



1st - ग्रेड

रसायन विज्ञान

राजस्थान लोक सेवा आयोग (RPSC)

पेपर 2 || भाग - 2

Index

क्र.सं.	अध्याय	पृष्ठ सं.
1.	ऊष्मागतिकी <ul style="list-style-type: none"> ➤ ऊष्मागतिकी की बुनियादी शर्तें और अवधारणाएँ ➤ कार्य, ऊष्मा और ऊर्जा ➤ ऊष्मागतिकी और तापमान का शून्यवाँ नियम ➤ ऊष्मागतिकी का पहला नियम ➤ एन्थैल्पी (H) और एन्थैल्पी परिवर्तन के प्रकार ➤ हेस का नियम और एन्थैल्पी के अनुप्रयोग ➤ ऊष्मागतिकी और एन्ट्रॉपी का दूसरा नियम (S) ➤ गिब्स फ्री एनर्जी (G) और हेल्महोल्ट्ज़ फ्री एनर्जी (A) ➤ ऊष्मागतिकी का तीसरा नियम, निरपेक्ष एन्ट्रॉपी और गिब्स-डुहेम समीकरण ➤ जूल-थॉमसन प्रभाव, फुगैसिटी, गतिविधि और ऊष्मागतिक संतुलन स्थिरांक 	1
2.	ऊष्मागतिकी माप <ul style="list-style-type: none"> ➤ ऊष्मागतिकी का परिचय और बुनियादी अवधारणाएँ ➤ एन्थैल्पी (H): परिभाषा, गणना, कैलोरीमेट्री और हेस का नियम ➤ एन्ट्रॉपी (S): परिभाषा, गणना, दूसरा नियम और मानक मोलर एन्ट्रॉपी ➤ अभिक्रिया की ऊष्मा: मापन, ऊष्माक्षेपी/ऊष्माशोषी, मानक स्थितियाँ और बंध एन्थैल्पी दृष्टिकोण ➤ गिब्स मुक्त ऊर्जा (G): परिभाषा, ΔH और ΔS के साथ संबंध, स्वतःस्फूर्तता, और EMF सहसंबंध ➤ ΔU और $T \Delta S$ के साथ संबंध, और स्थिर-आयतन अनुप्रयोग ➤ मुक्त ऊर्जा के लिए विद्युत-रासायनिक विधि: $\Delta G = - nFE$ की व्युत्पत्ति, NERNST समीकरण, और उदाहरण ➤ ऊष्मारासायनिक चक्र: हेस का नियम, बोर्न-हैबर चक्र और ऊर्जा संबंध ➤ संख्यात्मक समस्या समाधान: ΔH, ΔS, ΔG, EMF, और ऊष्मारासायनिक चक्र गणना ➤ अंतिम संशोधन 	29
3.	बंधन के सिद्धांत <ul style="list-style-type: none"> ➤ आयनिक बंधन ➤ सहसंयोजक बंधन ➤ समन्वय (संप्रदानात्मक) बांड ➤ धात्विक बंधन ➤ बॉन्ड पैरामीटर ➤ संकरण ➤ वैलेंस बॉन्ड थ्योरी (VBT) ➤ अनुनाद अवधारणा ➤ आणविक कक्षीय सिद्धांत (एमओटी) ➤ हाइड्रोजन बॉन्डिंग ➤ वैन डेर वाल्स फोर्सेस ➤ VSEPR सिद्धांत और अणुओं की ज्यामिति ➤ भव्य संशोधन 	45

4.	विद्युत रसायन <ul style="list-style-type: none"> ➤ इलेक्ट्रोलाइटिक और गैल्वेनिक सेल ➤ ईएमएफ और इलेक्ट्रोड क्षमता ➤ नेर्नस्ट समीकरण ➤ चालकता - विशिष्ट, मोलर, समतुल्य चालकता और तनुकरण के साथ परिवर्तन ➤ कोहलरॉश का नियम - अनंत तनु चालकता और इसके अनुप्रयोग ➤ ईंधन सेल और संक्षारण - सिद्धांत, तंत्र और रोकथाम ➤ ईएमएफ से ऊष्मागतिक राशियाँ - ΔG, ΔH, ΔS गणना ➤ रेडॉक्स मूल सिद्धांत - ऑक्सीकरण संख्या और रेडॉक्स शब्दावली ➤ रेडॉक्स अभिक्रियाओं का संतुलन - ऑक्सीकरण संख्या और आयन-इलेक्ट्रॉन विधियाँ ➤ विशेष रेडॉक्स प्रक्रियाएँ - असमानुपातन और स्वतः ऑक्सीकरण 	67
5.	स्पेक्ट्रोस्कोपी <ul style="list-style-type: none"> ➤ स्पेक्ट्रोस्कोपी का परिचय और सिद्धांत ➤ यूवी-दृश्य स्पेक्ट्रोस्कोपी: सिद्धांत, बीयर-लैम्बर्ट नियम, λ अधिकतम, अनुप्रयोग ➤ इन्फ्रारेड (आईआर) स्पेक्ट्रोस्कोपी: सिद्धांत, कंपन मोड, कार्यात्मक समूह पहचान और फिंगरप्रिंट क्षेत्र ➤ एनएमआर स्पेक्ट्रोस्कोपी (^1H एनएमआर): सिद्धांत, रासायनिक विस्थापन, युग्मन, एकीकरण और संरचना स्पष्टीकरण ➤ एनएमआर स्पेक्ट्रोस्कोपी (^{13}C एनएमआर): रासायनिक बदलाव, विभाग, संरचना स्पष्टीकरण ➤ इलेक्ट्रॉन स्पिन अनुनाद (ईएसआर) स्पेक्ट्रोस्कोपी: सिद्धांत, जी-फैक्टर, अतिसूक्ष्म विभाजन, अनुप्रयोग ➤ रमन स्पेक्ट्रोस्कोपी: सिद्धांत, स्टोक्स/एंटी-स्टोक्स, चयन नियम और अनुप्रयोग ➤ द्रव्यमान स्पेक्ट्रोमेट्री: सिद्धांत, आणविक आयन, विखंडन, आइसोटोपिक पैटर्न और संरचना निर्धारण ➤ यूवी, आईआर, एनएमआर और एमएस का उपयोग करके संरचना स्पष्टीकरण: चरणबद्ध दृष्टिकोण और उदाहरण ➤ अंतिम संशोधन 	96
6.	सतही रसायन विज्ञान <ul style="list-style-type: none"> ➤ सतही रसायन विज्ञान: परिचय, महत्व और थोक परिघटनाओं से भेद ➤ अधिशोषण: प्रकार, विशेषताएँ और क्रियाविधि (भौतिकशोषण और रासायनिकशोषण) ➤ अधिशोषण समतापी: फ्रेंडलिच और लैंगमुइर मॉडल (व्युत्पत्ति, महत्व और तुलना) ➤ अधिशोषण के अनुप्रयोग: औद्योगिक, विश्लेषणात्मक और जैविक महत्व ➤ उत्प्रेरण: समरूप एवं विषमांगी उत्प्रेरण (क्रियाविधि, विशेषताएँ एवं उदाहरण) ➤ उत्प्रेरण तंत्र: लैंगमुइर-हिंशेलवुड और एली-रिडेल मॉडल, सक्रिय स्थल और ऊर्जा प्रोफ़ाइल ➤ कोलाइड: वर्गीकरण, बनाने की विधियाँ और गुण (टिंडल प्रभाव, वैद्युतकणसंचलन, पेराइज़ेशन) ➤ इमल्शन: प्रकार, तैयारी, गुण और अनुप्रयोग 	113
7.	हाइड्रोकार्बन और कार्यात्मक समूह <ul style="list-style-type: none"> ➤ एल्केन्स: तैयारी, गुण और प्रतिक्रियाएं ➤ एल्केन्स: क्रैकिंग, रिफॉर्मिंग, ऑक्टेन संख्या और अनुप्रयोग ➤ एल्कीन: तैयारी, संरचना और संयोजन अभिक्रियाएँ ➤ एल्कीन: क्रियाविधि, पुनर्व्यवस्था और औद्योगिक अनुप्रयोग ➤ एल्काइन्स: तैयारी, अम्लता और प्रतिक्रियाएं ➤ एल्काइन्स: विशेष अभिक्रियाएँ, धातु व्युत्पन्न और औद्योगिक महत्व 	135

	<ul style="list-style-type: none"> ➤ एरोमैटिक हाइड्रोकार्बन: बेंजीन संरचना, अनुनाद और एरोमैटिकता ➤ एरोमैटिक हाइड्रोकार्बन: इलेक्ट्रोफिलिक प्रतिस्थापन अभिक्रियाएँ (ईएएस) ➤ एरोमैटिक हाइड्रोकार्बन: अभिविन्यास, बहु प्रतिस्थापन और विशेष मामले ➤ हैलोएल्केन्स: तैयारी, गुण और प्रतिक्रिया तंत्र ➤ अल्कोहल, फिनोल और ईथर: तैयारी, गुण और प्रतिक्रियाएँ ➤ एल्डिहाइड और कीटोन: तैयारी, गुण और प्रतिक्रिया तंत्र ➤ कार्बोक्सिलिक एसिड और व्युत्पन्न: तैयारी, गुण और प्रतिक्रियाएं ➤ अमीन और डायज़ोनियम लवण: क्षारकता, अभिक्रियाएँ और अनुप्रयोग ➤ कार्यात्मक समूह अंतरूपांतरण और यांत्रिक पैटर्न 	
8.	<p>पॉलिमर और जैव रसायन</p> <ul style="list-style-type: none"> ➤ पॉलिमर और जैव रसायन – अवलोकन ➤ योग (श्रृंखला-विकास) बहुलकीकरण ➤ संघनन (चरण-वृद्धि) बहुलकीकरण ➤ प्राकृतिक पॉलिमर - संरचना, संरचना और औद्योगिक प्रासंगिकता ➤ सिंथेटिक पॉलिमर - वर्गीकरण, गुण और संरचना-गुण संबंध ➤ रबर: प्राकृतिक और सिंथेटिक - तंत्र, गुण, और वल्कनीकरण रसायन ➤ नायलॉन, पॉलिएस्टर और बेकेलाइट - संश्लेषण, अभिक्रियाएँ, गुण और उपयोग ➤ जैव रसायन का परिचय: जैव अणुओं का अवलोकन (कार्बोहाइड्रेट, प्रोटीन, लिपिड, न्यूक्लिक एसिड, विटामिन) ➤ कार्बोहाइड्रेट: वर्गीकरण, संरचना, अभिक्रियाएँ और परीक्षण ➤ प्रोटीन और एंजाइम: संरचना, कार्य, वर्गीकरण, विकृतीकरण और एंजाइम तंत्र ➤ न्यूक्लिक एसिड और विटामिन: संरचना, बेस पेयरिंग, कार्य और कमियाँ ➤ अंतिम संशोधन 	174

ऊष्मागतिकी

ऊष्मागतिकी की बुनियादी शर्तें और अवधारणाएँ

A. मुख्य विचार - ऊष्मागतिकी की नींव

- ऊष्मप्रवैगिकी → ऊर्जा रूपांतरणों और कार्य एवं ऊष्मा के साथ उनके मात्रात्मक संबंधों का अध्ययन।
- केवल स्थूल गुणों से संबंधित (आणविक विवरण से नहीं)।
- के साथ सौदें:
 - प्रणाली और परिवेश
 - गुण और राज्य
 - प्रक्रियाएँ और संतुलन

B. प्रणाली और परिवेश

1. प्रणाली

ऊष्मागतिकी अध्ययन के अंतर्गत ब्रह्मांड का विशिष्ट भाग।

- बाकी सब कुछ = परिवेश .
- सीमा प्रणाली और परिवेश को अलग करती है:
 - वास्तविक (दीवार, पिस्टन) या काल्पनिक (वैचारिक सतह) हो सकता है।

2. प्रणालियों के प्रकार

प्रकार	परिवेश के साथ आदान-प्रदान	उदाहरण	नोट्स
खुला	पदार्थ और ऊर्जा	उबलता पानी (भाप निकलना)	खुला बीकर
बंद किया हुआ	केवल ऊर्जा (कोई बात नहीं)	पिस्टन में गैस (सीलबंद)	चल पिस्टन
एकाकी	कोई भी नहीं	थर्मस फ्लास्क	केवल आदर्श मामले में

C. सीमाओं के प्रकार

सीमा प्रकार	विवरण	उदाहरण
डायथर्मिक	ऊष्मा स्थानांतरण की अनुमति देता है	धातु की दीवारें
स्थिरोष्म	कोई ऊष्मा स्थानांतरण नहीं	तापीय रूप से इंसुलेट की गई दीवारें
चल	वॉल्यूम परिवर्तन की अनुमति देता है	पिस्टन
स्थिर/कठोर	आयतन स्थिरांक	कठोर कंटेनर

D. एक प्रणाली की स्थिति

- राज्य चर के एक सेट द्वारा परिभाषित : P, V, T, n , संरचना, आदि।
- राज्य कार्य: केवल वर्तमान स्थिति पर निर्भर करता है (पथ पर नहीं)।
उदाहरण: U, H, S, G, A, P, V, T
- पथ फ़ंक्शन: प्रक्रिया पथ पर निर्भर करता है।
उदाहरण: q (ऊष्मा) , w (कार्य)

E. एक प्रणाली के गुण

सम्पत्ती के प्रकार	विवरण	उदाहरण
गहन	सिस्टम आकार से स्वतंत्र	टी, पी, घनत्व, अपवर्तनांक
व्यापक	आकार/मात्रा पर निर्भर करता है	U, H, S, V, n , द्रव्यमान
additive	संपूर्ण प्रणाली के लिए संयोजन	व्यापक गुण योगात्मक हैं
अनुपात संपत्ति	→ गहन का अनुपात	उदाहरण घनत्व = m/V

F. ऊष्मागतिक प्रक्रिया - परिभाषा

किसी प्रणाली की एक संतुलन स्थिति से दूसरी संतुलन स्थिति में परिवर्तन।

G. ऊष्मागतिक प्रक्रियाओं के प्रकार

प्रक्रिया प्रकार	स्थिति	मुख्य विशेषता	उदाहरण
इज़ोटेर्मल	$T = \text{स्थिरांक}$	$\Delta U = 0$	स्थिर T पर गैस का प्रसार
स्थिरोष्म	$q = 0$	कोई ऊष्मा विनिमय नहीं	तीव्र संपीड़न
आइसोकोरिक (सममितीय)	$V = \text{स्थिरांक}$	$\Delta W = 0$	कठोर बर्तन में गर्म की गई गैस
समदाब रेखीय	$P = \text{स्थिरांक}$	$\Delta H = q_p$	पानी का उबलना
चक्रीय	प्रारंभिक अवस्था में लौटता है	$\Delta U = 0$	ऊष्मा इंजन
प्रतिवर्ती	अत्यल्प परिवर्तन, संतुलन कायम	$w_{\text{मैक्स}}$	धीमी पिस्टन गति
अचल	परिमित प्रेरक बल, असंतुलित	$w < w_{\text{rev}}$	अचानक विस्तार, घर्षण

H. प्रतिवर्ती बनाम अपरिवर्तनीय प्रक्रियाएं

संपत्ति	प्रतिवर्ती	अचल
प्रेरक शक्ति	बहुत छोटा	सीमित
संतुलन	हर कदम पर बनाए रखा	रखरखाव नहीं किया गया
पथ	संतुलन अवस्थाओं का अनंत अनुक्रम	एकल गैर-संतुलन पथ
काम किया	अधिकतम (w_{rev})	कमतर (w_{irr})
उदाहरण	धीमा संपीड़न, संतुलन पर पिघलना	तीव्र विस्तार, घर्षण तापन

अवधारणा:

प्रतिवर्ती = आदर्श अधिकतम कार्य → ऊष्मागतिक दक्षता के लिए मानक.

I. अर्ध-स्थैतिक प्रक्रिया

- अत्यंत धीमी प्रक्रिया जो संतुलन अवस्थाओं से गुजरती है।
- प्रतिवर्ती प्रक्रिया का अनुमान है।
- अंतरों (dU , dq , dw) को सही ढंग से परिभाषित करने के लिए महत्वपूर्ण।

J. तापीय संतुलन और शून्यवाँ नियम (पूर्वावलोकन)

- तापीय संतुलन: दो पिंडों का तापमान समान होता है यदि उनके बीच कोई ऊष्मा प्रवाहित नहीं होती है।
- शून्यवाँ नियम: यदि A, B के साथ संतुलन में है, और B, C के साथ, तो A और C संतुलन में हैं।
- तापमान मापन और थर्मामीटर का आधार।

K. सिस्टम संतुलन प्रकार

- तापीय संतुलन → स्थिरांक T
- यांत्रिक संतुलन → स्थिरांक P
- रासायनिक संतुलन → स्थिर संरचना
- चरण संतुलन → चरणों का सह-अस्तित्व (ठोस-द्रव-वाष्प)
- ऊष्मागतिक संतुलन = उपरोक्त तीनों संतुलन एक साथ संतुष्ट होते हैं।

L. महत्वपूर्ण संबंध (प्रक्रिया सारांश)

- समतापी (आदर्श गैस): $\Delta U = 0$, $q = -w$
- समआयतन: $w = 0$, $q = \Delta U$
- समदाबीय: $q_p = \Delta H$
- रुद्धोष्म: $q = 0$, $\Delta U = w$
- चक्रीय: $\Delta U = 0$, $\Delta E_{\text{च}} = 0$

M. ग्राफिकल अवलोकन

पीवी आरेख के अंतर्गत प्रक्रियाएं:

- समतापी → अतिपरवलयिक वक्र ($PV = \text{const}$)
- रुद्धोष्म → अधिक तीव्र वक्र ($PV^\gamma = \text{const}$)
- आइसोकोरिक → ऊर्ध्वाधर रेखा
- समदाब रेखीय → क्षैतिज रेखा

N. सामान्य PYQ अवधारणाएँ (JEE/NEET/बोर्ड)

प्रश्न विषय	उदाहरण
सिस्टम के प्रकार की पहचान करें	"स्थिर P पर पिस्टन में गैस" → बंद प्रणाली
कार्य चिह्न सम्मेलन	"गैस बाहरी दबाव के विरुद्ध फैलती है" → w ऋणात्मक
राज्य बनाम पथ फ़ंक्शन	"क्या ऊष्मा एक अवस्था फलन है?" → नहीं
प्रक्रिया की पहचान करें	"कोई ऊष्मा विनिमय नहीं" → रुद्धोष्म
उत्क्रमणीय बनाम अपरिवर्तनीय कार्य	w_rev और w_irrev परिमाणों की तुलना करें
शून्यवाँ नियम वैचारिक	तापीय संतुलन → तापमान परिभाषा

O. कॉन्सेप्ट ट्रेप्स

- **भ्रामक प्रणाली प्रकार:**
थर्मस ≠ पूर्णतः पृथक (छोटे रिसाव)।
- **प्रतिवर्ती ≠ वास्तविक जीवन में संभव:**
केवल सैद्धांतिक; वास्तविक सदैव अपरिवर्तनीय।
- **यह न मानें कि रुद्धोष्म = समतापी:**
 $q = 0 \neq \Delta T = 0$.
- **गुण बनाम चर:**
P, V, T मापन योग्य चर हैं; U, H, S व्युत्पन्न गुण हैं।
- **अवस्था बनाम पथ भ्रम:**
U, H, S → समान प्रारंभिक/अंतिम → समान Δ ; q, w पथ पर निर्भर करते हैं।

P. मेमोरी पेग्स

- "व्यवस्था सीमा निर्धारित करती है; परिवेश पूरी कहानी बनाता है।"
- "व्यापक जोड़, गहन विभाजन।"
- "समतापी: समान T; रुद्धोष्म: कोई q नहीं।"
- "प्रतिवर्ती अधिकतम कार्य देता है; वास्तविक हमेशा कम होता है।"
- "संतुलन = P, T, संरचना का संतुलन।"

Q. सूत्र सारांश (प्रक्रिया संदर्भ)

प्रक्रिया	क्यू	डब्ल्यू	$\Delta यू$	$\Delta एच$
समतापी (आदर्श गैस)	डब्ल्यू	$-nRT \ln(V_2/V_1)$	0	0
स्थिरोष्म	0	$\Delta यू$	$\Delta यू$	$\Delta यू + \Delta (पीवी)$
आइसोकोरिक	$nC_v \Delta T$	0	$nC_v \Delta T$	$nC_p \Delta T$
समदाब रेखीय	$nC_p \Delta T$	$-P \Delta V$	$nC_v \Delta T$	$nC_p \Delta T$
चक्रीय	$= -w$	—	0	0

कार्य, ऊष्मा और ऊर्जा

A. मुख्य विचार - ऊष्मागतिकी में ऊर्जा विनिमय

- किसी प्रणाली की ऊर्जा निम्न माध्यम से परिवर्तित हो सकती है:
 - **ऊष्मा (q)** → तापमान अंतर के कारण ऊर्जा स्थानांतरण।
 - **कार्य (w)** → दूरी पर कार्यरत बल के कारण ऊर्जा स्थानांतरण।
- ये पथ फ़ंक्शन हैं - इस पर निर्भर करते हैं कि प्रक्रिया कैसे होती है।
- **ऊष्मागतिकी का प्रथम नियम** मात्रात्मक रूप से इन स्थानांतरणों को **आंतरिक ऊर्जा (U)** से जोड़ता है।

B. आंतरिक ऊर्जा (U)

कुल ऊर्जा सामग्री में सभी प्रकार की आणविक ऊर्जा शामिल होती है।

अवयव:

- अणुओं की स्थानान्तरणीय, घूर्णी, कंपन गतिज ऊर्जा
- अंतर-आणविक बलों से स्थितिज ऊर्जा
- इलेक्ट्रॉनिक, परमाणु और रासायनिक बंधन ऊर्जा **आंतरिक ऊर्जा (U)** एक अवस्था फलन है, यह केवल अवस्था पर निर्भर करती है, पथ पर नहीं।

C. ऊष्मागतिकी में कार्य

1. परिभाषा

कार्य (w) = ऊर्जा स्थानांतरण जब कोई बल किसी दूरी तक कार्य करता है।

2. कन्वेंशन पर हस्ताक्षर करें

सम्मेलन	अर्थ
w धनात्मक (+)	सिस्टम पर किया गया कार्य
w ऋणात्मक (-)	सिस्टम द्वारा किया गया कार्य
q धनात्मक (+)	प्रणाली द्वारा अवशोषित ऊष्मा
q ऋणात्मक (-)	सिस्टम द्वारा जारी गर्मी

D. कार्य के प्रकार

1. यांत्रिक (विस्तार/संपीड़न) कार्य

- गैस के विस्तार के लिए: $w = - \int P_{\text{ext}} dV$
- यदि $V_2 > V_1$: गैस फैलती है $\rightarrow w$ ऋणात्मक (सिस्टम द्वारा किया गया कार्य)
- यदि $V_2 < V_1$: गैस संपीड़ित $\rightarrow w$ धनात्मक (सिस्टम पर किया गया कार्य)

E. विभिन्न मामलों में पीवी कार्य

1. स्थिर बाह्य दबाव ($P_{\text{ext}} = \text{const}$)

$$w = -P_{\text{ext}} (V_2 - V_1)$$

उदाहरण: वायुमंडलीय दबाव के विरुद्ध गैस का विस्तार।

2. प्रतिवर्ती विस्तार (प्रत्येक चरण पर $P_{\text{ext}} = P_{\text{int}}$)

आदर्श गैस के लिए:

$$P = nRT/V$$

$$\Rightarrow w_{\text{rev}} = - \int P dV = -nRT \int (dV/V) = -nRT \ln(V_2/V_1)$$

- यदि $V_2 > V_1$: विस्तार $\rightarrow w$ ऋणात्मक (प्रणाली द्वारा)
- यदि $V_2 < V_1$: संपीड़न $\rightarrow w$ धनात्मक (सिस्टम पर)

3. अपरिवर्तनीय विस्तार (P_{ext} स्थिरांक)

$$w_{\text{irrev}} = -P_{\text{ext}} (V_2 - V_1)$$

$|w_{\text{rev}}| > |w_{\text{irrev}}| \rightarrow$ प्रतिवर्ती अधिकतम कार्य देता है।

4. मुक्त विस्तार

$$P_{\text{ext}} = 0 \Rightarrow w = 0$$

\rightarrow रुद्धोष्म होने पर न कार्य, न ऊष्मा $\rightarrow \Delta U = 0$ (आदर्श गैस).

F. समतापी प्रक्रियाओं में किया गया कार्य (आदर्श गैस)

चूँकि T स्थिरांक $\rightarrow \Delta Y = 0 \Rightarrow q = -w$

इसलिए, $q = nRT \ln(V_2/V_1) = -w$

समस्त ऊर्जा विनिमय कार्य और ऊष्मा के रूप में होता है।

G. रुद्धोष्म प्रक्रम में किया गया कार्य (आदर्श गैस)

उत्क्रमणीय रुद्धोष्म प्रक्रिया के लिए: $PV^\gamma = \text{स्थिरांक}$ ($\gamma = C_p / C_v$)

$$w = (P_1 V_1 - P_2 V_2) / (\gamma - 1) = nC_v (T_2 - T_1)$$

- $w = 0$
- $\Delta Y = 0$
- विस्तार के दौरान T घटता है (सिस्टम द्वारा किया गया कार्य)

H. गणितीय व्युत्पत्ति लिंक

प्रक्रिया	अभिव्यक्ति	नोट्स
समतापी (rev)	$w = -nRT \ln(V_2/V_1)$	$\Delta Y = 0, q = -w$
रुद्धोष्म (rev)	$w = nC_v (T_2 - T_1)$	$w = 0$
आइसोकोरिक	$\Delta Y = 0$	$q = \Delta Y$
समदाब रेखीय	$w = -P \Delta V$	$q_p = \Delta H$

I. कार्य और ऊर्जा के बीच संबंध

ऊष्मागतिकी का पहला नियम

ऊर्जा को न तो बनाया जा सकता है और न ही नष्ट किया जा सकता है, केवल रूपान्तरित किया जा सकता है।

$$\Delta U = q + w$$

प्रक्रिया	विवरण	समीकरण
स्थिर आयतन (q_v)	कोई कार्य नहीं ($w=0$)	$\Delta U = q_v$
स्थिर दबाव (q_p)	एन्थैल्पी परिवर्तन	$\Delta U = q_p - P \Delta V$

J. ऊष्मा धारिता - ऊष्मा और तापमान के बीच सेतु

ताप क्षमता (C):

$$C = dq/dT$$

○ 1 मोल के लिए: मोलर ताप क्षमता (C_m)

○ C_p (स्थिर दाब), C_v (स्थिर आयतन)

आदर्श गैस के लिए:

$$C_p - C_v = R$$

ΔU और ΔH के बीच संबंध:

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

जहाँ Δn_g = अभिक्रिया के दौरान गैस के मोलों में परिवर्तन।

K. त्वरित अभ्यास के लिए उदाहरण

उदाहरण 1 - स्थिर दाब विस्तार

1 मोल गैस 300 K पर 1 L से 10 L तक फैलती है।

w_{rev} (समतापी) ज्ञात कीजिए।

$$w = -nRT \ln(V_2/V_1)$$

$$= -(1)(8.314)(300) \ln(10) = -5745 \text{ जू}$$

उदाहरण 2 — रुद्धोष्म कार्य (एकपरमाणुक गैस)

1 मोल गैस के लिए, $\gamma = 5/3$, $T_1 = 300 \text{ K}$, $T_2 = 200 \text{ K}$:

$$w = nC_v(T_2 - T_1) = (1)(1.5R)(-100) = -1247 \text{ J}$$

उदाहरण 3 — मुक्त प्रसार (निर्वर्त)

गैस 1 L से 5 L तक स्वतंत्र रूप से फैलती है:

$$P_{ext} = 0 \Rightarrow w = 0, q = 0, \Delta U = 0.$$

L. संकल्पनात्मक सारांश - पीवी कार्य तुलना

प्रकार	पी स्थिति	कार्य अभिव्यक्ति	परिमाण
प्रतिवर्ती	$P_{ext} = P_{int}$	$w = -nRT \ln(V_2/V_1)$	अधिकतम
अचल	$P_{ext} = \text{स्थिरांक}$	$w = -P_{ext} \Delta V$	मध्यवर्ती
मुफ्त विस्तार	$P_{ext} = 0$	$w = 0$	न्यूनतम

M. प्रमुख संबंध तालिका

रिश्ता	प्रसंग	टिप्पणी
$\Delta U = q + w$	सामान्य	ऊर्जा संतुलन
$q_v = \Delta U$	स्थिर आयतन	कोई काम नहीं
$q_p = \Delta H$	स्थिर तापमान	$w = -P \Delta V$
$\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$	आदर्श गैस अभिक्रियाएँ	एन्थैल्पी अध्याय में महत्वपूर्ण
$C_p - C_v = R$	आदर्श गैस नियम	मेयर का रिश्ता
$\Delta U = nC_v \Delta T$	समआयतन या रुद्धोष्म	आदर्श गैसों के लिए

N. सामान्य PYQ पैटर्न

प्रश्न प्रकार	अवधारणा का परीक्षण किया गया	उदाहरण
किए गए कार्य की गणना करें	पीवी एकीकरण	"1 मोल आदर्श गैस 2 → 4 L, 300 K तक फैलती है।"
प्रतिवर्ती बनाम अपरिवर्तनीय की तुलना करें	परिमाण तर्क	"कौन सा काम ज्यादा देता है?"
प्रथम नियम लागू करें	संकेत तर्क	"यदि सिस्टम गर्मी जारी करता है, तो ΔU का क्या होता है?"
रुद्धोष्म संबंध	PV^γ स्थिरांक	"अंतिम T ज्ञात करें।"
$\Delta H - \Delta U$ संबंध	गैस प्रतिक्रिया	" $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ "

O. कॉन्सेप्ट ट्रेप्स

- कार्य चिह्न त्रुटि: हमेशा सिस्टम-केंद्रित चिह्न परंपरा का उपयोग करें।
- समतापी \neq रुद्धोष्म: $\Delta U=0$ केवल समतापी आदर्श गैस के लिए है, रुद्धोष्म के लिए नहीं।
- $C_p - C_v = R$ केवल आदर्श गैसों के लिए।
- मुक्त विस्तार \rightarrow अपरिवर्तनीय: कोई कार्य नहीं, कोई q नहीं, लेकिन अपरिवर्तनीय ($\Delta S > 0$)।
- रुद्धोष्म प्रक्रिया में $\Delta U \neq 0$ - जब तक कि T में कोई परिवर्तन न हो।

P. मेमोरी पेग्स

- "सिस्टम द्वारा किया गया कार्य \rightarrow ऋणात्मक (विस्तार करता है); सिस्टम पर \rightarrow धनात्मक (संपीड़ित करता है)।"
- "समतापी $\rightarrow q = -w$; रुद्धोष्म $\rightarrow q = 0$."
- "उत्क्रमणीय कार्य = अधिकतम कार्य; मुक्त विस्तार = शून्य कार्य।"
- "ऊर्जा संरक्षित - पहला नियम हमेशा लागू होता है।"

Q. फॉर्मूला बैंक

अवधारणा	FORMULA	नोट्स
कार्य (सामान्य)	$w = - \int P_{ext} dV$	मौलिक परिभाषा
प्रतिवर्ती समतापी	$w = -nRT \ln(V_2 / V_1)$	आदर्श गैस
अचल	$w = -P_{ext} \Delta V$	निरंतर बाहरी दबाव
स्थिरोष्म	$PV^\gamma = \text{स्थिरांक}$	$\gamma = C_p / C_v$
रुद्धोष्म कार्य	$w = (P_1 V_1 - P_2 V_2) / (\gamma - 1)$	व्युत्पन्न संबंध
आंतरिक ऊर्जा	$\Delta U = q + w$	पहला नियम
आइसोकोरिक	$q = \Delta U$	कोई काम नहीं
समदाब रेखीय	$q_p = \Delta H$	$w = -P \Delta V$
एन्थैल्पी-ऊर्जा	$\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$	गैस-चरण संबंध

ऊष्मागतिकी और तापमान का शून्यवाँ नियम

A. मुख्य विचार - तापमान की नींव

- ऊष्मागतिकी प्रणालियों की साम्यावस्थाओं से संबंधित है।
- तापीय अवस्थाओं की तुलना करने के लिए हम तापमान की अवधारणा का उपयोग करते हैं।
- ऊष्मागतिकी का शून्यवाँ नियम तापमान को परिभाषित करने और थर्मामीटर के निर्माण के लिए तार्किक आधार प्रदान करता है।

B. ऊष्मागतिकी का शून्यवाँ नियम

1. कथन:

यदि दो प्रणालियाँ, A और B, प्रत्येक तीसरी प्रणाली C के साथ तापीय संतुलन में हैं, तो A और B भी एक दूसरे के साथ तापीय संतुलन में होंगे।

2. अर्थ:

- तापीय संतुलन के संक्रमणीय गुण को स्थापित करता है।
- तापमान (T) नामक एक निश्चित मापनीय राशि के लिए आधार प्रदान करता है।

C. प्रमुख निहितार्थ

• तापीय संतुलन

- दो प्रणालियों के बीच कोई शुद्ध ऊष्मा प्रवाह नहीं।
- तापमान की समानता का तात्पर्य है।

• एक गुण के रूप में तापमान

- तापमान तुलना द्वारा मापने योग्य एक अवस्था चर बन जाता है।
- कोई भी प्रणाली गुण जो ऊष्मा विनिमय के साथ एकसमान रूप से बदलता है, उसका उपयोग तापमान पैमाने को परिभाषित करने के लिए किया जा सकता है।

• मापन आधार

- शून्यवाँ नियम यह सुनिश्चित करता है कि तापमान रीडिंग सुसंगत हो।
- कानून में तीसरी प्रणाली (सी) थर्मामीटर के रूप में कार्य करती है।

D. अवधारणा चित्रण

• यदि:

सिस्टम A (गैस) थर्मामीटर C के साथ तापीय संतुलन में है और सिस्टम B (तरल) भी उसी थर्मामीटर C के साथ संतुलन में है,

• तब: सिस्टम A और B एक ही तापमान पर हैं।

• इस प्रकार, तापमान = वह गुण जो पारस्परिक तापीय संतुलन में सभी प्रणालियों के लिए समान है।

E. तापमान पैमाने

1. अनुभवजन्य पैमाने

तापमान के साथ नियमित रूप से बदलते रहने वाले भौतिक गुणों का उपयोग करके परिभाषित:

- स्थिर दाब पर गैस का आयतन
- एक तार का प्रतिरोध
- थर्मोकपल का विद्युत-चालन बल
- स्थिर आयतन पर गैस का दबाव

2. सामान्य तराजू

पैमाना	निचला निश्चित बिंदु	ऊपरी स्थिर बिंदु	विभाजन	जल का हिमांक बिंदु	पानी का क्वथनांक
सेल्सियस ($^{\circ}\text{C}$)	बर्फ बिंदु (0°C)	भाप बिंदु (100°C)	100 बराबर भाग	0° सेल्सियस	100° सेल्सियस
फ़ारेनहाइट ($^{\circ}\text{F}$)	बर्फ बिंदु (32°F)	भाप बिंदु (212°F)	180 बराबर भाग	32°फ़ै	212°फ़ै
केल्विन (K)	परम शून्य (0 K)	भाप बिंदु (373.15 K)	100 बराबर भाग	273.15 के	373.15 के

F. रूपांतरण सूत्र

परिवर्तन	FORMULA
सेल्सियस \leftrightarrow केल्विन	$T(\text{के}) = T(^{\circ}\text{सेल्सियस}) + 273.15$
फ़ारेनहाइट \leftrightarrow सेल्सियस	$T(^{\circ}\text{F}) = (9/5)T(^{\circ}\text{C}) + 32$
फ़ारेनहाइट \leftrightarrow केल्विन	$T(\text{के}) = (5/9)[T(^{\circ}\text{F}) - 32] + 273.15$

G. निरपेक्ष तापमान पैमाना (केल्विन पैमाना)

- किसी भी पदार्थ से स्वतंत्र ऊष्मागतिक तापमान पर आधारित।
- ऊष्मागतिकी के द्वितीय नियम (कार्नो इंजन दक्षता) से व्युत्पन्न।
- परम शून्य (0 K):
 - वह तापमान जिस पर आणविक गति रुक जाती है।
 - अब आगे कोई ऊर्जा निष्कर्षण संभव नहीं है।
 - -273.15°C के बराबर.

संबंध:

$T(\text{K}) = \theta$ (ऊष्मागतिक तापमान) सभी

ऊष्मागतिक समीकरणों में प्रयुक्त :

- पीवी = एनआरटी
- $\Delta G = -RT \ln K$
- एस = के एलएन डब्ल्यू

H. ऊष्मागतिक तापमान बनाम अनुभवजन्य तापमान

विशेषता	ऊष्मागतिकी (केल्विन)	अनुभवजन्य (सेल्सियस/फ़ारेनहाइट)
परिभाषा	कार्नोट प्रमेय पर आधारित	किसी पदार्थ के गुण के आधार पर
निर्भरता	सामग्री से स्वतंत्र	कार्यशील पदार्थ पर निर्भर करता है
परम शून्य	0 के	-273.15° सेल्सियस
समीकरण का उपयोग	ऊष्मागतिकी में मौलिक	दैनिक जीवन में उपयोग किया जाता है

I. वैचारिक दृष्टीकरण

थर्मल संतुलन नेटवर्क:

$\text{ए} \leftrightarrow \text{सी बी} \leftrightarrow \text{सी} \Rightarrow \text{ए} \leftrightarrow \text{बी}$

तापमान समानता यह सुनिश्चित करती है कि प्रणालियों के बीच स्वतःस्फूर्त ऊष्मा प्रवाह न हो।

J. थर्मोमेट्रिक गुण

थर्मामीटर का प्रकार	प्रयुक्त संपत्ति	उदाहरण
कांच में तरल	वॉल्यूम विस्तार	पारा, अल्कोहल थर्मामीटर
गैस थर्मामीटर	गैस का दबाव या आयतन	स्थिर आयतन थर्मामीटर
प्रतिरोधक थर्मामीटर	प्रतिरोध परिवर्तन	प्लैटिनम तार थर्मामीटर
थर्मोकपल	उत्पन्न EMF	औद्योगिक तापमान माप
ऑप्टिकल पाइरोमीटर	विकिरण तीव्रता	बहुत अधिक तापमान

K. कॉन्सेप्ट ट्रेप्स

- तापमान \neq ऊष्मा:
ऊष्मा पारगमन में ऊर्जा है ; तापमान गर्माहट की डिग्री को मापता है।
- तापीय संतुलन का अर्थ है शुद्ध ऊष्मा प्रवाह का न होना, ऊष्मा का अभाव नहीं।
- शून्यवाँ नियम ऊर्जा विनिमय को शामिल नहीं करता , केवल तापमान समानता स्थापित करता है।
- परम शून्य तक नहीं पहुंचा जा सकता , केवल उसके निकट पहुंचा जा सकता है।

L. मेमोरी पेग्स

- "शून्य तापमान पहले आता है - यह स्वयं तापमान को परिभाषित करता है।"
- "तापीय संतुलन \rightarrow तापमान की समानता।"
- "कोई शुद्ध ऊष्मा प्रवाह नहीं \Rightarrow समान T."
- "पूर्ण शून्य - गति स्थिर, एन्ट्रॉपी न्यूनतम।"

M. प्रमुख समीकरण सारांश

अवधारणा	अभिव्यक्ति	नोट्स
शून्यवाँ नियम	$E \leftrightarrow S, B \leftrightarrow S \Rightarrow E \leftrightarrow B$	तापमान को परिभाषित करता है
सेल्सियस-केल्विन	$T(K) = T(^{\circ}C) + 273.15$	273.15 से स्थानांतरित
फ़ारेनहाइट-सेल्सियस	$T(^{\circ}F) = (9/5)T(^{\circ}C) + 32$	रैखिक संबंध
परम शून्य	$T = 0 \text{ के } = -273.15^{\circ} \text{ सेल्सियस}$	न्यूनतम सैद्धांतिक तापमान

N. पीवाईक्यू पैटर्न

प्रश्न प्रकार	अवधारणा का परीक्षण किया गया	उदाहरण
परिभाषा	शून्यवाँ नियम कथन	जेईई मेन, एनईईटी
वैचारिक	तापमान समानता पारगमनशीलता	बोर्ड्स
परिवर्तन	$^{\circ}C \leftrightarrow K \leftrightarrow ^{\circ}F$ गणना	बोर्ड्स
आवेदन	थर्मोमेट्रिक गुण का उपयोग	जेईई मेन
लिखित	निरपेक्ष तापमान पैमाना	जेईई एडवांस्ड

O. अवधारणा कनेक्शन (अन्य विषयों के साथ)

जोड़ना	संबंध
पहला नियम	$\Delta U = nC_v \Delta T$ में तापमान (T) को चर के रूप में उपयोग करता है
दूसरा नियम	कार्नॉट चक्र के माध्यम से निरपेक्ष तापमान को परिभाषित करता है
संतुलन	सभी प्रणालियों में तापीय संतुलन के लिए समान T की आवश्यकता होती है

ऊष्मागतिकी का पहला नियम

A. मुख्य विचार - ऊर्जा संरक्षण का नियम

- ऊष्मागतिकी मात्रात्मक रूप से प्रथम नियम से शुरू होती है - जो ऊर्जा संरक्षण का एक औपचारिक कथन है।
- यह ऊष्मा (q) और कार्य (w) को किसी प्रणाली की आंतरिक ऊर्जा (ΔU) में परिवर्तन से जोड़ता है।

B. प्रथम नियम का कथन

- ऊर्जा का न तो सृजन किया जा सकता है और न ही विनाश; इसे केवल एक रूप से दूसरे रूप में रूपांतरित किया जा सकता है।
- एक पृथक निकाय की कुल ऊर्जा स्थिर रहती है।

• गणितीय रूप:

$$\Delta U = q + w$$

कहाँ:

- ΔU = आंतरिक ऊर्जा में परिवर्तन
- q = सिस्टम को आपूर्ति की गई ऊष्मा (+ve यदि अवशोषित हो)
- w = सिस्टम पर किया गया कार्य (+ve यदि सिस्टम पर किया गया हो)

C. ऊर्जा परिवर्तन के घटक

- **ऊष्मा (q):**
 - तापमान अंतर के कारण ऊर्जा स्थानांतरण .
 - पथ फ़ंक्शन.
- **कार्य (s):**
 - यांत्रिक अंतःक्रिया के माध्यम से ऊर्जा स्थानांतरण .
 - पथ फ़ंक्शन.
- **आंतरिक ऊर्जा (U):**
 - राज्य कार्य → केवल सिस्टम की स्थिति पर निर्भर करता है।

D. साइन कन्वेंशन सारांश

इंटरैक्शन	सिस्टम परिप्रेक्ष्य	संकेत
अवशोषित ऊष्मा	प्रणाली में ऊर्जा	+क्यू
जारी की गई ऊष्मा	सिस्टम से बाहर ऊर्जा	-q
सिस्टम द्वारा किया गया कार्य	ऊर्जा बाहर (विस्तार)	डब्ल्यू
सिस्टम पर किया गया कार्य	ऊर्जा (संपीड़न)	+डब्ल्यू

E. विभिन्न प्रक्रियाओं पर लागू पहला नियम

प्रक्रिया	स्थितियाँ	रिश्ता	टिप्पणी
समतापी (T स्थिरांक)	$\Delta Y = 0$	$क्यू = -डब्ल्यू$	समस्त ऊर्जा कार्य/ऊष्मा के रूप में
रुद्धोष्म (q = 0)	कोई ऊष्मा विनिमय नहीं	$\Delta Y = डब्ल्यू$	कार्य परिवर्तन U
आइसोकोरिक (V स्थिरांक)	$डब्ल्यू = 0$	$\Delta Y = q_v$	ऊष्मा = आंतरिक ऊर्जा परिवर्तन
समदाबीय (P स्थिरांक)	P ΔV कार्य	$q_p = \Delta E$	ऊष्मा = एन्थैल्पी परिवर्तन

F. आंतरिक ऊर्जा (U)

- अणुओं की कुल सूक्ष्म ऊर्जा (गतित्ज + विभव)।
- राज्य कार्य → पथ से स्वतंत्र.
- तापमान, दबाव और संरचना पर निर्भर करता है।

विभेदक रूप:

$$dU = \delta q + \delta w$$

(δq , δw अनिश्चित अंतर हैं - पथ-निर्भर; dU सटीक अंतर)

G. एन्थैल्पी (H)

$$E = Y + P_{int}$$

- स्थिर दबाव पर प्रक्रियाओं के लिए उपयोगी .
 - $\Delta H = q_p$ (स्थिर दबाव पर अवशोषित/मुक्त ऊष्मा)।
- ΔH और ΔU (आदर्श गैस) के बीच संबंध :

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

जहाँ $\Delta n_g = n_{\text{gas, products}} - n_{\text{gas, reactants}}$

H. विस्तार/संपीड़न में किया गया कार्य (पुनरावर्तन)

- निरंतर बाहरी दबाव: $w = -P_{ext}(V_2 - V_1)$
- प्रतिवर्ती समतापी (आदर्श गैस): $w_{rev} = -nRT \ln(V_2/V_1)$
- रुद्धोष्म: $w = (P_1 V_1 - P_2 V_2) / (\gamma - 1)$

I. ऊष्मा धारिताएँ (C_v और C_p)

- सी = क्यू/ Δ टी
- C_v : स्थिर आयतन पर ऊष्मा धारिता → $q_v = nC_v \Delta T$
- C_p : स्थिर दाब पर ताप धारिता → $q_p = nC_p \Delta T$
- संबंध (आदर्श गैस):

$$C_p - C_v = R$$

J. ΔH और ΔU के बीच संबंध

आदर्श गैसों के लिए:

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

चूँकि $PV = nRT$,

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

K. प्रतिक्रियाओं में ऊर्जा परिवर्तन

1. स्थिर आयतन पर (बम कैलोरीमीटर)

$$\Delta U = q_v = C_v \Delta T$$

2. स्थिर दबाव पर (खुली प्रणाली)

$$\Delta H = q_p = C_p \Delta T$$

3. उनके बीच संबंध

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

L. उदाहरण

उदाहरण 1:

प्रतिक्रिया के लिए: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

300 K पर, $\Delta H - \Delta U$ ज्ञात कीजिए।

$$\Delta n_g = 2 - 4 = -2 \Rightarrow \Delta H - \Delta U = (-2)RT = -2(8.314)(300) = -4988J$$

उदाहरण 2:

जब 1 मोल गैस 300 K पर 1 L से 10 L तक समतापी रूप से फैलती है तो किए गए कार्य की गणना करें।

$$w = -nRT \ln(V_2/V_1) = -(1)(8.314)(300) \ln(10) = -5745J$$

$$q = +5745J, \quad \Delta U = 0$$

उदाहरण 3:

रुद्धोष्म प्रसार ($\gamma = 1.4$) के लिए, 300 K से 1 मोल वायु → T_2 ज्ञात करें जब $V_2/V_1 = 2$ हो।

$$T_1 V_1^{\gamma-1} = T_2 V_2^{\gamma-1} \Rightarrow T_2 = T_1 (V_1/V_2)^{\gamma-1} = 300(1/2)^{0.4} = 227K$$

M. भौतिक परिवर्तनों की एन्थैल्पी

प्रक्रिया	Δ एच	संकेत
पिघलना (संलयन)	+ve	एन्डोथर्मिक
जमना	-ve	एक्जोथर्मिक
वाष्पीकरण	+ve	एन्डोथर्मिक
वाष्पीकरण	-ve	एक्जोथर्मिक
उच्च बनाने की क्रिया	+ve	एन्डोथर्मिक

N. अवधारणा कनेक्शन

ऊष्मागतिक मात्रा	निरंतर स्थिति	समतुल्य ऊष्मा
Δ यू	स्थिर आयतन	क्यू वी
Δ एच	स्थिर तापमान	क्यू पी
Δ जी	स्थिरांक T, P	मुक्त ऊर्जा परिवर्तन
Δ ए	स्थिरांक T, V	हेल्महोल्ट्ज़ फ़ंक्शन परिवर्तन

O. कॉन्सेप्ट ट्रेप्स

- q और w अवस्था फलन नहीं हैं, लेकिन ΔU है।
- $\Delta E_{ch} \approx \Delta U$ केवल तब जब $\Delta n_g = 0$ या संघनित चरण प्रतिक्रियाएं।
- सामान्यतः एन्थैल्पी \neq ऊष्मा; केवल स्थिर दाब पर।
- आंतरिक ऊर्जा में थोक गति की गतिज ऊर्जा या गुरुत्वाकर्षण ऊर्जा शामिल नहीं होती है।
- प्रथम नियम ऊर्जा संरक्षण बताता है, प्रक्रिया की दिशा नहीं (द्वितीय नियम दिशा तय करता है)।

P. मेमोरी पेग्स

- "ऊर्जा संरक्षित है - यह सिर्फ हाथों में बदलती है।"
- " $\Delta U = q + w$ — सार्वभौमिक ऊर्जा बहीखाता।"
- "स्थिर P पर $\rightarrow q = \Delta H$; स्थिर V पर $\rightarrow q = \Delta U$."
- " $\Delta H - \Delta U = \Delta n_g RT$ - गैस मायने रखती है।"
- " $C_p - C_v = R$ — केवल आदर्श गैसों के लिए।"

Q. फॉर्मूला बैंक

अवधारणा	FORMULA	नोट्स
पहला नियम	$\Delta U = q + w$	मुख्य संबंध
तापीय धारिता	$q = C_p + C_v$	राज्य कार्य
स्थिर V पर ऊष्मा	$q_v = nC_v \Delta T = \Delta U$	आइसोकोरिक
स्थिर P पर ऊष्मा	$q_p = nC_p \Delta T = \Delta H$	समदाब रेखीय
$C_p - C_v = R$	मेयर का रिश्ता	केवल आदर्श गैस
$\Delta H - \Delta U = \Delta n_g RT$	प्रतिक्रिया एन्थैल्पी लिंक	गैस-चरण प्रतिक्रियाएँ
w_{rev} (समतापी)	$-nRT \ln(V_2/V_1)$	आदर्श गैस विस्तार
रुद्धोष्म कार्य	$(P_1 V_1 - P_2 V_2) / (\gamma - 1)$	$\gamma = C_p/C_v$

R. पीवाईक्यू पैटर्न

प्रश्न प्रकार	अवधारणा का परीक्षण किया गया	परीक्षाएँ
$\Delta U = q + w$ लागू करें	प्रथम नियम तर्क	जेईई, नीट
$\Delta H - \Delta U$ संबंध	गैस प्रतिक्रियाएँ	जेईई मेन
उष्मागति	स्थिर आयतन/दबाव	बोर्ड
कार्य/ताप गणना	पीवी कार्य	NEET, बोर्ड
वैचारिक	राज्य बनाम पथ फ़ंक्शन	सभी

एन्थैल्पी (H) और एन्थैल्पी परिवर्तन के प्रकार

A. मुख्य विचार - स्थिर दबाव पर ऊर्जा

- एन्थैल्पी (H) एक अवस्था फलन है जो स्थिर दाब पर किसी निकाय की ऊष्मा मात्रा को दर्शाता है। यह विशेष रूप से खुले निकायों (वायुमंडलीय दाब) में होने वाली रासायनिक प्रतिक्रियाओं और प्रावस्था परिवर्तनों के लिए उपयोगी है।

B. एन्थैल्पी की परिभाषा

$$H = U + PV$$

कहाँ:

- H: एन्थैल्पी
- U: आंतरिक ऊर्जा
- P: दबाव
- V: वॉल्यूम

एन्थैल्पी में परिवर्तन:

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

निरंतर दबाव के लिए,

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

चूँकि स्थिर P पर: $q_p = \Delta H$

इस प्रकार, स्थिर दबाव पर, प्रणाली द्वारा अवशोषित या उत्सर्जित ऊष्मा एन्थैल्पी में परिवर्तन के बराबर होती है।

C. ΔH और ΔU (आदर्श गैस) के बीच संबंध

आदर्श गैस अभिक्रियाओं के लिए:

$$PV = nRT \Rightarrow \Delta(PV) = \Delta n_g RT$$

इसलिए,

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

कहाँ:

$$\Delta n_g = \sum n(\text{उत्पाद})_g - \sum n(\text{प्रतिक्रियाशील})_g$$

D. एन्थैल्पी के लक्षण

- अवस्था फलन: केवल प्रारंभिक और अंतिम अवस्थाओं पर निर्भर करता है।
- विस्तृत गुण: सिस्टम आकार के समानुपाती।
- विभेदक रूप: $dH = dU + PdV + VdP$
- स्थिर दबाव पर: $dH = \delta q_p$
- संघनित चरणों (तरल/ठोस) के लिए: $\Delta H \approx \Delta U$ (चूँकि $\Delta V \approx 0$).

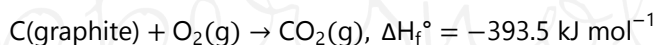
E. एन्थैल्पी बनाम आंतरिक ऊर्जा

विशेषता	एन्थैल्पी (H)	आंतरिक ऊर्जा (U)
परिभाषा	एच = यू + पीवी	सूक्ष्म ऊर्जाओं का योग
के तहत मापा गया	स्थिर तापमान	स्थिर आयतन
प्रतिनिधित्व करता है	स्थिर P पर ऊष्मा परिवर्तन	स्थिर V पर ऊष्मा परिवर्तन
के लिए उपयोगी	खुली प्रणालियाँ	बंद प्रणालियाँ
ΔH बनाम ΔU	$\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$	—

F. एन्थैल्पी परिवर्तन के प्रकार

1. मानक निर्माण एन्थैल्पी (ΔH_f°)

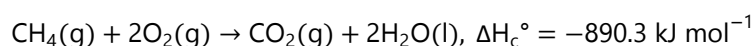
ताप परिवर्तन तब होता है जब किसी यौगिक का **1 मोल उसके तत्वों से उनकी मानक अवस्थाओं** (298 K, 1 bar) में बनता है।
उदाहरण:



2. दहन की मानक एन्थैल्पी (ΔH_c°)

1 मोल ऑक्सीजन में पूरी तरह जलता है तो ऊष्मा में परिवर्तन होता है।

उदाहरण:

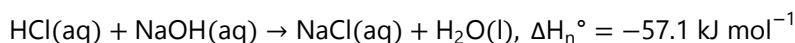


- सदैव ऋणात्मक (एक्सोथर्मिक)।

3. मानक उदासीनीकरण एन्थैल्पी (ΔH_n°)

ऊष्मा परिवर्तन तब होता है जब **1 समतुल्य अम्ल 1 समतुल्य क्षार** को उदासीन करके जल बनाता है।

उदाहरण:

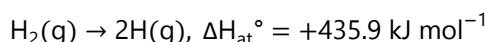


- सभी प्रबल अम्ल-प्रबल क्षार अभिक्रियाओं (पूर्ण आयनीकरण) के लिए लगभग स्थिर।

4. परमाणुकरण की एन्थैल्पी (ΔH_{at}°)

1 मोल को उसके घटक परमाणुओं को गैसीय अवस्था में परिवर्तित करने के लिए आवश्यक ऊष्मा।

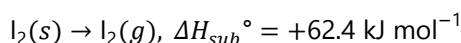
उदाहरण:



5. ऊर्ध्वपातन एन्थैल्पी (ΔH_{sub}°)

ठोस \rightarrow गैस

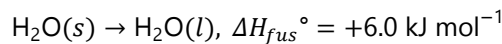
उदाहरण:



6. संलयन की एन्थैल्पी (ΔH_{fus}°)

ठोस \rightarrow द्रव

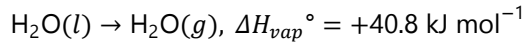
उदाहरण:



7. वाष्पीकरण की एन्थैल्पी (ΔH_{vap}°)

द्रव \rightarrow गैस

उदाहरण:

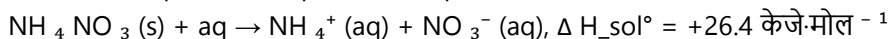
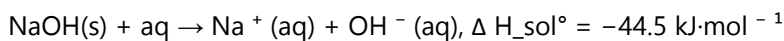


8. विलयन की एन्थैल्पी (ΔH_{sol}°)

1 मोल विलायक में अनंत तनुता तक घुलता है तो ऊष्मा में परिवर्तन होता है।

यह ऊष्माशोषी या ऊष्माशोषी हो सकता है।

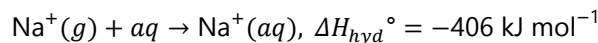
उदाहरण:



9. जलयोजन एन्थैल्पी (ΔH_{hyd}°)

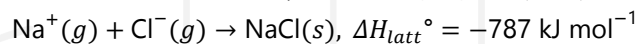
1 मोल गैसीय आयनों को जलीय आयन बनाने के लिए हाइड्रेट किया जाता है तो ऊष्मा निकलती है।

उदाहरण:



10. जाली एन्थैल्पी (ΔH_{latt}°)

एक आयनिक ठोस का 1 मोल उसके गैसीय आयनों से बनता है तो ऊष्मा में परिवर्तन होता है।



विपरीत प्रक्रिया (ठोस \rightarrow आयन): $\Delta H = +787 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

G. एन्थैल्पी परिवर्तनों का मापन - कैलोरीमेट्री

• स्थिर आयतन पर (बम कैलोरीमीटर):

- माप ΔU .
- ΔH को निम्न का उपयोग करके संशोधित किया गया:

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

• स्थिर दबाव पर (कॉफी-कप कैलोरीमीटर):

- ΔH को सीधे मापता है।

• रिश्ता:

$$q = mC\Delta T$$

जहाँ C = विशिष्ट ऊष्मा धारिता.

H. हेस का स्थिर ऊष्मा योग का नियम (पूर्वावलोकन)

किसी अभिक्रिया के लिए कुल एन्थैल्पी परिवर्तन एक समान होता है, चाहे वह एक चरण में हो या अनेक चरणों में।

$$\Delta H_{overall} = \Sigma \Delta H_{individual}$$

आसानी से मापने योग्य न होने वाली प्रतिक्रियाओं के एन्थैल्पी परिवर्तनों की गणना करने के लिए उपयोग किया जाता है।

I. मानक एन्थैल्पी आरेख (संकल्पनात्मक मानचित्र)

- निर्माण \rightarrow दहन \rightarrow बंध एन्थैल्पी \rightarrow जालक + जलयोजन \rightarrow विलयन
- सभी हेस के नियम और ऊर्जा चक्र (बोर्न-हैबर चक्र) के माध्यम से परस्पर जुड़े हुए हैं।

J. सामान्य PYQ विषय

प्रकार	उदाहरण	अवधारणा
एन्थैल्पी परिभाषा	ΔH_f° को परिभाषित करें	बोर्ड
$\Delta H - \Delta U$ संबंध	$\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$	जेईई
ऊष्मामिति	$m, C, \Delta T$ दिया गया है, ΔH ज्ञात कीजिए	NEET
प्रक्रिया प्रकार की पहचान करें	"NaOH पानी में घुल रहा है"	एंडो/एक्सोथर्मिक
हेस का नियम	ΔH की अप्रत्यक्ष रूप से गणना करें	जेईई, बोर्ड

K. कॉन्सेप्ट ट्रेप्स

- ΔH भौतिक अवस्थाओं पर निर्भर करता है → हमेशा (s, l, g, aq) निर्दिष्ट करें।
- स्थिर अवस्था में तत्वों की मानक एन्थैल्पी = 0.
- $\Delta H = \Delta U + \Delta n_g RT$ केवल आदर्श गैसों पर लागू होता है।
- ΔH का चिह्न :
 - (+) = ऊष्माशोषी, (-) = ऊष्माक्षेपी।
- उदासीनीकरण ऊष्मा केवल प्रबल अम्ल-क्षार अभिक्रियाओं के लिए स्थिर होती है।

L. मेमोरी पेग्स

- "H = U + PV — स्थिर P पर ऊष्मा।"
- " $\Delta H > 0$ अवशोषित करता है, $\Delta H < 0$ मुक्त करता है।"
- "निर्माण एक मोल बनाता है; दहन एक मोल का उपभोग करता है।"
- "मजबूत अम्ल/क्षार के लिए उदासीनीकरण हमेशा ~ -57 kJ/mol होता है।"
- "मानक अवस्था में तत्व — $\Delta H_f^\circ = 0$."

M. फॉर्मूला बैंक

अवधारणा	FORMULA	नोट्स
तापीय धारिता	एच = यू + पीवी	परिभाषा
ΔH (आदर्श गैस)	$\Delta U + \Delta n_g RT$	व्युत्पन्न
ऊष्मामिति	$q = mC \Delta T$	मापा
ΔH (संलयन/वाष्पीकरण)	$q = n \Delta H_{\text{चरण}}$	शारीरिक परिवर्तन
प्रतिक्रिया एन्थैल्पी	$\Delta H_{\text{rxn}} = \Sigma \Delta H_{\text{उत्पाद}} - \Sigma \Delta H_{\text{अभिकारक}}$	हेस के नियम का आधार
दहन की एन्थैल्पी	$\Delta H_{\text{c}}^\circ = \Sigma \Delta H_{\text{f}}(\text{उत्पाद}) - \Sigma \Delta H_{\text{f}}(\text{प्रतिक्रियाशील})$	एकजोथिर्मिक
उदासीनीकरण की ऊष्मा	≈ -57 किलो जूल/मोल	प्रबल अम्ल-क्षार

हेस का नियम और एन्थैल्पी के अनुप्रयोग

A. मुख्य विचार - ऊष्मा परिवर्तनों की योगात्मकता

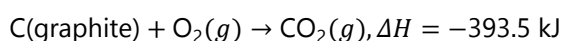
- हेस का नियम एन्थैल्पी के एक अवस्था फलन होने का प्रत्यक्ष परिणाम है।
- इसमें कहा गया है कि किसी रासायनिक अभिक्रिया के लिए कुल एन्थैल्पी परिवर्तन, प्रारंभिक और अंतिम अवस्थाओं के बीच लिए गए पथ से स्वतंत्र होता है।

B. हेस के नियम का कथन

"किसी अभिक्रिया के लिए कुल एन्थैल्पी परिवर्तन एक समान होता है, चाहे वह एक चरण में हो या अनेक मध्यवर्ती चरणों के माध्यम से।"

$$\Delta H_{\text{Overall}} = \Sigma \Delta H_{\text{individual}}$$

उदाहरण:



सीधे या चरणों में हो सकता है:

- $\text{C} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}$, $\Delta H_1 = -110.5$ केजे
- $\text{CO} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$, $\Delta H_2 = -283.0$ kJ

जोड़: $\Delta H_{\text{कुल}} = \Delta H_1 + \Delta H_2 = -393.5$ kJ

C. सैद्धांतिक आधार

- चूंकि एन्थैल्पी (H) एक अवस्था फलन है, एन्थैल्पी (ΔH) में परिवर्तन केवल प्रारंभिक और अंतिम अवस्थाओं पर निर्भर करता है, मध्यवर्ती चरणों की संख्या या प्रकार पर नहीं।

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{initial}}$$

इस प्रकार, अनुक्रमिक प्रतिक्रियाओं के लिए एन्थैल्पी परिवर्तन योगात्मक होते हैं।

D. गणितीय अभिव्यक्ति

यदि किसी प्रतिक्रिया को अन्य के संयोजन के रूप में व्यक्त किया जा सकता है:

$$R = aR_1 + bR_2 + cR_3 + \dots$$

तब:

$$\Delta H_R = a\Delta H_1 + b\Delta H_2 + c\Delta H_3 + \dots$$

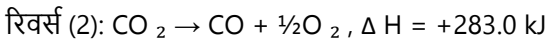
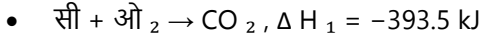
E. हेस के नियम के अनुप्रयोग

1. निर्माण एन्थैल्पी की गणना (ΔH_f°)

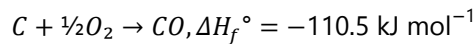
जब प्रत्यक्ष निर्माण कठिन हो, तो ज्ञात अभिक्रिया एन्थैल्पी का उपयोग करें।

उदाहरण: CO(g) का ΔH_f° ज्ञात कीजिए।

दिया गया:



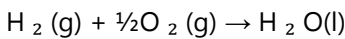
(1) के साथ जोड़ें:



2. अभिक्रिया की एन्थैल्पी की गणना (ΔH_r°)

$$\Delta H_{rxn} = \Sigma \Delta H_f(\text{products}) - \Sigma \Delta H_f(\text{reactants})$$

उदाहरण:



$$\Delta H_f(H_2O) = -285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

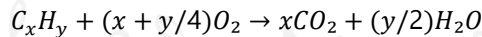
3. दहन एन्थैल्पी

$$\Delta H_c = \Sigma \Delta H_f(CO_2 + H_2O) - \Sigma \Delta H_f(\text{fuel})$$

ईंधन दक्षता और कैलोरी मान की गणना करने के लिए उपयोग किया जाता है।

4. दहन डेटा से निर्माण की एन्थैल्पी

हाइड्रोकार्बन के लिए:



हाइड्रोकार्बन के ΔH_f को निर्धारित करने के लिए CO₂ और H₂O के लिए ज्ञात ΔH_c मानों का उपयोग करें।

5. संक्रमण की एन्थैल्पी (संलयन, वाष्पीकरण, उर्ध्वपातन)

ज्ञात ΔH का योग या घटाव करें।

उदाहरण:

$$\Delta H_{sub} = \Delta H_{fus} + \Delta H_{vap}$$

6. बॉन्ड एन्थैल्पी गणना

हेस के नियम और औसत बंध ऊर्जा से:

$$\Delta H = \Sigma(E_{bonds\text{broken}}) - \Sigma(E_{bonds\text{formed}})$$

7. जालक ऊर्जा का निर्धारण - बोर्न-हैबर चक्र

आयनिक यौगिकों (जैसे NaCl, KCl, MgO) के लिए उपयोग किया जाता है।

F. बोर्न-हैबर चक्र (चरणबद्ध आयनिक गठन)

आयनिक ठोस निर्माण के लिए एन्थैल्पी चरणों का उपयोग करते हुए हेस के नियम को चित्रित किया गया है।

उदाहरण: NaCl(s)

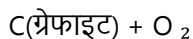
कदम	प्रक्रिया	एन्थैल्पी (ΔH , केजे-मोल ⁻¹)
1	Na(s) → Na(g)	+108 (उर्ध्वपातन)
2	½Cl ₂ (जी) → Cl(जी)	+121 (बॉन्ड वियोजन)
3	Na(g) → Na ⁺ (g) + e ⁻	+496 (आयनीकरण)
4	Cl(g) + e ⁻ → Cl ⁻ (जी)	-349 (इलेक्ट्रॉन बंधुता)
5	Na ⁺ (g) + Cl ⁻ (g) → NaCl(s)	-787 (जाली एन्थैल्पी)

कुल अभिक्रिया: Na(s) + ½Cl₂(g) → NaCl(s)

$$\Delta H_f^\circ = (+108 + 121 + 496 - 349 - 787) = -411 \text{ kJ mol}^{-1}$$

G. ग्राफिकल प्रतिनिधित्व (ऊर्जा आरेख)

हेस का नियम पथ तुल्यता:



✓ प्रत्यक्ष (-393.5 kJ)

✗ CO मध्यवर्ती के माध्यम से (-110.5 + -283.0)

दोनों पथ एक ही अंतिम एन्थैल्पी परिवर्तन की ओर ले जाते हैं।

H. थर्मोकैमिकल समीकरण सम्मेलनों

- हमेशा भौतिक अवस्थाएँ (s, l, g, aq) निर्दिष्ट करें।
- विपरीत प्रतिक्रिया → ΔH का चिन्ह बदलता है।
- गुणांकों को गुणा करें → ΔH को समान कारक से गुणा किया गया।
- ΔH मान आमतौर पर प्रति मोल प्रतिक्रिया में व्यक्त किए जाते हैं।

I. हेस के नियम का उपयोग करते हुए प्रमुख संबंध

संपत्ति	FORMULA	टिप्पणी
प्रतिक्रिया एन्थैल्पी	$\Delta H_{rxn} = \sum \Delta H_f(\text{उत्पाद}) - \sum \Delta H_f(\text{प्रतिक्रियाशील})$	मूल उपयोग
दहन एन्थैल्पी	$\Delta H_c = \sum \Delta H_f(\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}) - \Delta H_f(\text{ईंधन})$	ईंधन
जाली एन्थैल्पी	$\Delta H_{lat} = \Sigma \text{चरण (जन्म-हैबर)}$	आयनिक ठोस
बॉन्ड एन्थैल्पी	$\Delta H = \Sigma \text{बंध टूटे} - \Sigma \text{बंध बने}$	सहसंयोजक प्रतिक्रियाएँ

J. सामान्य PYQ पैटर्न

प्रकार	उदाहरण	अवधारणा का परीक्षण किया गया
हेस चक्र का निर्माण	CO गठन	additivity
ΔH_f की गणना करें	दी गई दहन एन्थैल्पी	अप्रत्यक्ष निर्धारण
बोर्न-हैबर अनुप्रयोग	NaCl या MgO	जाली ऊर्जा
बंधन ऊर्जा	प्रतिक्रिया ΔH	सहसंयोजक प्रणालियाँ
संकेत तर्क	पथ उलटना	वैचारिक तर्क

K. कॉन्सेप्ट ट्रेप्स

- ΔH मान भौतिक अवस्थाओं पर निर्भर करते हैं ($H_2O(l) \neq H_2O(g)$).
- बंध ऊर्जाएं औसत होती हैं - विशिष्ट अणुओं के लिए नहीं।
- जाली ऊर्जा परिपाटी:
 - गठन ($Na^+ + Cl^- \rightarrow NaCl$) → नकारात्मक
 - वियोजन ($NaCl \rightarrow \text{आयन}$) → सकारात्मक.
- हेस के नियम को लागू करते समय स्टोइकियोमेट्रिक संतुलन सुनिश्चित करें।

L. मेमोरी पेग्स

- "एन्थैल्पी जुड़ती है क्योंकि H एक अवस्था फलन है।"
- "जब प्रत्यक्ष ताप पथ कठिन होता है तो हेस मदद करता है।"
- "बोर्न-हैबर आयनिक बंधनों को चरण-दर-चरण तोड़ता है।"
- "बॉन्ड एन्थैल्पी: ब्रेक माइनस मेक।"
- "उल्टा रास्ता → उल्टा चिन्ह।"

M. फॉर्मूला बैंक

अवधारणा	FORMULA	नोट्स
हेस का नियम	$\Delta H_{कुल} = \sum \Delta H_{चरण}$	राज्य फ़ंक्शन गुण
प्रतिक्रिया एन्थैल्पी	$\Delta H_{rxn} = \sum \Delta H_f(\text{उत्पाद}) - \sum \Delta H_f(\text{प्रतिक्रियाशील})$	मूल सूत्र
बॉन्ड एन्थैल्पी	$\Delta E_b = \Sigma (\text{ई-टूटा हुआ}) - \Sigma (\text{ई-बना हुआ})$	आणविक प्रतिक्रियाएँ
जाली ऊर्जा	बोर्न-हैबर सीढ़ियों से	आयनिक क्रिस्टल
ऊर्जा संतुलन	$\Delta H_{sub} + \Delta H_{ion} + \Delta H_{diss} - EA - U_{lat} = \Delta H_f$	NaCl उदाहरण