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

© 2023-2025 Copyright SATHEE

2. संतुलित रासायनिक समीकरण

मुख्य अवधारणाएँ

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

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

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

उदाहरण

- **मेथेन का दहन**:

$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$$

- 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।

© 2023-2025 Copyright SATHEE

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

ब्लॉककोट

5. रासायनिक संयोग के नियम

नियम

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

6. परमाणु, आणविक और सूत्र द्रव्यमान

परिभाषाएँ

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

© 2023-2025 Copyright SATHEE

उदाहरण

- CO_2:
- कार्बन: 12 u
- ऑक्सीजन: 16 u × 2 = 32 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।

© 2023-2025 Copyright SATHEE