तत्वों की एन्थैल्पी उनकी संदर्भ - अवस्था में होती हैं:

- (a) इकाई
 (b) शून्य
 (c) < 0
 (d) सभी तत्वों के लिए भिन्न होती है

2. For the process to occur under isothermal condition , the correct condition is :

- (a) $q = 0$ (b) $\Delta q = 0$
 (c) $\Delta T = 0$ (d) $T = 0$

एक प्रक्रम के समतापी परिस्थितियों में होने के लिए, सही स्थिति यह है:

- (a) $q = 0$ (b) $\Delta q = 0$
 (c) $\Delta T = 0$ (d) $T = 0$

3. For the reaction , $2Cl(g) \rightarrow Cl_2(g)$; the signs of ΔH and ΔS are respectively ?

- (a) +ve & -ve (b) -ve & -ve
 (c) +ve & +ve (d) -ve & +ve

अभिक्रिया $2Cl(g) \rightarrow Cl_2(g)$; के लिए, ΔH और ΔS के चिन्ह क्रमशः हैं

- (a) +ve & -ve (b) -ve & -ve
 (c) +ve & +ve (d) -ve & +ve

4. The criteria for spontaneity of a reaction at constant pressure and temperature is :

- (a) $\Delta H > 0$ (b) $\Delta S < 0$
 (c) $\Delta G < 0$ (d) $\Delta G > 0$

स्थिर दबाव और तापमान पर अभिक्रिया की स्वतः प्रवर्तिता का मानदंड है:

- (a) $\Delta H > 0$ (b) $\Delta S < 0$
 (c) $\Delta G < 0$ (d) $\Delta G > 0$

5. In the relation, $H = U + PV$, U represents :

- (a) universal energy
 (b) gibbs energy
 (c) thermal energy
 (d) internal energy

संबंध $H = U + PV$ में, U दर्शाता है :

- (a) सार्वभौमिक ऊर्जा (b) गिब्स ऊर्जा
 (c) थर्मल ऊर्जा (d) आंतरिक ऊर्जा

6. Intensive properties is :

- (a) Enthalpy (b) Temperature
 (c) Volume (d) Entropy

गहन गुण है

- (a) एन्थैल्पी (b) तापमान
 (c) आयतन (d) एन्ट्रॉपी

7. System + surrounding = ?

- (a) energy (b) space
 (c) world (d) universe

निकाय + परिवेश = ?

- (a) ऊर्जा (b) अंतरिक्ष
 (c) विश्व (d) ब्रह्मांड

8. According to the movements of matter and energy, in and out of the system, system is classified into:

- (a) four types (b) three types
 (c) two types (d) one type

निकाय के अंदर और बाहर पदार्थ और ऊर्जा के संचरण के अनुसार, निकाय को वर्गीकृत किया गया है:

- (a) चार प्रकार (b) तीन प्रकार
 (c) दो प्रकार (d) एक प्रकार

9. In open system ,there is:

- (a) exchange of both energy and matter between system and surrounding
 (b) exchange of energy only between system and surrounding
 (c) exchange of matter only between system and surrounding
 (d) neither energy nor matter is exchanged between system and surrounding.

खुले निकाय में, होता है:

- (a) निकाय और परिवेश के बीच ऊर्जा और द्रव्य दोनों का आदान-प्रदान
 (b) निकाय और परिवेश के बीच केवल ऊर्जा का आदान-प्रदान
 (c) निकाय और परिवेश के बीच केवल द्रव्य का आदान-प्रदान
 (d) निकाय और परिवेश के बीच न तो ऊर्जा और न ही पदार्थ का आदान -प्रदान होता है।

10. In closed system , there is :

- (a) exchange of energy and matter between system and surrounding
 (b) exchange of energy only between system and surrounding
 (c) exchange of matter only between