

# अध्ययन नोट्स: रसायन विज्ञान की कुछ मूलभूत अवधारणाएँ

## विषय-सूची

1. सान्द्रता पद
2. संतुलित रासायनिक समीकरण
3. सीमांत अभिकर्मक
4. परमाणु सिद्धांत
5. रासायनिक संयोग के नियम
6. परमाणु, आणविक और सूत्र द्रव्यमान
7. तुल्यांकी भार
8. सारांश
9. धन्यवाद!

## 1. सान्द्रता पद

### मुख्य अवधारणाएँ

- **मोलरता (M):** विलयन के प्रति लीटर में विलेय के मोल।

$$M = \frac{\text{moles of solute}}{\text{liters of solution}}$$

- **मोललता (m):** विलायक के प्रति किलोग्राम में विलेय के मोल।
- **नॉर्मलता (N):** विलयन के प्रति लीटर में विलेय का तुल्यांकी भार।
- **विलयन की सामर्थ्य:** विलयन के प्रति लीटर में विलेय के ग्राम।

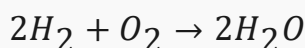
### तुलना तालिका

पद	परिभाषा	इकाइयाँ
मोलरता	विलयन के प्रति लीटर में मोल	mol/L
मोललता	विलायक के प्रति किलोग्राम में मोल	mol/kg
नॉर्मलता	विलयन के प्रति लीटर में तुल्यांक	eq/L
सामर्थ्य	विलयन के प्रति लीटर में ग्राम	g/L

## 2. संतुलित रासायनिक समीकरण

### मुख्य अवधारणाएँ

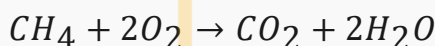
- एक संतुलित समीकरण अभिकारकों और उत्पादों के **स्टोइको-मेट्रीक अनुपात** को दर्शाता है।
- उदाहरण:



- गुणांक संबंधित पदार्थों के **मोल अनुपात** को निरूपित करते हैं।

### उदाहरण

- मेथेन का दहन:



- अभिकारक: 1 मोल  $CH_4$ , 2 मोल  $O_2$
- उत्पाद: 1 मोल  $CO_2$ , 2 मोल  $H_2O$

## 3. सीमांत अभिकर्मक

### मुख्य अवधारणाएँ

- **सीमांत अभिकर्मक** वह अभिकारक है जो सबसे पहले **पूरी तरह उपभुक्त** हो जाता है।
- निर्धारित करता है कि **उत्पाद की अधिकतम मात्रा** कितनी बनेगी।

### उदाहरण

- अभिक्रिया:  $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$
- यदि 1 मोल  $N_2$ , 2 मोल  $H_2$  के साथ अभिक्रिया करता है:
- $H_2$  सीमांत अभिकर्मक है।
- केवल 1.33 मोल  $NH_3$  उत्पन्न होते हैं।

## 4. परमाणु सिद्धांत

### मुख्य अवधारणाएँ

- **जॉन डाल्टन** (1808) ने परमाणु सिद्धांत प्रस्तावित किया:
- समस्त द्रव्य **अविभाज्य परमाणुओं** से बना है।
- एक ही तत्व के परमाणु **समरूप** होते हैं।

- परमाणु यौगिक बनाने के लिए सरल अनुपात में संयोजित होते हैं।

## ब्लॉककोट

# 5. रासायनिक संयोग के नियम

## नियम

- द्रव्यमान संरक्षण का नियम:
- रासायनिक अभिक्रिया में न तो द्रव्यमान नष्ट होता है और न ही उत्पन्न।
- उदाहरण:  $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$
- अभिक्रिया के पहले और बाद में कुल द्रव्यमान अपरिवर्तित रहता है।
- घटकों के स्थिर अनुपात का नियम:
- किसी यौगिक में तत्वों का द्रव्यमानानुसार अनुपात सदैव समान रहता है।
- उदाहरण: जल ( $H_2O$ ) में सदैव 11.1% H और 88.9% O होता है।
- गुणित अनुपात का नियम:
- तत्व विभिन्न यौगिकों के निर्माण में सरल अनुपात में संयोग करते हैं।
- उदाहरण: कार्बन और ऑक्सीजन मिलकर  $CO$  और  $CO_2$  बनाते हैं।
- तुल्यांकी अनुपात का नियम:
- तत्व अन्य तत्वों के साथ तुल्यांकी अनुपात में संयोग करते हैं।
- उदाहरण: 1 मोल  $H_2O$ , 1 मोल  $NaOH$  के साथ संयोग करके  $Na_2CO_3$  बनाता है।
- गैसों के आयतन संयोग का नियम:
- समान ताप और दाब पर गैसों आयतन अनुपात में अभिक्रिया करती हैं।
- उदाहरण: 2 आयतन  $H_2 + 1$  आयतन  $O_2 \rightarrow 2$  आयतन  $H_2O$ ।

# 6. परमाणु, आणविक और सूत्र द्रव्यमान

## परिभाषाएँ

- परमाणु द्रव्यमान: एकल परमाणु का द्रव्यमान (उदा.  $^{12}_6C = 12 \text{ u}$ )।
- आणविक द्रव्यमान: अणु में सभी परमाणुओं के द्रव्यमानों का योग (उदा.  $H_2O = 18 \text{ u}$ )।
- सूत्र द्रव्यमान: आयनिक यौगिक में परमाणुओं के द्रव्यमानों का योग (उदा.  $NaCl = 58.5 \text{ u}$ )।

## उदाहरण

- $CO_2$ :
- कार्बन: 12 u
- ऑक्सीजन:  $16 \text{ u} \times 2 = 32 \text{ u}$
- कुल: 44 u

## 7. तुल्यांकी भार

### मुख्य अवधारणाएँ

- तुल्यांकी भार वह द्रव्यमान है जो 1 मोल इलेक्ट्रॉनों के साथ अभिक्रिया या विस्थापित करता है।
- सूत्र:

$$\text{Equivalent Weight} = \frac{\text{Molar Mass}}{\text{Valence Factor}}$$

### उदाहरण

पदार्थ	मोलर द्रव्यमान	संयोजकता गुणांक	तुल्यांकी भार
$H_2SO_4$	98 g/mol	2	49 g/equivalent
$NaOH$	40 g/mol	1	40 g/equivalent
$K$	39 g/mol	1	39 g/equivalent

## 8. सारांश

### मुख्य बिंदु

- सान्द्रता पद (मोलरता, मोललता, नॉर्मलता) विलयन की संरचना का वर्णन करते हैं।
- संतुलित समीकरण स्टोइकोमीट्रीक संबंधों को दर्शाते हैं।
- सीमांत अभिकर्मक अधिकतम उत्पाद की मात्रा निर्धारित करता है।
- परमाणु सिद्धांत द्रव्य की संरचना की व्याख्या करता है।
- संयोग के नियम रासायनिक अभिक्रियाओं को नियंत्रित करते हैं।
- तुल्यांकी भार रेडॉक्स और अम्ल-क्षार अभिक्रियाओं के लिए महत्वपूर्ण है।