अनुभाग–1 (अकार्बनिक रसायन)

अध्याय–1
रसायन की मूल अवधारणाएं
BASIC CONCEPTS OF CHEMISTRY

क्रमबद्ध एवं सुव्यवस्थित ज्ञान को विज्ञान कहते हैं। अत्यन्त प्राचीन काल से ही मनुष्य को प्रकृति की कार्य प्रणाली जैसे– पौधों तथा जीव–जन्तुओं की उत्पत्ति, उनका विकास, ऋतु परिवर्तन, सूर्योदय, तारों का चमकना, दिन–रात का होना, वर्षा द्वारा जल प्राप्ति इत्यादि को जानने की रही है। इसी उत्सुकता एवं ज्ञान प्राप्त करने की इच्छा का नाम भारत वर्ष के ऋषियों द्वारा 'जिज्ञासा' दिया गया।

मनुष्य प्राकृतिक वातावरण में जो कुछ भी देखता है, सुनता है, अनुभव करता है तो मस्तिष्क में उनके प्रश्नों के उत्तरों को ढूंढने का प्रयास करता है। इस प्रकार के क्रमिक, सुव्यवस्थित ज्ञान को वर्तमान में विज्ञान कहते हैं।

1.1 रसायन (Chemistry)

द्रव्य की संरचना तथा उसमें होने वाले परिवर्तनों के अध्ययन एवं सुव्यवस्थित ज्ञान को रसायन कहते हैं।

रसायन को हम विस्तृत रूप से इस प्रकार परिभाषित कर सकते हैं – "रसायन विज्ञान की वह शाखा है जिसमें पदार्थों के विभिन्न गुणों (properties), वर्गीकरण (classification), संघटन (composition), विभिन्न ऊर्जाओं (energies) के प्रभावों से होने वाली क्रियाओं (actions) एवं अभिक्रियाओं (reactions) का सुव्यवस्थित अध्ययन किया जाता है।"

रसायन के विकास में प्राचीन काल से ही भारतीय वैज्ञानिकों के योगदान का एक गौरवशाली इतिहास रहा है। प्राचीनकाल में जहां महर्षि कणाद ने परमाणुवाद का सिद्धान्त प्रतिपादित किया वहीं पूर्वकाल में नागार्जुन, वाग्भट्ट, गोविन्दाचार्य, यशोधर, रामचन्द्र, सोमदेव आदि ने रसायन विज्ञान को विकसित करने में यशस्वी भूमिका का निर्वहन किया। धातु विज्ञान, चिकित्सा विज्ञान में नागार्जुन, चरक एवं सुश्रुत जैसे आचार्यो ने जीवन का विज्ञान प्रतिपादित करते हुए 'चरक संहिता' (औषध विज्ञान) और सुश्रुत संहिता (शल्य चिकित्सा) जैसे प्रसिद्ध ग्रन्थों की रचना की। नई दिल्ली में कुतुबमीनार के पास खुले आसमान के नीचे खड़ा लौह स्तम्भ पिछले 1600 वर्षों से जंगरहित बना हुआ है जो वर्तमान काल में भी रसायनज्ञों के लिए एक चुनौती है। वर्तमान में भी अनेकानेक भारतीय रसायनज्ञ अन्तर्राष्ट्रीय ख्याति अर्जित कर रसायन विज्ञान के विकास में भारतीय प्रतिभा के योगदान को चरितार्थ कर रहे हैं।

रसायन का अध्ययन विभिन्न शाखाओं में किया जाता है जैसे – अकार्बनिक रसायन (Inorganic chemistry), कार्बनिक रसायन (Organic chemistry), मृदा रसायन (Soil chemistry), जैव रसायन (Bio-chemistry), भौतिक रसायन (Physical chemistry), औद्योगिक रसायन (Industrial chemistry), विश्लेषण रसायन (Analytical chemistry), नाभिकीय रसायन (Nuclear chemistry), पादप रसायन (Plant chemistry) एंव डेयरी रसायन (Dairy chemistry) इत्यादि।

1.1.1 रसायन का दैनिक जीवन में महत्व (Importance of chemistry in daily life) -

विज्ञान जगत में रसायन की महत्वपूर्ण केन्द्रीय भूमिका है। वस्तुतः सम्पूर्ण संसार रसायनों से बना हुआ है। अतः जीवन में अभ्युदय (भौतिक उन्नति) एवं निःश्रेयस (आध्यात्मिक उन्नति) की प्राप्ति हेतु रसायन विज्ञान का अध्ययन एवं आवश्यक कड़ी है।

बीसवीं शताब्दी बहुधा 'रसायन की शताब्दी' कहलाती है। घर, समाज और उद्योगों में प्रयोग की जाने वाली अधिकतर वस्तुएं किसी न किसी रूप में रसायन की देन हैं।

विभिन्न प्रविधियों द्वारा मनुष्य ने प्राकृतिक पदार्थों से ऐसी वस्तुएं प्राप्त कीं जो पहले विद्यमान नहीं थीं। प्रयोगशाला में रसायन की छोटी–सी परखनली में होने वाली रासायनिक अभिक्रिया से प्राप्त उत्पादों को विशेष प्रविधियों द्वारा औद्योगिक

स्तर पर निर्माण कर ऐसी वस्तुएं बनाई गई हैं जिनके लिए मानव सदैव के लिए रसायनज्ञों का कृतज्ञ रहेगा। जल, लवण, वसा, तेल, लकड़ी, कोयला, रूई, खनिज आदि से रासायनिक प्रक्रिया द्वारा जो पदार्थ निर्माण किए गए हैं उनसे मनुष्य रहने के लिए मकान, पहनने के लिए कपड़े, खाने के लिए भोजन, रोगों से बचने और उपचार के लिए औषधियाँ जैसे लाभदायक वस्तुएं बना लेता है। प्लास्टिक से बने वाल्व मनुष्य के हृदय में प्राकृतिक वाल्व के स्थान पर लगाए गए हैं। इस प्रकार से रसायन ने मानव की मूलभूत तीनों आवश्यकताओं (रोटी, कपड़ा और मकान) की पूर्ति में अहम् भूमिका अदा की है।

कुछ प्राकृतिक पदार्थों में रासायनिक अभिक्रियाओं द्वारा इच्छा और आवश्यकतानुसार विशेष गुणों को भी निवेशित किया जा सकता है। कास्टिक सोडा तथा तेलों से प्राप्त साबुन के गुण सर्वथा भिन्न होते हैं। यद्यपि साबुन तेल से बनता है, फिर भी उससे चिकनाई नष्ट हो जाती है। बिना बुझा चूना और रेत को मिलाकर ईंट या पत्थर जोड़ने और प्लास्टर चढ़ाने का गारा बनाया जाता है। बिना बुझे चूने और रेत को लगभग 1200° C तक गर्म करने तथा कुछ एक–दो अन्य पदार्थों को मिलाकर सीमेंट बनाई जाती है। सीमेंट से निर्मित भवन इतने सुदृढ़ होते हैं कि उन पर कितनी भी मंजिलें बनाई जा सकती हैं।

रासायनिक कारखाने अनेक पदार्थों का निर्माण करने में सक्षम हैं, जिनका हमारी दैनिक जीवनचर्या में बहुत उपयोग है। प्रकृति में अनेक पदार्थ उपस्थित हैं परन्तु बड़ी संख्या में पदार्थ कृत्रिम ढंग से (प्राकृतिक पदार्थों से उत्पादन करके, निष्कर्षण द्वारा अथवा संश्लेषण करके) प्राप्त किए जाते हैं। जल, साधारण नमक, तांबा, चांदी, सोना, कोयला, गंधक और पैट्रोलियम प्राकृतिक रूप में प्राप्त होने वाले पदार्थों के उदाहरण हैं। कपड़े धोने वाला सोडा, पेट्रोल, स्प्रिट, इस्पात, गंधक का अम्ल एवं नीला थोथा उत्पादित पदार्थ हैं। रसायनज्ञों ने प्रयोगशालाओं में अनेक ऐसे पदार्थ खोजे हैं और उत्पादित किए हैं जो प्रकृति में उपस्थित नहीं हैं। इनमें से कई पदार्थों ने प्राकृतिक पदार्थों का स्थान ले लिया है। उदाहरणार्थ, कुछ समय पूर्व प्लास्टिक तथा कृत्रिम रेशे जैसे पदार्थों से हम अनभिज्ञ थे परन्तु आज वे मनुष्यों के प्रत्येक कार्यक्षेत्र में उपयोग आते हैं। पेन, चश्मे के फ्रेम, प्याले, बाल्टियां, खिलौने आदि प्लास्टिक से बनते हैं।

हमारे दैनिक जीवन में प्लास्टिक इस प्रकार रच–बस गया है कि आज चम्मच से लेकर बैड तक में प्लास्टिक समाया हुआ है।

रेयॉन के कपड़े, नायलॉन के मोजे, टेरिलीन की कमीजें, कृत्रिम ऊन के वस्त्र इत्यादि कृत्रिम रेशों से बनते हैं।

टूथपेस्ट, साबुन, अपमार्जक, क्रीम, श्रृंगार प्रसाधन, सनस्क्रीन, कम्प्यूटर में प्रयुक्त सिलिकोन चिप तथा डिस्क (जो पॉलीकार्बोनेट की बनी होती है) आदि सभी वस्तुएं रसायन विज्ञान के सिद्धान्तों का व्यावहारिक उपयोग है।

रसायन से ऐसिटिक अम्ल, साइट्रिक अम्ल, मेलिक अम्ल आदि का निर्माण किया है। हमारे दैनिक जीवन में अनेक धातुएं विभिन्न उद्देश्यों से प्रयोग की जाती हैं जैसे लोहा, तांबा, पीतल, स्टील, सोना इनके अयस्कों से अनेक रासायनिक क्रियाओं के पश्चात् प्राप्त होते हैं, जिनका उपयोग हमारी स्वास्थ्यवर्द्धक औषधियों में किया गया है।

1.1.2 रसायन का कृषि में महत्व (Importance of chemistry in agriculture)-

रसायन का कृषि से चोली–दामन का साथ है, दोनों एक–दूसरे के पूरक हैं। वर्तमान में रसायन के बिना कृषि अधूरी है। आज कृषि क्षेत्र में अधिकतम फसलोत्पादन हेतु कृषि रसायनों का प्रयोग बहुतायत में हो रहा है। बिना कृषि रसायन, जैविक खाद तथा जीवांश खाद के कृषि उत्पादन नहीं लिया जा सकता है। फसलों में लगने वाले हानिकारक कीटों, खरपतवार नियन्त्रण, फसलों की बीमारियों, भूमि उपचार, पौधों की कार्यिकी क्रियाओं जैसे– प्रकाश संश्लेषण, श्वसन, वाष्पोत्सर्जन, उत्स्वेदन, वाष्पीकरण, वृद्धि, पुष्पन, फलन आदि में रसायनों का अहम योगदान है।

अनेक दवाइयां रासायनिक प्रयोगशालाओं में खोजी और बनाई गई हैं। पेनिसिलीन, स्ट्रेप्टोमाइसिन, सल्फाडाईजीन, एस्परिन जैसी दवाइयों के कारण ही आज भयानक रोगों की रोकथाम संभव हो सकी है।

रासायनिक उर्वरक (Fertilizers), कीटाणुनाशक (Insecticides), पीड़कनाशी (Pesticides), खरपतवारनाशी (Weedicide) एवं फफूंदनाशी (Fungicide) द्वारा खाद्य पदार्थों के उत्पादन में अत्याधिक वृद्धि संभव हुई है। यूरिया का निर्माण सर्वप्रथम प्रयोगशाला में करके रसायनज्ञों ने "जैव शक्ति सिद्धान्त" को चुनौती दी है।

रसायन का कृषि में मृदा सुधारक के रूप में भी प्रयोग किया जाता है। उदाहरणार्थ– जिप्सम से क्षारकीय मृदा का सुधार किया जाता है और चूने का उपयोग अम्लीय मृदा में सुधार हेतु किया जाता है।

अतः मानव के अनेक कार्यक्षेत्रों में रसायन का महत्वपूर्ण योगदान है। चाहे वह हमारा भोजन हो या कपड़े या रहने के लिए मकान या कृषि उत्पादन सभी में कृषि रसायन का महत्त्व बढ़ता ही जा रहा है।

1.2 रासायनिक संयोग के नियम (Laws of chemical combination)

तत्त्वों के निश्चित अनुपात में रासायनिक संयोग करने के व्यवस्थित ढंग को रासायनिक संयोग के नियम कहते हैं।

रासायनिक संयोग के नियम निम्नलिखित हैं –

1. द्रव्यमान – संरक्षण का नियम।
2. स्थिर अनुपात का नियम।
3. गुणित अनुपात का नियम।
4. तुल्य अनुपात का नियम।
5. गैसीय आयतन का नियम।

1.2.1 द्रव्यमान – संरक्षण का नियम (Law of Conservation of Mass) -

प्रतिदिन हमें अनेक वस्तुएं नष्ट तथा उत्पन्न होती प्रतीत होती हैं। उदाहरण के लिए वायु में मोमबत्ती का जलकर समाप्त हो जाना तथा एक बीज से पौधे का उगना व बढ़कर एक बड़ा वृक्ष बनना। इन प्रक्रमों द्वारा द्रव्य के विनाश अथवा उत्पन्न होने की सम्भावना लगती है। परन्तु वैज्ञानिकों ने प्रयोगों द्वारा ऐसे विचारों को भ्रान्तिपूर्ण प्रमाणित कर दिया। सन् 1774 में लावूसिए ने टिन धातु को एक बन्द पात्र में गर्म किया। रासायनिक क्रिया के उपरान्त बन्द पात्र को तोलने पर ज्ञात हुआ कि सम्पूर्ण उपक्रम का भार उतना ही था जितना के प्रयोग से पूर्व था। अर्थात् रासायनिक क्रिया में न तो द्रव्य नष्ट होता है, न ही उत्पन्न होता है। इस तथ्य को **द्रव्यमान संरक्षण का नियम** कहते हैं। इसे निम्नलिखित प्रकार से व्यक्त किया जा सकता है –

रासायनिक क्रिया में भाग लेने वाले द्रव्यों का कुल भार क्रिया के फलस्वरूप बने द्रव्यों के कुल भार के बराबर होता है। अर्थात् द्रव्य को न उत्पन्न किया जा सकता है और न ही इसका विनाश हो सकता है। उदाहरणार्थ, यदि दो पदार्थों के भार 'अ' और 'ब' आपस में संयोग कर 'स' और 'द' भार के दो उत्पाद बनाते हैं, तो नियमानुसार –

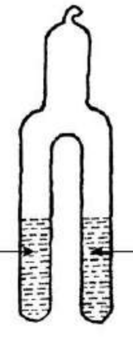
अ + ब = स + द

द्रव्यमान संरक्षण के नियम की पुष्टि सन् 1900 में **लान्डोल्ट** द्वारा किए गए प्रयोग के आधार पर की जा सकती है।

लान्डोल्ट ने जेना कांच की **लान्डोल्ट** नली (चित्र 1.1) की एक भुजा में सोडियम क्लोराइड विलयन व दूसरी भुजा में सिल्वर नाइट्रेट विलयन भर कर मुंह बन्द कर दिया। फिर इस नली को एक अत्यन्त सुग्राही तुला में सीधी रखकर तोला गया। अब नली को उलट–पुलट कर दोनों विलयनों को मिला दिया। नली में श्वेत अवक्षेप का बनना निम्नलिखित रासायनिक परिवर्तन को दर्शाता है –

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgCl \text{ (अवक्षेप)}$$

कुछ समय पश्चात् नली का भार पुनः ज्ञात करने पर पाया गया कि रासायनिक क्रिया में नए पदार्थों के बनने से भार में आया अन्तर नगण्य था।



चित्र 1.1 : लान्डोल्ट नली

इस प्रकार **लान्डोल्ट** ने अनेक अभिकर्मकों के साथ प्रयोग किए तथा प्रत्येक बार यही परिणाम मिला। कुछ अन्य उदाहरण निम्नलिखित हैं –

1. लेड ऐसीटेट एवं सोडियम सल्फाइड के विलयनों में अभिक्रिया के फलस्वरूप काला लेड सल्फाइड अवक्षेपित होता है।

$$(CH_3COO)_2Pb + Na_2S \rightarrow PbS + 2CH_3COONa$$

2. सिल्वर नाइट्रेट एवं पोटैशियम क्रोमेट के विलयनों में अभिक्रिया से सिल्वर क्रोमेट का लाल अवक्षेप प्राप्त होता है –

$$2AgNO_3 + K_2CrO_4 \rightarrow Ag_2CrO_4 + 2KNO_3$$

उक्त सभी प्रयोगों से निष्कर्ष निकलता है कि –

रासायनिक परिवर्तन में भाग लेने वाले पदार्थों का कुल भार, रासायनिक क्रिया के पश्चात् बने हुए पदार्थों के कुल भार के बराबर होता है अर्थात् द्रव्य अविनाशी है।

उदाहरण : 4 g हाइड्रोजन जब 32 g ऑक्सीजन से संयोग करती है तो 36 g जल प्राप्त होता है।

$$\begin{array}{ccccc} 2H_2 & + & O_2 & \rightarrow & 2H_2O \\ 4\text{ g} & & 32\text{ g} & & 36\text{ g} \end{array}$$

1.2.2 स्थिर अनुपात का नियम (Law of definite Proportion) -

इस नियम की व्याख्या सर्वप्रथम 1799 में प्राउस्ट ने की थी। उन्होंने स्पष्ट किया कि यौगिक चाहे किसी भी विधि से बनाया जाए, उसके तत्वों का भार अनुपात सदा एक सा ही रहता है।

उदाहरणार्थ : कार्बन डाइऑक्साइड को निम्नलिखित क्रियाओं द्वारा प्राप्त किया जा सकता है –

1. कार्बन को वायु में जलाकर –

$$C + O_2 \rightarrow CO_2$$

2. कैल्सियम कार्बोनेट को गर्म करके –

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

3. सोडियम कार्बोनेट की तनु हाइड्रोक्लोरिक अम्ल से अभिक्रिया द्वारा –

$$Na_2CO_3 + 2HCl \rightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$$

4. सोडियम बाइकार्बोनेट को गर्म करके –

$$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

अब यदि विभिन्न क्रियाओं से प्राप्त कार्बन डाइऑक्साइड के नमूनों का विश्लेषण किया जाए तो ज्ञात होगा कि उनमें कार्बन और ऑक्सीजन भार की दृष्टि से 12 : 32 के अनुपात में हैं। इसी प्रकार शुद्ध जल में, चाहे वह वर्षा का हो, नदी का हो अथवा समुद्र से प्राप्त किया गया हो, हाइड्रोजन एवं ऑक्सीजन भार के विचार से सदैव स्थिर अनुपात अर्थात् 1 : 8 के अनुपात में होंगे।

किसी रासायनिक यौगिक में सदैव वही तत्त्व उपस्थित रहते हैं तथा उनके परस्पर संयुक्त होने वाले भारों में एक स्थिर अनुपात होता है। संयोग करने वाले तत्त्वों के भार निश्चित होने के कारण इस नियम को निश्चित अनुपात का नियम भी कहते हैं।

आधुनिक अनुसंधानों से ज्ञात हो चुका है कि एक ही तत्त्व के दो या दो से अधिक परमाणु हो सकते हैं। ये परमाणु "समस्थानिक" कहलाते हैं। लेड (Pb) के दो समस्थानिक परमाणु होते हैं, एक Pb^{206} एवं दूसरा Pb^{208}। पहले प्रकार के लेड (Pb^{206}) के बने $PbCl_2$ में लेड एवं क्लोरीन का अनुपात 206 : 71 होता है। जबकि दूसरे प्रकार के लेड (Pb^{208}) के बने $PbCl_2$ में लेड एवं क्लोरीन का अनुपात 208 : 71 होता है। इस प्रकार समस्थानिकों के लिए स्थिर अनुपात का नियम लागू नहीं होता है।

उदाहरण : कैल्सियम कार्बोनेट को गर्म करके 2.8 g कैल्सियम ऑक्साइड बनाया गया। उसमें 0.8 g ऑक्सीजन है। इसे कैल्सियम व ऑक्सीजन की क्रिया से भी बनाया गया और 3.5 g कैल्सियम ऑक्साइड में 1 g ऑक्सीजन संयुक्त है। सिद्ध करो कि उपर्युक्त परिणामों में स्थिर अनुपात का नियम प्रमाणित होता है।

हल :

(1) $CaCO_3$ से प्राप्त कैल्सियम ऑक्साइड की मात्रा = 2.8 g

इसमें ऑक्सीजन की मात्रा = 0.8 g

कैल्सियम की मात्रा = (2.8–0.8) = 2.0 g

$\because$ 2 g Ca से संयुक्त होने वाली ऑक्सीजन की मात्रा = 0.8 g

अतः 1 g से संयुक्त होने वाली ऑक्सीजन की मात्रा

$= \frac{0.8}{2} = 0.4$ g ऑक्सीजन

कैल्सियम एवं ऑक्सीजन का अनुपात = 1 : 0.4

(2) कैल्सियम एवं ऑक्सीजन के संयोग से बनाए गए कैल्सियम ऑक्साइड की मात्रा = 3.5 g

इसमें ऑक्सीजन की मात्रा = 1.0 g

कैल्सियम की मात्रा = (3.5 – 1.0) = 2.5 g

$\because$ 2.5 g Ca से संयुक्त होती है = 1.0 g ऑक्सीजन

$\therefore$ 1 g Ca से संयुक्त होगी $= \frac{1.0}{2.5} = 0.4$ g ऑक्सीजन

कैल्सियम एवं ऑक्सीजन का अनुपात = 1 : 0.4

दोनों प्रयोगों में कैल्सियम की 1 g मात्रा ऑक्सीजन की 0.4 g मात्रा से संयुक्त होती है, अतः स्थिर अनुपात का नियम सिद्ध होता है।

1.2.3 गुणित अनुपात का नियम (Law of Multiple Proportion) -

कुछ तत्त्वों के भार एक से अधिक अनुपातों में परस्पर संयोजित होकर भिन्न–भिन्न यौगिक बनाते हैं। ऐसे कुछ यौगिकों के संगठन के आधार पर डाल्टन ने एक नियम का प्रतिपादन किया। इसके अनुसार –

जब दो तत्त्व परस्पर संयोग कर एक से अधिक यौगिक बनाते हैं तो उनमें से एक तत्त्व के भिन्न–भिन्न भार, जो दूसरे तत्त्व के निश्चित भार से संयोग करते हैं, परस्पर सरल अनुपात में होते हैं। इसे ही गुणित अनुपात का नियम कहते हैं।

उदाहरणार्थ कार्बन तथा ऑक्सीजन परस्पर संयुक्त होकर दो पृथक् यौगिक कार्बन मोनोऑक्साइड एवं कार्बन डाइऑक्साइड बनाते हैं, जिनमें तत्त्वों के भार का अनुपात भिन्न है –

ऑक्साइड	कार्बन का भार	ऑक्सीजन का भार
CO	12	16
CO_2	12	32

स्पष्ट है कि कार्बन के एक निश्चित भार (12g) से संयुक्त होने वाली ऑक्सीजन के भारों में 16 : 32 अर्थात् 1 : 2 का सरल अनुपात है।

नाइट्रोजन के ऑक्साइडों का उदाहरण गुणित अनुपात के नियम को और भी अधिक स्पष्ट करता है। नाइट्रोजन और ऑक्सीजन परस्पर संयोग कर अग्रलिखित पाँच विभिन्न ऑक्साइड बनाते हैं –

ऑक्साइड	नाइट्रोजन का भार	ऑक्सीजन का भार
N_2O (नाइट्रस ऑक्साइड)	28	$16 \times 1 = 16$
N_2O_2 (डाइनाइट्रोजन डाईऑक्साइड)	28	$16 \times 2 = 32$
N_2O_3 (डाइनाइट्रोजन ट्राईऑक्साइड)	28	$16 \times 3 = 48$
N_2O_4 (डाइनाइट्रोजन टेट्राऑक्साइड)	28	$16 \times 4 = 64$
N_2O_5 (डाइनाइट्रोजन पेन्टाऑक्साइड)	28	$16 \times 5 = 80$

अतः नाइट्रोजन के एक निश्चित भार (28g) से संयुक्त होने वाले ऑक्सीजन के विभिन्न भार 16 : 32 : 48 : 64 : 80 अर्थात् 1 : 2 : 3 : 4 : 5 का सरल अनुपात प्रदर्शित करते हैं।

आधुनिक खोजों के सन्दर्भ में यह नियम सत्य नहीं है।
(1) कार्बनिक यौगिक में यह नियम सत्य नहीं है, जैसे– CH_4, C_2H_6, C_3H_8 में कार्बन के निश्चित भार में संयुक्त होने वाले हाइड्रोजन का भार सरल अनुपात में नहीं है।
(2) विभिन्न समस्थानिकों की उपस्थिति के कारण एक तत्त्व की विभिन्न मात्राएँ जो दूसरे तत्त्व की निश्चित मात्रा से संयोग करती हैं, सरल अनुपात में नहीं होती हैं। जैसे – H_2O^{16} में O^{16} परमाणु है जबकि H_2O^{18} में O^{18} परमाणु है।

उदाहरण : चार हाइड्रोकार्बनों में कार्बन व हाइड्रोजन का निम्नलिखित संगठन पाया गया –

	कार्बन	हाइड्रोजन
(अ)	75%	25%
(ब)	80%	20%
(स)	85.7%	14.3%
(द)	92.3%	7.7%

स्पष्ट कीजिए कि यौगिक गुणित अनुपात के नियम का पालन करते हैं।

(अ) में 75g कार्बन 25g हाइड्रोजन से संयुक्त है।
(ब) में 80g कार्बन 20g हाइड्रोजन से संयुक्त है।

$\therefore$ 1g कार्बन से संयुक्त होगी = $\frac{20}{80}$ g हाइड्रोजन

अतः 75g कार्बन $\frac{20}{80} \times \frac{75}{1}$ = 18.75g हाइड्रोजन से संयुक्त है।

(स) में 85.7g कार्बन 14.3g हाइड्रोजन से संयुक्त है।

$\therefore$ 1g कार्बन से संयुक्त होगी = $\frac{14.3}{85.7}$ g हाइड्रोजन

अतः 75g कार्बन $\frac{14.3}{85.7} \times \frac{75}{1}$ = 12.51g हाइड्रोजन से संयुक्त है।

(द) में 92.3g कार्बन 7.7 g हाइड्रोजन से संयुक्त है।

$\therefore$ 1g कार्बन से संयुक्त होगी = $\frac{7.7}{92.3}$ g हाइड्रोजन

अतः 75g कार्बन $\frac{7.7}{92.3} \times \frac{75}{1}$ = 6.26g हाइड्रोजन से संयुक्त है।

अतः हाइड्रोजन के भार जो 75g कार्बन से संयुक्त होते हैं, क्रमशः 25g, 18.75g, 12.51g एवं 6.26g हैं और इनमें 4 : 3 : 2 : 1 का सरल अनुपात है।

1.2.4 तुल्य अनुपात का नियम (Law of Equivalent Proportion) -

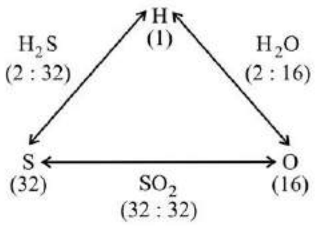
इस नियम का प्रतिपादन सर्वप्रथम एक जर्मन वैज्ञानिक रिक्टर ने किया था तथा सन् 1810 में बर्जीलिअस ने इसे विस्तृत रूप में प्रस्तुत किया। बर्जीलिअस ने विभिन्न तत्त्वों के उन भारों का अध्ययन किया जो किसी अन्य तत्त्व "अ" के एक निश्चित भार के साथ पृथक् रूप से संयुक्त होते हैं। विभिन्न तत्त्वों के ये भार भी परस्पर सम्बन्धित होते हैं। अर्थात् ये तत्त्व भी यदि परस्पर संयोग करें तो संयुक्त होने वाले इन भारों के अनुपात में तथा उन भारों के अनुपात में जो पृथक से "अ" के एक निश्चित भार से संयोग करते हैं, एक सरल अनुपात होता है। रासायनिक संयोग के इस नियम को तुल्य अनुपात का नियम कहते हैं जो इस प्रकार है –

दो या दो से अधिक तत्त्वों के वे भिन्न–भिन्न भार जो किसी अन्य तत्त्व के एक निश्चित भार से संयोग करते हैं या तो उन भारों के समान होते हैं या उन भारों के सरल गुणक होते हैं जिनमें वे तत्त्व परस्पर संयोग करते हैं।

यदि एक तत्त्व A का 'अ' g दूसरे तत्त्व B के 'ब' g से संयुक्त होकर यौगिक AB बनाता है तथा A का 'अ' g तत्त्व C के 'स' g से संयुक्त होकर एक अन्य यौगिक AC बनाता है तो B एवं C के संयोग से बने यौगिक BC में B एवं C का अनुपात भी 'ब' : 'स' या इसका सरल गुणक ही होगी। निम्नलिखित उदाहरण इस नियम को और भी स्पष्ट करते हैं।

(1) जल में हाइड्रोजन एवं ऑक्सीजन के भारों का अनुपात = 2 : 16
हाइड्रोजन सल्फाइड में हाइड्रोजन एवं सल्फर के भारों का अनुपात = 2 : 32
इस प्रकार ऑक्सीजन एवं सल्फर के भारों का उपर्युक्त यौगिकों

में अनुपात = 16 : 32 या 1 : 2 है। परन्तु सल्फर एवं ऑक्सीजन [illegible] g सल्फर एवं 32g ऑक्सीजन) सल्फर डाइऑक्साइड (SO_2) बनाते हैं। इस दशा में 1 : 2 का अनुपात 1 : 1 के अनुपात का सरल गुणक है जो इस नियम को सिद्ध करता है।



(2) कार्बन और सल्फर अलग–अलग ऑक्सीजन के निश्चित भारों से संयुक्त होकर दो यौगिक बनाते हैं।

CO_2 में कार्बन और ऑक्सीजन के भारों का अनुपात = 12 : 32 है।

SO_2 में सल्फर और ऑक्सीजन के भारों का अनुपात = 32 : 32 है।

अतः यदि कार्बन और सल्फर संयोग करें तो उनके भारों का अनुपात 12 : 32 या इसका सरल गुणक होना चाहिए।

वास्तव में कार्बन और सल्फर के परस्पर संयोग से बने यौगिक कार्बन डाइसल्फाइड में कार्बन व सल्फर के भारों का अनुपात 12 : 64 है।

यह 12 : 32 का सरल गुणक है। अतः यह भी नियम की पुष्टि करता है।

उदाहरण : CO_2 में 27.27% कार्बन, CS_2 में 15.79% कार्बन और SO_2 में 50% सल्फर है। इन आँकड़ों के आधार पर तुल्य अनुपात के नियम का सिद्ध कीजिए।

हल :

CO_2 में कार्बन का भार = 27.27g

CO_2 में ऑक्सीजन का भार = 100 − 27.27 = 72.73g

CS_2 में कार्बन का भार = 15.79g

CS_2 में सल्फर का भार = 100 − 15.79 = 84.21g

$\because$ 15.79g कार्बन से संयुक्त होती है = 84.21 g सल्फर

$\therefore$ 1g कार्बन से संयुक्त होगी = $\frac{84.21}{15.73}$ g सल्फर

$\therefore$ 27.27g कार्बन से संयुक्त होगी = $\frac{84.21}{15.73} \times 27.27$ = 145.43g सल्फर

कार्बन डाइऑक्साइड में C : O = 27.27 : 72.73

कार्बन डाइसल्फाइड में C : S = 27.27 : 145.43

सल्फर डाइऑक्साइड में S : O = 50 : 50

इस नियम के अनुसार यदि सल्फर और ऑक्सीजन संयोग करें तो उनके भारों का अनुपात 145.43 : 72.73 अर्थात् 2 : 1 या इसका सरल गुणक होना चाहिए। वास्तव में सल्फर डाइऑक्साइड में सल्फर एवं ऑक्सीजन का अनुपात 50 : 50 या 1 : 1 है, जिसका 2 : 1 एक सरल गुणांक है।

इससे तुल्य अनुपात का नियम सिद्ध होता है।

1.2.5 गैसीय आयतनों का नियम (Law of Gaseous Volume) -

इस नियम को गै–लुसैक ने सन् 1808 में प्रतिपादित किया था। इस नियम के अनुसार –

जब गैसें आपस में संयोग करती हैं तो उनके आयतनों में एक सरल अनुपात होता है, यदि क्रियाफल भी गैसें हों तो उनका आयतन भी अभिक्रियाकारी गैसों के आयतन के सरल अनुपात में होगा जब सभी आयतन एक ही ताप और दाब पर नापे गए हों।

इसे निम्नलिखित उदाहरणों से स्पष्ट किया जा सकता है –

उदाहरण 1 : नाइट्रोजन एवं हाइड्रोजन के संयोग से अमोनिया बनती है।

$$N_2 \quad + \quad 3H_2 \quad \Leftrightarrow \quad 2NH_3 \uparrow$$

1 आयतन + 3 आयतन ⇔ 2 आयतन

नाइट्रोजन, हाइड्रोजन एवं अमोनिया के आयतनों के अनुपात 1 : 3 : 2 हैं जो एक सरल अनुपात है।

उदाहरण 2 : नाइट्रोजन एवं ऑक्सीजन संयोग करके नाइट्रिक ऑक्साइड बनाती है।

$$N_2 \quad + \quad O_2 \quad \Leftrightarrow \quad 2NO$$

1 आयतन + 1 आयतन ⇔ 2 आयतन

इनका अनुपात 1 : 1 : 2 है जो कि एक सरल अनुपात है। इन उदाहरणों से गै–लुसैक के गैसीय आयतन सम्बन्धी नियम की पुष्टि होती है।

1.3 मोल अवधारणा (Mole Concept)

हम जानते हैं कि रासायनिक अभिक्रिया में किसी तत्त्व के परमाणुओं या अणुओं की निश्चित संख्या दूसरे तत्त्व के परमाणुओं या अणुओं की निश्चित संख्या के साथ संयोग कर नया उत्पाद यौगिक बनाता है तो इस क्रिया में प्रयुक्त परमाणुओं या अणुओं की संख्या का जानना आवश्यक है अर्थात् इन कणों को (चाहे कितने भी छोटे क्यों न हों) गिनने के लिए विशिष्ट संख्या युक्त मात्रक चाहिए। इसी आवश्यकता के फलस्वरूप मोल अवधारणा विकसित हुई पदार्थ के किसी भी नमूने में लाखों

परमाणु और अणु होते हैं अतः इन लाखों कणों में से प्रत्येक कण की मात्रा का अध्ययन करना असंभव है। इसलिए इन कणों की निश्चित संख्या के समूह को लेकर रसायन में रासायनिक गणना मात्रक के रूप में मोल (Mole) इकाई को चुना गया जो कि पदार्थ की वह मात्रा है जिसमें आवोगाद्रो संख्या (6.023×10^{23}) के बराबर कण (परमाणु, अणु, आयन) हों। अतः **mole पदार्थ की मात्रा** की रासायनिक इकाई है। SI मात्रकों में मोल को mol संकेत द्वारा प्रदर्शित किया जाता है और इसकी मानक परिभाषा निम्नलिखित है –

कार्बन–12 समस्थानिक के यथार्थ द्रव्यमान 12.0000g में जितने परमाणु हैं, उतने ही कणों (परमाणु, अणु या आयन) वाले पदार्थ के परिमाण (मात्रा) को **मोल** कहते हैं अर्थात् कार्बन–12 के यथार्थ 12g कार्बन में उपस्थित कार्बन परमाणुओं की संख्या को मोल कहते हैं। अतः 12.0000g कार्बन में (1 मोल कार्बन) आवोगाद्रो संख्या के बराबर कार्बन परमाणु होंगे। पदार्थ के द्रव्यमान को प्रदर्शित करने वाला सरल मात्रक मोल है। जिस प्रकार एक दर्जन संतरा या एक दर्जन केला या एक दर्जन पुस्तकों का अर्थ संख्या 12 से संबंधित है, चाहे वस्तु कोई भी हो, उसी प्रकार रसायनज्ञों के लिए पदार्थ (तत्त्व या यौगिक) के 6.023×10^{23} कणों को गिनने का मात्रक मोल है। पदार्थ के 1 मोल में कणों की संख्या ज्ञात करने के लिए द्रव्यमान स्पेक्ट्रोमीटर से प्रेक्षित (observed) किया गया कि ^{12}C के एक परमाणु का द्रव्यमान 1.992648×10^{-23} g है। चूंकि कार्बन के एक मोल का द्रव्यमान 12.0000g है अतः उसमें उपस्थित परमाणुओं की संख्या होगी 12 g / मोल कार्बन–12 प्रति 1.992648×10^{-23}g प्रति ^{12}C परमाणु $= 6.022137 \times 10^{23}$ परमाणु प्रति मोल।

मोल के कणों की संख्या का अधिक महत्व इसी बात से स्पष्ट होता है कि इसे आवोगाद्रो नियतांक (Avogadro Constant) कहा जाता है। आवोगाद्रो के सम्मान में यह नाम दिया गया है। लैटिन भाषा के शब्द 'मोलस' जिसका अर्थ 'ढेर' होता है, से मोल शब्द लिया गया है। 1967 में मोल मात्रक का उपयोग पदार्थ के नमूने में उपस्थित परमाणुओं और अणुओं के विशाल ढेर वाली बड़ी संख्या को प्रदर्शित करने वाली पद्धति के रूप में स्वीकारा गया।

मोल अवधारणा की सहायता से तुला पर तौल कर किसी पदार्थ के निश्चित द्रव्यमान में परमाणुओं या अणुओं की संख्या ज्ञात कर सकते हैं। रासायनिक अभिक्रिया में इन कणों की नियत अनुपात में आवश्यकता रहती है। कणों की संख्याओं और द्रव्यमान के बीच सम्बन्ध का उपयोग अभिक्रियाओं की स्टाइकियोमिट्री (Stoichiometry) निर्धारित करने में किया जाता है। कणों की संख्या को मोल में तथा मोल को कणों की संख्या में परिवर्तित करने हेतु हम आवोगाद्रो नियतांक (N_A) का उपयोग कर सकते हैं। जैसे कि यदि विटामिन **B** के एक नमूने में 1.29×10^{24} हाइड्रोजन परमाणु हैं तो इसे मोल में परिवर्तित करने के लिए इस संख्या में N_A का भाग देना होगा अर्थात् $1.29 \times 10^{24} / 6.02 \times 10^{23} = 2.14$ मोल । अतः हाइड्रोजन परमाणुओं की इतनी बड़ी संख्या ($\sim 10^{24}$) को न लिखकर 2.14 मोल लिखना अधिक सरल और युक्तिसंगत होगा। मोल की अवधारणा से यह भी स्पष्ट होता है कि जल (H_2O) के एक मोल अणुओं में एक मोल ऑक्सीजन परमाणु और दो मोल हाइड्रोजन परमाणु होते हैं। यह ध्यान रखा जाना चाहिए कि भिन्न–भिन्न पदार्थों के 1 मोल का द्रव्यमान भिन्न–भिन्न होता है। जैसे हाइड्रोजन गैस (H_2) के 1 मोल का द्रव्यमान 2.0g., एथिल एल्कोहॉल (C_2H_5OH) के 1 मोल का द्रव्यमान 46.0g तथा जल के 1 मोल का द्रव्यमान 18.0 g होता है।

अब, आवोगाद्रो की परिकल्पना के अनुसार समान ताप और दाब पर प्रत्येक गैस के 1 मोल का आयतन समान होना चाहिए। (**STP**) पर इस आयतन का मान 22.4 लीटर प्राप्त होता है। इसे **मोलर आयतन** कहते हैं और g में व्यक्त करने पर g मोलर आयतन कहा जाता है। इसी प्रकार पदार्थ के 1 मोल का द्रव्यमान उसके एक अणु सूत्र से प्राप्त आण्विक द्रव्यमान के बराबर होता है। जिसे **मोलर द्रव्यमान** कहा जाता है तथा इसे g में अभिव्यक्त किया जाता है।

मोल अवधारणा के बारे में ऊपर की गई विवेचना को निम्नलिखित संबंधों से आसानी से समझा जा सकता है –

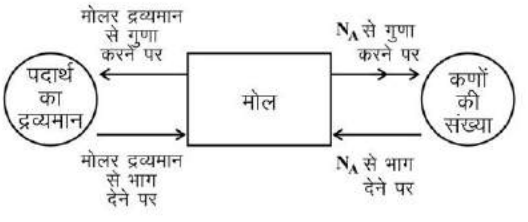
1 मोल परमाणु = मोलर द्रव्यमान
= 6.023×10^{23} परमाणु

1 मोल अणु = 6.023×10^{23} अणु = मोलर द्रव्यमान

एक तत्त्व के मोल=तत्त्व का द्रव्यमान g में / मोलर द्रव्यमान g में

मा.ता.दा. पर 1 मोल गैस का आयतन = 22.4 लीटर

इसी प्रकार द्रव्यमान, मोल और संख्याओं के अन्तर्परिवर्तन को दर्शाने वाले संबंधों को निम्नलिखित रूप में चित्रित किया जा सकता है।



1.3.1 मोल अवधारणा का महत्व (Importance of Mole concept) -

रसायन में मोल अवधारणा की कुछ महत्वपूर्ण उपयोगिताएं निम्नलिखित हैं –

(i) पदार्थ के दिए गए द्रव्यमान में उपस्थित कणों की संख्या ज्ञात कर सकते हैं। इसके लिए परमाणुओं या अणुओं की संख्या= (दिया हुआ द्रव्यमान / मोलर द्रव्यमान) x 6.023×10^{23} यहां मोलर द्रव्यमान का अर्थ स्थिति के अनुसार ग्राम परमाणुभार या ग्राम मोलर द्रव्यमान है।

(ii) आवोगाद्रो के नियम की आधुनिक परिभाषा मोल अवधारणा से यह बनती है कि नियत ताप और दाब पर किसी गैस का आयतन, मोल की संख्या (या उपस्थित गैस के अणुओं की संख्या) के समानुपाती होता है अर्थात् $V \alpha n$ (n, गैस की मोल संख्या है)

(iii) पदार्थ के एक कण का वास्तविक (absolute) द्रव्यमान ज्ञात कर सकते हैं। एक परमाणु या एक अणु का द्रव्यमान = पदार्थ का g परमाणु भार या ग्राम मोलर द्रव्यमान / 6.023×10^{23}

(iv) गैस के एक अणु का आयतन ज्ञात करने में भी मोल अवधारणा का उपयोग है, अर्थात्

एक कण का आयतन = $\frac{22.4}{6.023 \times 10^{23}}$ लीटर (मा.ता.दा. पर)

कुछ सांख्यिक उदाहरणों द्वारा मोल अवधारणा की उपयोगिता हम समझ सकते हैं –

उदाहरण 1 : 0.05 mol कार्बन डाइऑक्साइड में CO_2 अणुओं की कितनी संख्या होगी?

हल : जैसे एक, दो या तीन दर्जन का अर्थ 1 x 12, 2 x 12 या 3 x 12 होता है उसी प्रकार एक, दो या तीन मोल से अभिप्राय होगा –

$1 \times 6.023 \times 10^{23}$, $2 \times 6.023 \times 10^{23}$ या $3 \times 6.023 \times 10^{23}$

अतः 0.05 mol में अणुओं की संख्या होगी =

$0.05 \times 6.023 \times 10^{23}$

उदाहरण 2 : 4.4g कार्बन डाइ ऑक्साइड में कितने मोल होंगे?

हल : CO_2 का मोलर द्रव्यमान = 12 + (2 x 16) = 44

हम जानते हैं कि 1 मोल CO_2 = मोलर द्रव्यमान = 44g

अतः 44g CO_2 में उपस्थित है = 1 mol

$\because$ 1g CO_2 में उपस्थित होंगे = 1 / 44

$\because$ 4.4g CO_2 में उपस्थित होंगे (1 / 44) x 4.4 = 0.1 mol

उदाहरण 3 : चांदी के एक परमाणु का भार ज्ञात करो यदि चांदी का मोलर द्रव्यमान 107.87 g हो।

हल : हम जानते हैं कि 1 mol चांदी = मोलर द्रव्यमान = 107.87g

अतः 6.023×10^{23} परमाणुओं का भार = 107.87g

इसलिए 1 परमाणु का भार = $\frac{107.87}{6.023 \times 10^{23}} = 1.79 \times 10^{-24}$ g

उदाहरण 4 : पानी की एक बूंद, जिनका द्रव्यमान 0.05g है, में उपस्थित अणुओं की संख्या बताइये यदि (H=1, O=16)

हल : हम जानते हैं कि H_2O का मोलर द्रव्यमान = 18.0g

मोल अवधारणानुसार,

चूंकि 18.0g H_2O में उपस्थित हैं 6.023×10^{23} अणु

इसलिए 1g H_2O में उपस्थित होंगे $\frac{6.023 \times 10^{23}}{18}$ अणु

0.05g H_2O में उपस्थित होंगे $\frac{6.023 \times 10^{23}}{18} \times 0.05$ अणु

= 1.672×10^{21} अणु

उदाहरण 5 : यदि किसी गैस के 94.5 mL का द्रव्यमान मा. ता.दा. पर 0.2231g है तो गैस का मोलर द्रव्यमान ज्ञात कीजिये।

हल : हम जानते हैं कि गैस का घनत्व =

$= \frac{\text{द्रव्यमान}}{\text{आयतन}} = \frac{0.2231\,g}{94.5\,mL}$

मोलर द्रव्यमान = मोलर आयतन x घनत्व

अब मोलर आयतन = 22.4 L = 22.4 x 1000 mL

अतः मोलर द्रव्यमान = $\frac{22.4 \times 1000 \times 0.2231}{94.5} = 52.9$

उदाहरण 6 : पौधों के हरित वर्ण में मैग्नीशियम 2.68% (द्रव्यमान के आधार पर) हो तो 2.00 g क्लोरोफिल में मैग्नीशियम परमाणुओं की संख्या ज्ञात करो। (यदि Mg का मोलर द्रव्यमान = 24)

हल : 2.0 g क्लोरोफिल में Mg का भार = $\frac{2.68 \times 2.0}{100}$

= 0.054g

अब मैग्नीशियम के 6.023×10^{23} परमाणु = 24g

अतः 0.054g Mg = $\frac{6.023 \times 10^{23}}{24} \times 0.054$

= 1.3×10^{21} Mg परमाणु

प्रतिषत संघटन और अणुसूत्र (Percentage composition and Molecular formula) -

हम जानते हैं कि यौगिक का रासायनिक सूत्र यदि ज्ञात हो तो उसका क्रमबद्ध अध्ययन किया जा सकता है। इसके लिए यौगिक की निश्चित मात्रा का रासायनिक विश्लेषण कर उसमें उपस्थित तत्त्वों की मात्रा (मोल) ज्ञात करते हैं। इस

प्रकार प्राप्त परिणाम प्रतिशत संघटन के रूप में व्यक्त किए जाते हैं। रासायनिक संयोग के नियमों में हम देख चुके हैं कि यौगिक में उपस्थित प्रत्येक तत्त्व सदैव निश्चित द्रव्यमान अनुपात में संयोजित रहते हैं। जैसे अमोनिया (NH_3) के 1 मोल में सदैव N का 1 मोल तथा H के 3 मोल होते हैं। दूसरे शब्दों में NH_3 के 17.0 g में सदैव N के 14.0 g और H के 3.0 g होते हैं। अतः यौगिक में किसी तत्त्व का द्रव्यमान प्रतिशत होगा –

$$\frac{\text{1 मोल यौगिक में तत्व का द्रव्यमान}}{\text{यौगिक का मोलर द्रव्यमान}} \times 100$$

उदाहरण के लिए पोटैशियम क्लोरेट $KClO_3$ में ऑक्सीजन का प्रतिशत होगा –

$KClO_3$ का द्रव्यमान = 39 + 35.5 + (3 x 16) = 122.5 g

ऑक्सीजन का प्रतिशत = $\frac{3 \times 16}{122.5} = 39.2\%$

अर्थात् तत्त्व का प्रतिशत संघटन यौगिक के 100g में प्रत्येक तत्त्व का द्रव्यमान है।

अब यदि यौगिक के रासायनिक विश्लेषण से प्राप्त प्रतिशत संघटन के परिणाम उपलब्ध हो तो उस यौगिक का अणुसूत्र ज्ञात किया जा सकता है। इसके लिए सबसे पहले मूलानुपाती सूत्र (Empirical formula) ज्ञात किया जाता है। यौगिक का मूलानुपाती सूत्र, यौगिक के एक अणु में उपस्थित सभी परमाणुओं का सरल पूर्णांक अनुपात बताता है। इसको ज्ञात करने के लिए यौगिक के अणु में प्रत्येक तत्त्व की संख्या (relative numbers), तत्त्व के प्रतिशत संघटन को उसके परमाणु भार से भाग देने पर प्राप्त की जाती है। **सरलतम अनुपात में परमाणुओं की आपेक्षिक संख्या प्रदर्शित करने वाला रासायनिक सूत्र मूलानुपाती सूत्र कहलाता है।** जबकि अणु सूत्र, अणु में प्रत्येक तत्त्व के परमाणुओं की वास्तविक संख्या को प्रदर्शित करता है। जैसे हाइड्रोजन परॉक्साइड का मूलानुपाती सूत्र HO है जबकि इसका अणुसूत्र H_2O_2 है। इसी प्रकार बैंजीन का मूलानुपाती सूत्र CH है जबकि अणुसूत्र C_6H_6 है। मूलानुपाती सूत्र और अणुसूत्र के बीच संबंध निम्नलिखित है–

अणुसूत्र = n x मूलानुपाती सूत्र,

जहां n एक पूर्णांक है अर्थात् n = 1, 2, 3, 4,......

$$\text{यहां } n = \frac{\text{यौगिक का आण्विक द्रव्यमान}}{\text{मूलानुपाती सूत्र का द्रव्यमान}}$$

जैसे बैंजीन के लिए n का मान 6 प्राप्त होता है क्योंकि n = 78/13=6 । कई बार n का मान 1 प्राप्त होता है, ऐसी स्थिति में उस यौगिक का मूलानुपाती एवं अणु सूत्र दोनों समान ही होंगे। जैसे NaCl, NH_3, $CuSO_4$ आदि।

मूलानुपाती सूत्र ज्ञात करने के लिए निम्नलिखित तीन पदों की प्रक्रिया अपनाई जाती है –

(i) प्रत्येक तत्त्व के प्रतिशत संघटन को उसके परमाणु भार से भाग देने पर एक अणु में उपस्थित तत्त्वों की आपेक्षिक संख्या ज्ञात हो जाएगी।

(ii) पद (i) से प्राप्त परिणामों में सबसे छोटी संख्या का सभी में भाग दें तथा प्राप्त परिणामों को पूर्णांक मान के आस–पास लाया जाए। इससे परमाणुओं का सरल अनुपात प्राप्त होगा।

(iii) पद (ii) में प्राप्त परमाणुओं के अनुपात को ध्यान में रखकर मूलानुपाती सूत्र लिख सकते हैं। बाद में n का मान ज्ञात कर अणुसूत्र ज्ञात कर सकते हैं।

उदाहरण 7 : एक कार्बनिक यौगिक का रासायनिक विश्लेषण करने पर कार्बन, हाइड्रोजन और ऑक्सीजन तत्त्वों की उपस्थिति और कार्बन तथा हाइड्रोजन का प्रतिशत संघटन क्रमशः 40% तथा 6.67% प्राप्त हुआ। यदि यौगिक का आण्विक द्रव्यमान 180 हो तो यौगिक का अणुसूत्र ज्ञात कीजिये।

हल : चूंकि कार्बन का प्रतिशत संघटन, % C = 40 और हाइड्रोजन का % H = 6.67 इसलिए ऑक्सीजन का प्रतिशत संघटन होगा –

100 – (40 + 6.67) = 53.33

अब नीचे लिखी सारणी का अवलोकन करें –

तत्व	प्रतिशत संघटन	परमाणु भार	परमाणु अनुपात	सरल अनुपात
C	40	12	$\frac{40}{12} = 3.33$	$\frac{3.33}{3.33} = 1$
H	6.67	1	$\frac{6.67}{1} = 6.67$	$\frac{6.67}{3.33} = 2$
O	53.33	16	$\frac{53.33}{16} = 3.33$	$\frac{3.33}{3.33} = 1$

अतः यौगिक का मूलानुपाती सूत्र होगा CH_2O, अब अणुसूत्र ज्ञात करने के लिए n का मान ज्ञात करते हैं।

$$n = \frac{\text{यौगिक का आण्विक द्रव्यमान}}{\text{मूलानुपाती सूत्र का द्रव्यमान}} = \frac{180}{30} = 6$$

(CH_2O का मूलानुपाती सूत्र भार = 12 + 2 + 16 = 30)

अतः अणुसूत्र = 6 (मूलानुपाती सूत्र) = 6 (CH_2O) = $C_6H_{12}O_6$

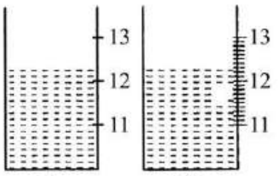
1.4 रसायन में मापन (Measurements in Chemistry)

रसायन में प्रायोगिक कार्य हेतु पदार्थ के गुणों के वर्णन और विश्लेषण में द्रव्यमान (मात्रा), लम्बाई, ताप और समय जैसे मूलभूत भौतिक राशियों का मापन एक महत्त्वपूर्ण स्थान रखता है। पदार्थ के गुणों को मात्रात्मक रूप से प्रदर्शित करने में दो

पहलू मुख्य हैं – (i) संख्यात्मक परिमाण (अंक) तथा (ii) मात्रक अर्थात् इकाई। उदाहरण के लिए किसी वस्तु की लम्बाई 3 मीटर है तो 3 लम्बाई का परिमाण है तथा मीटर इसका मात्रक है। कुछ राशियों को दो या दो से अधिक राशियों की सहायता द्वारा प्राप्त किया जा सकता है जैसे पदार्थ के घनत्व की गणना उसके द्रव्यमान तथा आयतन से की जा सकती है (घनत्व = द्रव्यमान / आयतन)।

परिषुद्धता और यथार्थता (Precision and Accuracy) -

वैज्ञानिक प्रयोगों में मापन की विश्वसनीयता महत्वपूर्ण है। प्रत्येक मापन की विश्वसनीयता उपकरण के मापन की सीमा और मापने वाले व्यक्ति की कुशलता पर निर्भर है। अतः यह आवश्यक है कि प्रत्येक मापन में अनिश्चितता की सीमा भी प्रदर्शित की जाए तभी वह मापन वैज्ञानिक मापन कहा जाएगा। जैसे किसी वस्तु का भार 50 g है तो इस मापन के परिणाम में शून्य (0) केवल सबसे समीप का अनुमान है अर्थात् 50 का अर्थ होगा 49 और 51 के बीच।



अतः वैज्ञानिक ढंग से मापन के अन्तर्गत वस्तु का भार प्रदर्शित करने हेतु 50 ±1 g लिखना अधिक सही होगा। यहां ±1 g मापन में अनिश्चितता को प्रदर्शित करता है। मापन में अनिश्चितता प्रयुक्त उपकरण में मापन की सीमा से संबंधित है। उदाहरण के लिए दो मापन सिलेंडर दिखाए गए हैं। चित्र (अ) के मापन सिलेंडर से किसी द्रव के आयतन का मापन करने पर द्रव आयतन 12 और 13 mL के बीच दिखाई दे रहा है तो इस मापन सिलेंडर से हम द्रव का आयतन दशमलव के एक स्थान तक ज्ञात नहीं कर सकते। हम सिर्फ अनुमान ही लगा सकते हैं कि द्रव का आयतन 12 और 13 mL के बीच दिखाई दे रहा है। इसलिए हम इसे 12.5 mL लिख सकते हैं। इस मापन में 1 तथा 2 तो निश्चित अंक है पर 5 का अंक अनिश्चितता लिए हुए है। अतः अलग–अलग प्रयोगकर्ता इसी आयतन को ±0.1 या ±0.2 की अनिश्चितता के साथ बताएगा अर्थात् कोई 12.6 या 12.4 तथा कोई 12.7 या 12.3 mL दर्शाएगा। परन्तु यदि द्रव के इसी आयतन को चित्र (ब) में दर्शाए सिलेंडर से मापित किया जाएगा तो चूंकि यह सिलेंडर, (अ) की तुलना में अच्छी तरह नामांकित है, आयतन को दशमलव के एक स्थान तक निश्चितता के साथ मापन कर सकते हैं पर दशमलव के दूसरे स्थान तक मापन करने में अनिश्चितता रहेगी (क्योंकि सिलेंडर और सूक्ष्म नामांकित नहीं है) अतः यहां पर यह परीक्षित किया जाएगा कि द्रव का आयतन 12.4 तथा 12.5 mL के बीच है। हमारे सामान्य अनुमान से हम कह सकते हैं कि द्रव का आयतन 12.45 mL है। इस मापन में 1, 2 तथा 4 अंक तो मापन की निश्चितता को प्रकट करते हैं पर अंक 5 अनिश्चित है। अतः यहां मापन की अनिश्चितता ±0.1 या ±0.2 mL होगी। यहां दूसरे सिलेंडर द्वारा किया गया मापन प्रथम की तुलना में अधिक विश्वसनीय होगा क्योंकि इस मापन में अनिश्चितता अपेक्षाकृत न्यून है। किसी भी मापन को दोहराने पर हर बार एक ही परिणाम प्राप्त नहीं होगा क्योंकि प्रत्येक मापन में प्रायोगिक त्रुटि (experimental error) सम्भावित होती है। किसी राशि के समान मापनों से प्राप्त अलग–अलग परिणामों में समरूपता को प्रदर्शित करने हेतु परिशुद्धता का उपयोग होता है।

किसी मापन की यथार्थता उस मापन से प्राप्त परिणाम का वास्तविक मान से सामीप्य दर्शाता है। त्रुटि जितनी कम होगी, मापन का मान वास्तवित मान के उतना ही समीप होगा। वास्तविक मान निरपेक्ष होता है। किसी एक राशि को अनेक बार मापने पर यदि परिणाम एक ही प्राप्त हो तो मापन की परिशुद्धता उच्च होगी, पर यह जरूरी नहीं कि मापन यथार्थ हो। एक उदाहरण से परिशुद्धता और यथार्थता का अन्तर स्पष्ट करते हैं। माना अ, ब और स तीन विद्यार्थियों को धातु के एक टुकड़े का भार ज्ञात करने को कहा गया। जिसका वास्तविक द्रव्यमान 0.630 g है और प्रत्येक विद्यार्थी तीन बार मापन करता है। जिसके परिणाम नीचे दर्शाए हैं –

विद्यार्थी	मापन (g)		
	(1)	(2)	(3)
अ	0.631	0.626	0.612
ब	0.627	0.628	0.626
स	0.631	0.630	0.630

उपरोक्त आंकड़े यह दर्शाते हैं कि विद्यार्थी 'अ' का मापन न तो परिशुद्ध है तथा न ही यथार्थ जबकि ब का मापन परिशुद्ध तो है पर यथार्थ नहीं, लेकिन 'स' का मापन परिशुद्ध भी है तथा यथार्थ भी। अतः मापन की उच्च परिशुद्धता और यथार्थता उसकी विश्वसनीयता का आधार बनती है। परिशुद्धता मापक की पुनरावृत्ति में प्राप्त समरूप परिणाम से संबंधित है जबकि यथार्थता किसी मापन से प्राप्त परिणाम का वास्तविक मान से सामीप्य को प्रकट करता है।

1.4.1 सार्थक अंक (Significant Figures) -

हम सभी जानते हैं कि गणना की गई किसी राशि का मान, जिस सीमा तक सूचना प्राप्त कर सकते हैं, उससे अधिक परिशुद्ध ज्ञात नहीं कर सकते। यहीं पर सार्थक अंक की उपयोगिता दिखाई देती है। जब किसी मापन का परिणाम शुद्ध रूप से प्राप्त हो तब उस मापन में अर्थपूर्ण अंकों की संख्या सार्थक अंक कहलाती है। वस्तुतः सार्थक अंक मापन की परिशुद्धता का भी सूचक है। उदाहरण के लिए कॉपर सल्फेट के एक नमूने को

सामान्य तुला पर तोला जाए और उसका भार 14.6g प्राप्त होता है जबकि इसी नमूने को वैज्ञानिक तुला पर तोलने पर भार 14. 6104g मिले तो स्पष्टतः सामान्य तुला पर मापने में ±0.0001g की अनिश्चितता है। अतः यहां पहले मापन की परिशुद्धता निम्न है जबकि दूसरे मापन की परिशुद्धता उच्च है। मापन की परिशुद्धता (अनिश्चितता सहित) लिखने में जो तरीका ऊपर बताया गया है उसकी जटिलता को कम करने हेतु एक वैकल्पिक तरीका यह है कि किसी मापन की संख्या लिखते समय अन्तिम अंक के पहले के सभी अंक निश्चितता सहित ज्ञात होते हैं तथा अन्तिम अंक में एक इकाई की अनिश्चतता रहती है। अतः संख्या 14.6, वस्तुतः 14.5 और 14.7 के बीच की संख्या है। इसी प्रकार संख्या 14. 6104, 14.6103 और 14.6105 के मध्य की है। यहां मापन की सार्थकता को प्रकट करने के लिए सार्थक अंकों की संख्या ज्ञात करने हेतु 14.6 में तीन सार्थक अंक हैं तथा 14.6104 में छः सार्थक अंक हैं। अतः मापन की परिशुद्धता का अभिज्ञान सार्थक अंकों की संख्या से होता है। जिस मापन में सार्थक अंकों की संख्या अधिक है वह मापन उतना ही परिशुद्ध कहलाएगा। अब यदि आपसे पूछा जाए कि 8.090 तथा 8.014 संख्याओं में सार्थक अंक कितने हैं तो इसका उत्तर आसानी से ज्ञात किया जा सकता है (चार) परन्तु 30,000 और 0.00003 जैसी संख्याओं के लिए कितने सार्थक अंक होंगे तो यह जानना रुचिकर होगा कि 0.00003 में सार्थक अंक सिर्फ एक ही है। यहां अंक 3 के पहले आए सभी शून्य केवल दशमलव की स्थिति बता रहे हैं। इसके विपरीत 0.000030 में सार्थक अंकों की संख्या दो है क्योंकि इसमें अंतिम शून्य मापन राशि का हिस्सा है। किसी मापन में प्राप्त शून्य भी सार्थक अंक होता है परन्तु जो शून्य मापन के परिणाम में केवल दशमलव के स्थान को निर्देशित करने वाले हों, वे शून्य सार्थक अंकों में नहीं गिने जाएंगे।

किसी मापन के सार्थक अंकों को ज्ञात करने हेतु निम्नलिखित दिशा–निर्देशों का पालन किया जाता है –

(i) शून्य के अलावा पहले अंक से शुरु कर संख्या को बाएं से दाएं की ओर पढ़े जाने पर जितने अंक आवें वे सार्थक अंक होंगे। उदाहरणार्थ 4.76 g में तीन सार्थक अंक हैं जबकि 0.00456 g में भी सार्थक अंक तीन ही हैं क्योंकि यहां शून्य, दशमलव की स्थिति दर्शा रहा है। भ्रम से बचने के लिए इस संख्या को वैज्ञानिक ढंग से इस प्रकार लिखा जाना चाहिए 0.00456 g = 4.56×10^{-3} g। यहां दस की घातांक वाले गुणक (10^{-3}) को छोड़ दिया जाए (क्योंकि उससे सिर्फ दशमलव का स्थान पता चलता है) तो तीन सार्थक अंक ही बनते हैं।

(ii) संख्याओं को जोड़ने या घटाने पर प्राप्त परिणामी संख्या में दशमलव स्थानों की संख्या उतनी ही होनी चाहिए जितनी सबसे कम दशमलव स्थान वाली संख्या में रही है। उदाहरण के लिए 0.92 (सा.अ.=2) + 1.8 (सा.अंक=2) + 16.914 (सा.अ.=5) = 19.634 । अतः जोड़ की परिणामी संख्या 19.6 होगी, न कि 19.634 क्योंकि 1.8 में एक ही दशमलव स्थान है (सा.अ. = सार्थक अंक)।

(iii) गुणा या भाग करने पर प्राप्त परिणामी संख्या में सार्थक अंकों की संख्या उतनी ही होगी जितनी कि न्यूनतम सार्थक अंक वाली संख्या में होती है। जैसे 0.02406 / 0.0446 = 0.53946 में सार्थक अंकों की संख्या तीन होगी क्योंकि 0.0446 में सार्थक अंक तीन हैं। अतः यहां परिणामी संख्या 0.539 होगी, न कि 0.53946 । इसी प्रकार 142.08 x 0.46 = 65.3568 को 65 ही लिखा जाएगा क्योंकि 0.46 में सिर्फ दो ही सार्थक अंक हैं।

(iv) किसी मापन की संख्या का जब निकटन (rounded off) किया जाता है तो सार्थक अंकों की संख्या कम कर दी जाती है। इसके लिए संख्या के आखिरी अंक को तभी 1 से बढ़कर लिखा जाएगा जब उसके बाद आने वाला अंक $\geq$ 5 हो। यदि बाद वाला अंक $\leq$ 4 है तो उसे वैसा ही लिखा जाएगा जैसे पहले था। जैसे 14.796, 16.45 और 12.93 को तीन सार्थक अंकों तक निकटन करना हो तो इन्हें क्रमशः 14.8, 16.5 और 12.9 लिखना होगा। गणना करते समय सभी सार्थक अंकों को सम्मिलित करते हुए केवल अन्तिम परिणाम में ही निकटतम करना चाहिए।

1.4.2 मानक अन्तर्राष्ट्रीय इकाइयां (Standard International Units i.e. SI Units) -

किसी भी भौतिक राशि के मापन में प्रयुक्त इकाई (मात्रक) से अर्थपूर्ण सूचना प्राप्त होती है। किसी वस्तु का भार 7.5 है तो कुछ अर्थ नहीं बनता पर यदि 7.5 किलोग्राम लिखा जाए तो इसका अर्थ स्पष्ट होता है कि वस्तु का भार 7.5 किलोग्राम है। द्रव्यमान, लम्बाई तथा समय जैसी मूलभूत भौतिक राशियों के लिए अन्तर्राष्ट्रीय मानक इकाइयां 1960 में तय की गई जिसे अन्तर्राष्ट्रीय पद्धति (Systeme International or S.I. Units) कहा जाता है। इससे पूर्व अलग–अलग देशों में भिन्न–भिन्न प्रणालियां प्रचलित थीं। भारत में सेर, मन, छटांक, इंग्लैण्ड में ग्रेन, औंस, पाउण्ड तथा अन्य देशों में ग्राम, मिलीग्राम व किलोग्राम का प्रचलन था। बाद में (एम.के.एस. मीटर, किलोग्राम, सैकण्ड), सी.जी.एस. (सेन्टीमीटर, ग्राम, सैकण्ड) तथा एफ.पी. एस. (फुट, पाउण्ड, सैकण्ड) प्रणालियां प्रचलित हुईं, जिनमें एम. के.एस. एवं सी.जी.एस. प्रणालियों का बहुत उपयोग हुआ। पर, वर्तमान में एस.आई. इकाई पद्धति को विश्व में सर्वत्र मान्यता है। इस अन्तर्राष्ट्रीय मानक पद्धति में सात मूल राशियां (मात्रक) रखी गई हैं जिससे अन्य व्युत्पन्न मात्रक (derived units) प्राप्त

किए जा सकते हैं। इन मात्रकों में पूर्वलग्न लगाकर इन्हें घटाया या बढ़ाया जा सकता है। नीचे सारणी में मूल अन्तर्राष्ट्रीय मात्रक दिए गए हैं –

सारणी 1.1

मूल अन्तर्राष्ट्रीय मात्रक

(Fundamental International SI Units)

भौतिक राशि (मात्रक)	इकाई	संकेत
लम्बाई	मीटर	m
द्रव्यमान	किलोग्राम	Kg
समय	सैकण्ड	s
तापमान	केल्विन	K (K= °C +273.15)
पदार्थ की मात्रा	मोल	mol
विद्युतधारा	एम्पियर	A
प्रकाशीय तीव्रता	केन्डिला	Cd

व्युत्पन्न मात्रकों को सारणी 1.2 में दर्शाया गया है।

सारणी 1.2

भौतिक राशि	इकाई	प्रतीक	परिमाण
दाब	पास्कल	Pa	Nm^2 (न्यूटन प्रति वर्ग मीटर)
शक्ति	वॉट	W	Js^{-1} (जूल प्रति सैकण्ड)
कार्य, ऊर्जा	जूल	J	Nm या $Kg\ m^2\ s^{-1}$
विद्युत प्रतिरोध	ओम	Ω	$Kg\ m^2\ s^{-3}\ A^{-2}$ ($V\ A^{-1}$ वॉट प्रति एम्पीयर)
विद्युत विभवान्तर	वॉल्ट (प्रति इकाई आवेश ऊर्जा)	V	$Kg\ m^2\ s^{-3}$ या $JA^{-1}\ s^{-1}$ या JC^{-1} (जूल प्रति कूलाम)
बल	न्यूटन	N	$Kg\ m\ s^{-2}$ या न्यूटन
विद्युत आवेश	कूलाम	C	As
आवृत्ति	हर्ट्ज	ν	s^{-1} या Hz(हर्ट्ज)
क्षेत्रफल	वर्ग मीटर	a	m^2
आयतन	घन मीटर	v	m^3
घनत्व	द्रव्यमान प्रति मानक आयतन	d	$Kg\ m^{-3}$
चाल (वेग)	मीटर प्रति सैकण्ड	v	ms^{-1}

किसी मात्रक को घटाने या बढ़ाने के लिए जिन पूर्वलग्नों का उपयोग किया जाता है उन्हें नीचे सारणी 1.3 में प्रदर्शित किया है –

सारणी 1.3

गुणक	पूर्वलग्न	संकेत	गुणक	पूर्वलग्न	संकेत
10^{-1}	डेसी (deci)	d	10	डेका (deca)	da
10^{-2}	सेन्टी (centi)	c	10^2	हेक्टो (Hecto)	h
10^{-3}	मिली (milli)	m	10^3	किलो (Kilo)	K
10^{-6}	माइक्रो (micro)	μ	10^6	मेगा (Mega)	M
10^{-9}	नैनो (nano)	n	10^9	गीगा (Giga)	G
10^{-12}	पिको (pico)	p	10^{12}	टेरा (Tera)	T
10^{-15}	फेम्टो (femto)	f	10^{15}	पेटा (Peta)	P
10^{-18}	एटो (atto)	a	10^{18}	ऐक्सा (Exa)	E
10^{-21}	जेप्टो (zepto)	z	10^{21}	जेटा (Zeta)	Z
10^{-24}	योक्टो (yoktto)	y	10^{24}	योटा (yota)	Y

इन पूर्वलग्नों का रसायन में बहुत उपयोग होता है क्योंकि दो परमाणुओं के बीच की दूरी को प्रदर्शित करना हो तो उसे नैनो तथा पिकोमीटर में लिखा जाता है। कुछ तीव्र रासायनिक अभिक्रियाएं नैनो सैकण्ड तथा फेम्टो सैकण्ड में सम्पन्न होती हैं। आधुनिक कम्प्यूटर एक नैनो सैकण्ड में दस अंकों वाली दो संख्याओं की जोड़ कर देता है।

व्युत्पन्न मात्रक ज्ञात करने हेतु मात्रकों का इस प्रकार गुणा या भाग किया जा सकता है जैसे वे बीजगणितीय राशियां हों। जैसे 20g में 2g का भाग देने पर प्राप्त राशि मात्रक विहीन होगी क्योंकि मात्रक आपस में कट जाएंगे (20g/2g = 20/2 = 10) इसी प्रकार आयतन का मात्रक m^3 तथा घनत्व का मात्रक kgm^{-3} भी व्युत्पन्न मात्रक है। द्रवों और गैसों के आयतन लीटर (L) में अभिव्यक्त किए जाते हैं। यहां 1L पूरे 1000 सेमी³ या 1 dm^3 के बराबर होता है। ऊर्जा और आवेश के मात्रकों के प्रतीकों को बड़े अक्षरों (Capital letters) से दर्शाया गया है क्योंकि जूल और कूलाम वैज्ञानिकों के नाम हैं। भारत में मापन के मानकों की देखभाल हेतु राष्ट्रीय भौतिक प्रयोगशाला (एन.पी.एल.–नेशनल फिजिकल लैबोरेट्री) में प्रयोग निर्धारित किए जाते हैं।

सभी मापन उपकरणों को मानकीकृत (standardize) करने के लिए संदर्भ मात्रकों (reference units) की आवश्यकता अनुभव की गई जिसके अन्तर्गत द्रव्यमान का मात्रक kg फ्रांस के सेव्रेस में प्लेटिनम–इरिडियम (Pt-Ir) सिलैंडर के द्रव्यमान के बराबर माना गया तथा 0° C (273 K) पर रखे हुए Pt-Ir की एक छड़ पर दो निश्चित चिन्हों के बीच की दूरी को मीटर परिभाषित किया गया। 1960 में मीटर की लम्बाई को क्रिप्टान लेसर से उत्सर्जित प्रकाश की तरंगदैर्ध्य का 1.65076373 x 10^6 गुना माना गया। वर्तमान समय में मीटर को यूं परिभाषित किया गया कि यह निर्वात में प्रकाश द्वारा 1/299792458

सैकण्ड में तय की गई दूरी है। लम्बाई और द्रव्यमान की तरह अन्य भौतिक राशियों में भी संदर्भ मानक तय हैं।

1.4.3 मात्रक तथा विमीय विश्लेषण (Units and Dimensional Analysis) -

रासायनिक गणनाओं में यदि सभी राशियों को SI मात्रकों में प्रयुक्त किया जाए तो परिणाम में प्राप्त राशि भी उचित SI इकाई में ही होगी। परन्तु कभी–कभी हमें मात्रकों को एक पद्धति से दूसरी पद्धति में परिवर्तित करना होता है जो SI मात्रक हो भी सकते हैं और नहीं भी। जैसे दो स्थानों के बीच की दूरी को मील (mile) में, बंध दूरी को एंगस्ट्राम में या द्रव्यमान को पाउण्ड में दर्शाया गया है तो ये सभी मात्रक SI इकाई में नहीं हैं और इनके रुपान्तरण हेतु इकाई गुणक पद्धति (unit factor method) का उपयोग किया जाता है। इसके अन्तर्गत प्रत्येक राशि को अंक एवं इकाई सहित लिखा जाता है तथा पूरी गणना के दौरान इकाइयों को साथ में लिखते हुए इस प्रकार गणना करनी होती है जैसे कि ये इकाइयां बीज गणितीय राशियां हैं। किसी भी संख्या को 1 से गुणा करने पर उसमें कोई परिवर्तन नहीं होता है और हमें वांछित इकाई रूपान्तरण प्राप्त हो जाता है, जैसे 6.0 मिनट में सैकण्डों की संख्या ज्ञात करनी हो तो हमें मिनट और सैकण्ड का संबंध ज्ञात है अर्थात् 1 मिनट = 60 सैकण्ड या हम लिख सकते हैं कि 1 = 60 सैकण्ड / 1 मिनट या 1 = 1 मिनट / 60 सैकण्ड

6.0 मिनट को 1 से गुणा करने पर –

= 6.0 मिनट x 1

= 6.0 मिनट x 60 सैकण्ड / 1 मिनट = 360 सैकण्ड

इस इकाई गुणक से गुणा करने की पद्धति में रूपान्तरण गुणक (conversion factor) से संख्या को गुणा कर इच्छित परिणाम प्राप्त किए जाते हैं। यहां 6.0 मिनट और 360 सैकण्ड में व्यक्त समय का परिमाण समान है। इसी प्रकार ऐंग्स्ट्राम और पिकोमीटर को रूपान्तरित करना हो तो इन दोनों के मध्य संबंध से, इकाई रूपान्तरण गुणक प्राप्त कर उपयोग करते हैं, जैसे–

$1\ A^0 = 10^{-10}\ m$

इकाई गुणक, $1 = \left(\frac{10^{-10}\,m}{1A^\circ}\right)$

माना कि 0.86 A^0 को पिकोमीटर में रूपान्तरित करना है तो

$$0.86\ A^0 = 0.86\ A^0 x \left(\frac{10^{-10}\,m}{1A^\circ}\right) = 0.86 \times 10^{-10}\ m$$

अब $1\ pm = 10^{-12}\ m$ या $1 = \frac{1\,pm}{10^{-12}\,m}$

इसलिए $0.86 \times 10^{-10}\ m$ =

0.86×10^{-10} मीटर $\times \frac{1\,pm}{10^{-12}\,m}$

$= 0.86 \times 10\ pm$

इस रूपान्तरण को दो चरणों में सम्पन्न करने के बजाय एक चरण में भी पूरा किया जा सकता है –

$$0.86A^0 = 0.86\ A^0 x \left(\frac{10^{-10}\,m}{1A^\circ}\right)\left(\frac{1\,pm}{10^{-12}\,m}\right) = 86\ pm$$

यहां यह याद रखा जाना चाहिए कि हम उसी रूपान्तरण गुणक को चुनते हैं जिससे हमें परिणाम इच्छित इकाई में प्राप्त हो सके तथा अन्य इकाइयां आपस में कट जाएं।

1.5 रासायनिक स्टॉकियोमीट्री या रससमीकरणमिति (Chemical Stoichiometry)-

रासायनिक अभिक्रियाओं में क्रियाकारकों (reactants) के मध्य तथा क्रियाकारकों एवं उत्पादों के मध्य मात्रात्मक (quantitative) संबंधों का ज्ञान रससमीकरणमिति या स्टाइकियोमीट्री कहलाता है। यह शब्द ग्रीक भाषा के दो शब्दों Stoichion (तत्त्व) और दूसरा metron (मापन) के संयोग से बना हुआ है। जिसक अर्थ होता है– तत्त्व का मापन। ररसमीकरणमिती का रसायन विज्ञान एवं रासायनिक उद्योगों में महत्वपूर्ण उपयोग है, जिसके अन्तर्गत क्रियाकारकों या उत्पादों की मात्रा की गणना की जाती है। रससमीकरणमिती द्वारा अभिक्रिया के क्रियाकारकों को या उत्पादों की मात्रात्मक गणना करने के लिए सर्वप्रथम उस अभिक्रिया की संतुलित समीकरण (balanced equation) लिखा जाना अनिवार्य है। संतुलित समीकरण में लिखे गए अंकों को स्टाइकियोमिट्रिक गुणांक (stoichiometric coefficients) कहते हैं, जो वस्तुतः क्रियाकारकों या उत्पादों के मोल को अभिव्यक्त करते हैं। जैसे, मिथेन के दहन का समीकरण है –

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

इस अभिक्रिया में स्टॉकियोमिट्रिक गुणांकों से स्पष्ट होता है कि एक मोल मिथेन गैस 2 मोल ऑक्सीजन के साथ क्रिया कर 1 मोल कार्बन डाइऑक्साइड तथा 2 मोल जल बनाता है।

रससमीकरणमिती पर आधारित प्रश्नों को हल करने के लिए विद्यार्थी को अभिक्रिया का संतुलित समीकरण, मोल अवधारणा तथा उचित मात्रकों का ज्ञान होना आवश्यक है।

जैसे– किसी रासायनिक अभिक्रिया के समीकरण से हमें क्या–क्या सूचनाएं प्राप्त हो सकती हैं, इसके लिए निम्नलिखित अभिक्रिया पर ध्यान दें –

$$CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$$

मोलर द्रव्यमान $40+12+3x16 + 2(1+35.5) \rightarrow 40+2x35.5+2x1+16+12+2x16$

मोलर द्रव्यमान = 100 + 73 = 111 + 18 + 44

उपरोक्त रासायनिक समीकरण से निम्नलिखित सूचनाएं प्राप्त होती हैं–

(i) वास्तविक रूप से अभिक्रिया में भाग लेने वाले पदार्थो का ज्ञान होता है। जैसे उपरोक्त अभिक्रया में क्रियाकारकों के रूप में $CaCO_3$ तथा HCl हैं तथा उत्पाद $CaCl_2$, H_2O तथा CO_2 हैं।

(ii) क्रियाकारकों और उत्पादों के बीच मात्रात्मक (g में भार) संबंधों का ज्ञान होता है जैसे जहां 100g $CaCO_3$ और 73g HCl क्रिया कर 111g $CaCl_2$, 18g H_2O तथा 44g CO_2 बनाते हैं।

(iii) गैसीय अभिक्रियाओं में ग्राम अणु आयतन के रूप में गैसों का आयतन प्रदर्शित होता है। यहां 1 mol CO_2 प्राप्त होती है अर्थात् मा.ता.दा. पर 22.4L CO_2 प्राप्त होगी।

रससमीकरणमिती से संबंधित गणनाओं को समझने के लिए निम्नलिखित उदाहरणों पर ध्यान दें –

उदाहरण 8 : नाइट्रोजन और हाइड्रोजन की क्रिया द्वारा 8.2 mol अमोनिया बनाने में नाइट्रोजन के कितने मोल चाहिए?

हल : अभिक्रिया का संतुलित समीकरण लिखने पर, –

$$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$$

इस अभिक्रिया की रससमीकरणमिती से यह ज्ञान होता है कि 1 mol N_2 से 2 mol अमोनिया बनती है। अतः हम लिख सकते हैं कि 2 mol अमोनिया बनने में 1 mol नाइट्रोजन चाहिए।

इसलिए 8.2 mol अमोनिया बनने में $\frac{1 \times 8.2}{2} = 4.1$ mol नाइट्रोजन चाहिए।

उदाहरण 9 : यदि किसी प्रयोग में 2.4 mol ऑक्सीजन की जरूरत है तो कितने g पोटैशियम क्लोरेट का अपघटन किया जाए?

हल : चूंकि पोटैशियम क्लोरेट ($KClO_3$) के अपघटन से ऑक्सीजन प्राप्त होती है अतः अभिक्रिया का संतुलित समीकरण लिखने पर,

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

इस अभिक्रिया की रससमीकरणमिती से ज्ञात होता है कि ऑक्सीजन के तीन मोल प्राप्त करने के लिए $KClO_3$ के 2 mol की आवश्यकता होती है। अतः 2.4 mol ऑक्सीजन प्राप्त करने के लिए 2.4 mol ऑक्सीजन x $\frac{2 \text{ mol } KClO_3}{3 \text{ mol ऑक्सीजन}}$ = 1.6 mol $KClO_3$

चूंकि $KClO_3$ का मोलर द्रव्यमान = 39+35.5+3x16 = 122.5 g / mol^{-1} है।

अतः 1.6 mol $KClO_3$ का द्रव्यमान होगा 1.6 x 122.5 = 196.0g

उदाहरण 10 : 5.2 L कार्बन मोनोऑक्साइड को CO_2 में बदलने के लिए मा.ता.दा. पर कितने लीटर ऑक्सीजन की आवश्यकता होगी?

हल : संतुलित समीकरण लिखने पर –

2CO	+	O_2	→	$2CO_2$
2 mol		1 mol		2 mol
2x22.4 L		1x22.4 L		

अभिक्रिया की रससमीकरणमिती से ज्ञात है कि –

2x22.4 L CO को NTP पर CO_2 में बदलने के लिए 22.4 L ऑक्सीजन चाहिए, इसलिए 5.2 L CO को NTP पर CO_2 में बदलने के लिए ऑक्सीजन चाहिए =

$$\frac{22.4}{2 \times 22.4} \times 5.2 = 2.6 \text{ L}$$

1.5.1 विलयनों में अभिक्रियाओं की रससमीकरणमिती (Solution Stoichiometry) -

किसी एक पदार्थ के विलयन को दूसरे पदार्थ के विलयन में मिलाने पर होने वाली अभिक्रियाओं की संख्या बहुत अधिक है इसलिए विलयनों का उपयोग करते समय रासायनिक गणनाओं का अभिज्ञान आवश्यक है। अब प्रश्न यह उठता है कि विलयन के निश्चित आयतन में विलेय (solute) पदार्थ की मात्रा को किस प्रकार प्रदर्शित करें? इसकी कई विधियां हैं जैसे यदि हम 100g विलयन में उपस्थित विलेय की ग्रामों में मात्रा व्यक्त करें तो यह प्रतिशत मात्रा (%) कहलाती है। **परन्तु** किसी पदार्थ (विलेय) के विलयन की सांद्रता (concentration) व्यक्त करने के लिए रसायन में विलयन के निश्चित आयतन में उपस्थित विलेय की mol संख्या का उपयोग किया जाता है। इसे मोलरता कहते हैं। अतः किसी विलयन की मोलरता, 1L विलयन में उपस्थित विलेय पदार्थ के **मोलों की संख्या है।** अतः

$$\text{मोलरता (M)} = \frac{\text{विलेय के मोलों की संख्या}}{\text{विलयन का लीटर में आयतन}}$$

यहां मोलरता का मात्रक, जिसे M द्वारा दर्शाया गया है, उसका अर्थ मोल प्रति लीटर ($mol\ L^{-1}$) या $mol\ dm^{-3}$ है। विलयन की सांद्रता ज्ञात करने के बाद विलयन पर आधारित रससमीकरणमिती के प्रश्नों को हल किया जा सकता है। जैसे यदि 18.25 g NaOH को जल में घोलकर 200 mL विलयन बनाया जाए तो उस विलयन की मोलरता क्या होगी? ऐसे प्रश्नों को हल करने के लिए NaOH के mol ज्ञात करते हैं अर्थात्

18.25 / 40 तथा 200 mL को L में बदलने पर 200 / 1000 L प्राप्त होता है। अब ऊपर लिखे सूत्र में मान रखने पर –

$$\text{विलयन की मोलरता} = \frac{18.25 \times 1000}{40 \times 200} = 2.28\ M$$

इस प्रकार किसी विलयन की मोलरता ज्ञात हो जाने पर उसके निश्चित आयतन में उपस्थित विलेय की मात्रा की गणना कर सकते हैं। विलयन की सांद्रता प्रदर्शित करते समय मोलरता के अलावा अन्य विधियां भी प्रयुक्त होती हैं, जैसे –

$$\text{मोललता (m)} = \frac{\text{विलेय के मोल}}{\text{किलोग्राम में विलायक का भार}}$$

$$\text{तथा नॉर्मलता (N)} = \frac{\text{विलेय का ग्राम तुल्यांकी भार}}{\text{विलयन का लीटर में आयतन}}$$

कुछ उदाहरणों द्वारा विलयन की रससमीकरणमिती पर आधारित गणनाओं को समझा जा सकता है।

उदाहरण 11 : व्यावसायिक रूप में प्राप्त सांद्र HCl के नमूने में 38% HCl होता है (द्रव्यमान के आधार पर) तो इसकी मोलरता क्या होगी? (विलयन का घनत्व = 1.19 $g\ cm^{-3}$)

हल : 38% HCl (द्रव्यमान के आधार पर), का अर्थ हुआ कि 100g विलयन में 38g HCl उपस्थित है।

$$\text{अतः विलयन का आयतन} = \frac{\text{द्रव्यमान}}{\text{घनत्व}} = \frac{100}{1.19}$$

$= 84.03\ cm^3$

$$\text{तथा HCl के मोल} = \frac{38}{36.5} = 1.04\ mol$$

$$\text{अतः विलयन की मोलरता} = \frac{1.04 \times 1000}{84.03} = 12.38\ M$$

उदाहरण 12 : $BaCl_2$ के जलीय विलयन जिसमें 10.0g $BaCl_2$ उपस्थित है, में 0.5 M सोडियम सल्फेट का 250 mL मिश्रित किया गया हो तो $BaCl_2$ के कितने g प्राप्त होंगे?

हल : उपरोक्त प्रश्नानुसार संतुलित समीकरण लिखने पर –

$$BaCl_2 + Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2\,NaCl$$

अब सबसे पहले $BaCl_2$ तथा Na_2SO_4 के मोल की गणना करते हैं।

0.5 M सोडियम सल्फेट का अर्थ हुआ कि 1000 mL विलयन में सोडियम सल्फेट के 0.5 mol विद्यमान हैं। अतः

1000 mL. विलयन में सोडियम सल्फेट उपस्थित है 0.5 mol

∵ 250 mL विलयन में सोडियम सल्फेट उपस्थित =

$$= \frac{0.5}{1000} \times 250 = 0.125\ mol\ Na_2SO_4$$

इसी प्रकार $BaCl_2$ के mol = $\frac{10}{208}$ (चूंकि $BaCl_2$ का मोलर द्रव्यमान 208 होता है)

$= 0.048\ mol\ BaCl_2$

उपरोक्त समीकरण की रससमीकरणमिती से ज्ञात होता है कि 1 mol $BaCl_2$, 1 mol Na_2SO_4 के साथ क्रिया करता है। अतः 0.048 mol $BaCl_2$ तथा 0.048 mol Na_2SO_4 के मध्य ही क्रिया होगी।

यहां स्पष्ट है कि 1 mol $BaCl_2$ से बनता है = 1 mol $BaSO_4$

इसलिए 0.048 mol $BaCl_2$ से बनता है = 1 x 0.048

$= 0.048\ mol\ BaSO_4$ बनेगा।

अतः $BaSO_4$ की g में मात्रा = 0.048 x 233

($BaSO_4$ का g मोलर द्रव्यमान = 233g) = 11.18g

1.6 परमाणु द्रव्यमान (Atomic Mass) -

तत्त्व का एक छोटा से छोटा कण जो रासायनिक क्रिया में भाग लेता है परन्तु स्थाई स्वतन्त्र अवस्था में नहीं पाया जाता है, परमाणु कहलाता है।

अर्थात् किसी तत्त्व का **परमाणु द्रव्यमान** वह संख्या है जो यह व्यक्त करता है कि उस तत्त्व का एक परमाणु हाइड्रोजन के एक परमाणु से कितना गुना भारी है।

$$\text{तत्त्व का परमाणु द्रव्यमान} = \frac{\text{तत्त्व के एक परमाणु का द्रव्यमान}}{\text{हाइड्राजेन के एक परमाणु द्रव्यमान}}$$

परमाणु द्रव्यमान एक सापेक्ष संख्या है अतः इसकी कोई इकाई नहीं होती है। अतः जब यह कहा जाए कि ऑक्सीजन का परमाणु द्रव्यमान 16 है, इसका अर्थ यह नहीं है कि ऑक्सीजन के परमाणु का द्रव्यमान 16g है। इसका तात्पर्य है कि ऑक्सीजन परमाणु हाइड्रोजन परमाणु से 16 गुना भारी है।

सन् 1908 के पश्चात् हाइड्रोजन के स्थान पर O^{16} के परमाणु भार के 1 / 16 वें भाग को इकाई के रूप में मानकर अन्य तत्त्वों के परमाणु द्रव्यमान व्यक्त किए गए। अतः किसी तत्त्व का **परमाणु द्रव्यमान** वह संख्या है जो यह व्यक्त करती है कि उस तत्त्व का एक परमाणु O^{16} के एक परमाणु के 1 / 16 वें भाग से कितना गुना भारी है।

तत्त्व का आपेक्षिक परमाणु द्रव्यमान =

$$= \frac{\text{तत्त्व के एक परमाणु का द्रव्यमान}}{\text{ऑक्सीजन के एक परमाणु का 1/16वें भाग का द्रव्यमान}}$$

इस आधार पर हाइड्रोजन का परमाणु द्रव्यमान 1.008 आता है।

आजकल तत्त्व के परमाणु द्रव्यमान C^{12} के 1 / 12 वें भार को इकाई मानकर व्यक्त किए जाते हैं। अतः

तत्त्व का परमाणु द्रव्यमान =

$$= \frac{\text{तत्त्व के एक परमाणु का द्रव्यमान}}{C^{12} \text{ के एक परमाणु का 1/12 वाँ भाग}}$$

1.6.1 परमाणु द्रव्यमान ज्ञात करने की विधियां –

परमाणु द्रव्यमान ज्ञात करने की निम्नलिखित विधियां हैं –

1. कैनीजारो विधि
2. ड्यूलोंग और पेटिट विधि
3. तुल्यांकी भार एवं संयोजकता से
4. क्लोराइड के वाष्प घनत्व से

1. कैनीजारो विधि – यह विधि इस धारणा पर आधारित है कि किसी तत्त्व के अनेकों यौगिकों में एक यौगिक ऐसा अवश्य होता है जिसमें एक अणु में उस तत्त्व का एक ही परमाणु हो। उस यौगिक में उस तत्त्व की मात्रा ही उसका परमाणु द्रव्यमान होगी। कैनीजारो विधि द्वारा किसी तत्त्व का परमाणु भार निम्नलिखित पदों के क्रम में ज्ञात किया जाता है –

(1) तत्त्व के विभिन्न यौगिकों का वाष्प घनत्व ज्ञात कर उनका आण्विक द्रव्यमान ज्ञात कर लेते हैं –

आण्विक द्रव्यमान = 2 x वाष्प घनत्व

(2) सभी यौगिकों में उस तत्त्व की प्रतिशत मात्रा विश्लेषण द्वारा ज्ञात की जाती है।

(3) प्रतिशत मात्रा के आधार पर विभिन्न यौगिकों के अणु में तत्त्व की मात्रा की गणना की जाती है।

(4) इन यौगिकों में तत्त्व का न्यूनतम भार ही उसका परमाणु द्रव्यमान होता है।

सारणी 1.4

नाइट्रोजन के यौगिक	वाष्प घनत्व	मोलर द्रव्य-मान	N%	यौगिक के एक अणु में नाइट्रोजन का भार	नाइट्रोजन का न्यूनतम भार
NH_3	8.5	17	82.35	14	14
N_2O	22	44	63.64	28	
NO	15	30	46.67	14	14
N_2O_3	38	76	36.84	28	
NO_2	23	46	30.43	14	14
N_2O_5	54	108	25.93	28	

नाइट्रोजन के विभिन्न यौगिकों में नाइट्रोजन का भार ज्ञात कर उसका परमाणु द्रव्यमान ज्ञात किया जा सकता है। सारणी 1.4 से स्पष्ट है कि यौगिकों NH_3, NO और NO_2 में नाइट्रोजन का न्यूनतम भार है तथा इसका मान 14 है, अतः नाइट्रोजन का परमाणु द्रव्यमान 14 होगा।

उदाहरण 13 : निम्नलिखित आंकड़ों के आधार पर फॉस्फोरस का संभावित परमाणु द्रव्यमान ज्ञात कीजिये –

क्र. सं.	यौगिक	वाष्प घनत्व	मोलर द्रव्यमान	फॉस्फोरस की प्रतिशत मात्रा
1.	P_2O_3	55.0	110.0	56.36
2.	P_2O_5	71.0	142.0	43.66
3.	PCl_5	104.25	208.5	14.87
4.	PF_5	63.0	126.0	24.60
5.	$POCl_3$	76.75	153.5	20.19
6.	P_2S_5	111.0	222.0	27.92

हल : आण्विक द्रव्यमान = वाष्प घनत्व x 2

यौगिक में फॉस्फोरस की मात्रा = $\frac{\text{आण्विक द्रव्यमान x \% फॉस्फोरस}}{100}$

उपर्युक्त यौगिकों के एक अणु में फॉस्फोरस के भार की गणना निम्नलिखित प्रकार से की जा सकती है –

1. $\frac{110 \times 56.36}{100} = \frac{6199.6}{100} = 61.9960$
2. $\frac{142 \times 43.66}{100} = \frac{6199.72}{100} = 61.9972$
3. $\frac{208.52 \times 14.87}{100} = \frac{3100.395}{100} = 31.0039$
4. $\frac{126 \times 24.60}{100} = \frac{3099.6}{100} = 30.9960$
5. $\frac{153.5 \times 20.19}{100} = \frac{3099.165}{100} = 30.9916$
6. $\frac{222 \times 27.92}{100} = \frac{6198.24}{100} = 61.9824$

उपर्युक्त यौगिकों में फॉस्फोरस का न्यूनतम भार 30.99 है। अतः फार्स्फोरस का संभावित परमाणु द्रव्यमान 31 है।

कैनिजारो की विधि द्वारा निकाले गए परमाणु द्रव्यमान के मान तभी विश्वसनीय होते हैं जब उस तत्त्व के अनेक यौगिकों को प्रयोग में लिया जाए। यदि ऐसे यौगिक पर्याप्त संख्या में नहीं लिए जायें तो कभी–कभी गणना द्वारा प्राप्त परमाणु द्रव्यमान का मान वास्तविक परमाणु द्रव्यमान से दो गुना या तीन गुना भी प्राप्त हो सकता है।

2. ड्यूलोंग और पेटिट विधि – सन् 1819 में ड्यूलोंग और पेटिट ने धातुओं के परमाणु द्रव्यमान और विशिष्ट ऊष्मा के अध्ययन के आधार पर निम्नलिखित नियम प्रस्तावित किया –

किसी ठोस धातु के विषिष्ट ऊष्मा और उसके परमाणु द्रव्यमान का गुणनफल लगभग 6.4 के बराबर होता है।

विशिष्ट ऊष्मा x परमाणु द्रव्यमान = 6.4 (लगभग)
अतः लगभग परमाणु द्रव्यमान = 6.4 / विशिष्ट ऊष्मा

ड्यूलोंग और पेटिट नियम के आधार पर तत्त्वों, विशेष तौर पर ठोस धातुओं के लगभग परमाणु द्रव्यमान ज्ञात किए जा सकते हैं। लगभग परमाणु द्रव्यमान के मान के आधार पर सही परमाणु द्रव्यमान की गणना निम्नलिखित प्रकार की जाती है –

1. तत्त्व का तुल्यांकी भार किसी उपयुक्त विधि से ज्ञात कर लिया जाता है।

2. परमाणु द्रव्यमान में तुल्यांकी भार का लगभग (जो ड्यूलोंग एवं पेटिट नियम से ज्ञात किया है) भाग देकर संयोजकता ज्ञात करते हैं। यदि संयोजकता का मान पूर्णांक में नहीं आता है तो उसे पूर्णांक में बदल लेते हैं क्योंकि संयोजकता सदैव पूर्णांक में ही होती है।

$$\text{संयोजकता} = \frac{\text{लगभग परमाणु द्रव्यमान}}{\text{तुल्यांकी भार}}$$

3. इस संयोजकता (पूर्णांक) को तुल्यांकी भार से गुणा कर सही परमाणु द्रव्यमान ज्ञात करते हैं।

परमाणु द्रव्यमान = संयोजकता x तुल्यांकी भार

उदाहरण 14 : 1.27g टिन ऑक्साइड के अपचयन से 1g टिन प्राप्त होता है। टिन की विशिष्ट ऊष्मा 0.0556 है। धातु का परमाणु द्रव्यमान ज्ञात कीजिये।

हल : (i) धातु का निकटतम परमाणु द्रव्यमान ज्ञात करना ड्यूलोंग और पेटिट के नियम से –

टिन का लगभग परमाणु द्रव्यमान = 6.4 / विशिष्ट ऊष्मा

$$= \frac{6.4}{0.0556} = 115.11$$

(ii) धातु का तुल्यांकी भार ज्ञात करना –
टिन ऑक्साइड का भार = 1.27g
टिन धातु का भार = 1.0g
अतः 1g टिन से संयुक्त ऑक्सीजन का भार (1.27 – 1.0) = 0.27g
धातु का तुल्यांकी भार =

$$= \frac{\text{धातु का भार x ऑक्सीजन का तुल्यांकी भार}}{\text{ऑक्सीजन भार}}$$

अतः टिन का तुल्यांकी भार = $\frac{1 \times 8}{0.27} = 29.63$

(ii) धातु का सही परमाणु द्रव्यमान ज्ञात करना –
अतः टिन का सही परमाणु द्रव्यमान = संयोजकता x तुल्यांकी भार
= 29.63 x 4 = 118.52

3. तुल्यांकी भार एवं संयोजकता से – किसी तत्त्व के तुल्यांकी भार एवं संयोजकता में निम्नलिखित सम्बन्ध है –
तत्त्व का परमाणु द्रव्यमान = तत्त्व का तुल्यांकी भार x संयोजकता

उदाहरण 15 : एक तत्त्व का तुल्यांकी भार 9 हो तथा उसकी संयोजकता 3 हो तो उसका परमाणु द्रव्यमान ज्ञात कीजिये।

हल : परमाणु द्रव्यमान = तुल्यांकी भार x संयोजकता
= 9 x 3 = 27

4. क्लोराइड वाष्प घनत्व से – यह विधि उन तत्त्वों के लिए उपयोगी है जो वाष्पशील क्लोराइड बनाते हैं। इस विधि द्वारा तत्त्वों का परमाणु द्रव्यमान निम्नलिखित पदों में ज्ञात करते हैं –

1. यौगिक के वाष्प घनत्व को दुगुना करके मोलर द्रव्यमान ज्ञात कर लेते हैं।

2. तत्त्व के तुल्यांकी भार, यौगिक के मोलर द्रव्यमान के आधार पर तत्त्व की संयोजकता की गणना निम्नलिखित सूत्र से की जाती है –

$$\text{संयोजकता} = \frac{\text{वाष्पशील क्लोराइड का मोलर द्रव्यमान}}{\text{तत्त्व का तुल्यांकी भार} + 35.5}$$

3. संयोजकता और तुल्यांकी भार को गुणा कर सही परमाणु द्रव्यमान ज्ञात किया जाता है।

परमाणु द्रव्यमान = तुल्यांकी भार x संयोजकता

उदाहरण 16 : एक तत्त्व का तुल्यांकी भार 4 है। इसके एक क्लोराइड का वाष्प घनत्व 59.25 है। इसकी संयोजकता और परमाणु द्रव्यमान की गणना कीजिये।

हल : क्लोराइड का वाष्प घनत्व = 59.25
∴ क्लोराइड का मोलर द्रव्यमान = 2 x 59.25 = 118.50

$$\text{संयोजकता} = \frac{\text{क्लोराइड का मोलर द्रव्यमान}}{\text{तत्त्व का तुल्यांकी भार} + 35.5} =$$

$$= \frac{118.5}{4+35.5} = \frac{118.5}{39.3} = 3$$

∴ परमाणु द्रव्यमान = तुल्यांकी भार x संयोजकता
= 4 x 3 = 12
अतः तत्त्व का परमाणु द्रव्यमान = 12

1.6.2 मोलर द्रव्यमान (Molecular Mass) –

अणु – तत्त्व या यौगिक का वह सूक्ष्मतम कण जो स्वतन्त्र अवस्था में स्थाई रह सकता है तथा जिसमें तत्त्व या यौगिक के सभी गुण विद्यमान हों, अणु कहलाता है।

H_2, O_2, N_2, O_3, Cl_2 आदि तत्त्वों के अणु हैं जिनमें एक ही तत्त्व के दो या अधिक परमाणु संयुक्त हैं।

यौगिक का अणु दो या दो से अधिक असमान परमाणुओं से बनता है। जैसे– H_2O, HCl, Na_2CO_3, KNO_3, CH_4

इत्यादि।

किसी तत्त्व या यौगिक में विद्यमान सभी परमाणुओं के परमाणु द्रव्यमान के योग को मोलर द्रव्यमान कहते हैं।

प्रारम्भ में हाइड्रोजन परमाणु को इकाई मानकर उसकी अन्य अणुओं के भार से तुलना की जाती थी।

$$\text{मोलर द्रव्यमान} = \frac{\text{पदार्थ के एक अणु का द्रव्यमान}}{\text{हाइड्रोजन के एक अणु का द्रव्यमान}}$$

एक अणु हाइड्रोजन के एक परमाणु से जल का एक अणु 18 गुना भारी है इसलिए H_2O का मोलर द्रव्यमान 18 है। आजकल किसी पदार्थ का मोलर द्रव्यमान C^{12} के 1/12 वें भाग को इकाई मानकर दर्शाया जाता है।

$$\text{आण्विक द्रव्यमान} = \frac{\text{पदार्थ के एक अणु का द्रव्यमान}}{C^{12} \text{ के परमाणु का } 1/12 \text{ वाँ}}$$

आण्विक द्रव्यमान के लिए जो इकाई होती है उसे परमाणु द्रव्यमान इकाई ए.एम.यू. (Atomic Mass Unit - AMU) कहते हैं।

आण्विक मोलर द्रव्यमान – जब अणु भार को ग्राम में व्यक्त किया जाता है तो उसे ग्राम आण्विक द्रव्यमान या मोलर द्रव्यमान कहते हैं। जैसे– जल का मोलर द्रव्यमान 18 $gmol^{-1}$ है।

मोलर द्रव्यमान ज्ञात करने की विधियां –

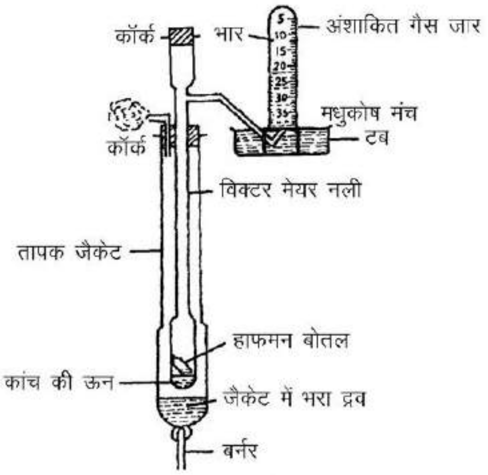
1. विक्टर मेयर विधि 2. रेनाल्ट विधि

1. विक्टर मेयर विधि – इस विधि द्वारा वाष्पशील यौगिकों का वाष्प घनत्व ज्ञात किया जाता है। वाष्प घनत्व के मान के आधार पर अणु भार का मान प्राप्त किया जा सकता है।

उपकरण –

(1) विक्टर मेयर नली (2) तापक जैकेट (3) हॉफमन बोतल (4) गैस जार

विधि – नीचे चित्र में दर्शाए अनुसार एक विक्टर मेयर नली एक तापक जैकेट में कॉर्क की सहायता से लगा दी जाती है। तापक जैकेट में ऐसा द्रव भरा जाता है जिसका क्वथनांक उस द्रव के क्वथनांक जिसका मोलर द्रव्यमान निकालना हो, से 30° C से अधिक हो। विक्टर मेयर नली में कुछ कांच की रुई बिछा देते हैं ताकि हाफमन बोतल डालने से टूटे नहीं। विक्टर मेयर नली के ऊपरी सिरे के पास एक मुड़ी हुई नली लगी हुई होती है जो पानी से भरी द्रोणिका में डूबी रहती है। सर्वप्रथम जैकेट को गर्म किया जाता है। गर्म करने पर नली के अन्दर की वायु बुलबुलों के रूप में द्रोणिका में होकर निकलने लगती है। जब नली की सारी वायु निकल जाती है तो बुलबुलों का निकलना बन्द हो जाता है और नली के अन्दर का ताप स्थिर हो जाता है। अब एक अंशांकित गैस जार को पानी से भर कर द्रोणिका नली के सिरे के ऊपर उलटा रख देते हैं। एक हॉफमन बोतल को खाली तोलकर उसमें वह द्रव (0.1–0.2g) भरकर पुनः तोल लेते हैं जिसका मोलर द्रव्यमान ज्ञात करना हो। इस द्रव से भरी हॉफमन बोतल को विक्टर मेयर नली का कॉर्क खोलकर डाल देते हैं तथा कॉर्क को पुनः बन्द कर देते हैं। विक्टर मेयर नली का ताप हॉफमन बोतल से भरे द्रव के क्वथनांक से अधिक होने से अन्दर जाते ही हाफमन बोतल का कॉर्क स्वयं खुल जाता है।



चित्र 1.2 : विक्टर मेयर उपकरण

द्रव की वाष्प अपने आयतन के बराबर नली में उपस्थित वायु को हटाती है। यह वायु गैस जार में एकत्रित हो जाती है। जब गैस जार में वायु के बुलबुले निकलना बन्द हो जायें तो गैस जार को सावधानीपूर्वक पानी से भरी दूसरी द्रोणिका में रखकर गैस जार के अन्दर एवं बाहर का पानी का तल समान करके वाष्प का आयतन ज्ञात कर लिया जाता है। प्रयोग करते समय जल का ताप और कमरे का दाब नोट कर लिया जाता है तथा निम्नलिखित गणना के अनुसार यौगिक का मोलर द्रव्यमान ज्ञात किया जाता है

प्रेक्षण –

खाली हॉफमन बोतल का भार = W_1 g

हॉफमन बोतल + द्रव का भार = W_2 g

अतः द्रव का भार = $(W_2 - W_1)$ g

गैस जार में वाष्प का आयतन = V_1 mL

जल का तापक्रम = t_1° C

वायुमण्डलीय दाब = P_1 mm

t_1° C पर जलीय तनाव = $\bar{p}$ mm

अतः शुष्क गैस का दाब $= (P_1 - \bar{P})$ mm

गणना –

गैस समीकरण के अनुसार $\frac{PV}{T} = \frac{P_1V_1}{T_1}$

एन.टी.पी. पर	**प्रयोग में**
$P = 760$ mm	$P_1 = (P_1 - \bar{P})$
$V = ?$	$V_1 = V_1$
$T = 273$	$T_1 = (273 + t_1)$

$$\frac{760 \times V}{273} = \frac{(P_1 - \bar{P})V_1}{(273 + t_1)}$$

वज्र गुणन करने पर –

$$760 \times V \times (273 + t_1) = (P_1 - \bar{P})V_1 \times 273$$

एन.टी.पी. पर वाष्प का आयतन $= V = \frac{(P_1 - \bar{P})V_1 \times 273}{(273 + t_1) \times 760}$

$= X$

एन.टी.पी. पर X mL हाइड्रोजन की मात्रा = 0.00009g

अतः द्रव का वाष्प घनत्व =

$$= \frac{\text{द्रव के निश्चित आयतन की मात्रा}}{\text{एन.टी.पी. पर समान आयतन के हाइड्रोजन की मात्रा}}$$

$$= \frac{W_2 - W_1}{X \times 0.00009}$$

अतः द्रव का मोलर द्रव्यमान = 2 x वाष्प घनत्व

$$= 2 \times \frac{W_2 - W_1}{X \times 0.00009}$$

उदाहरण 17 : विक्टर मेयर नली में 0.1680g वाष्पशील यौगिक को गर्म करने पर 20° सें.ताप एवं 740mm दाब पर एकत्रित हुई गैस का आयतन 49.4mL. है। यदि 20° सें.पर जलीय तनाव 18 mm तथा 1 mL हाइड्रोजन का एन.टी.पी. पर भार 0.00009 g हो तो यौगिक के मोलर द्रव्यमान की गणना कीजिये।

हल : गैस समीकरण के अनुसार $\frac{PV}{T} = \frac{P_1V_1}{T_1}$

एन.टी.पी. पर	**प्रयोग में**
$P = 760$ mm	$P_1 = 740 - 18 = 722$ mm
$V = ?$	$V_1 = 49.4$ mL
$T = 273$ K	$T_1 = (273 + 20) = 293$ K

गैस समीकरण में मान रखने पर –

$$\frac{760 \times V}{273} = \frac{722 \times 49.4}{293}$$

वज्र गुणन करने पर –

$760 \times V \times 293 = 722 \times 49.4 \times 273$

$$V = \frac{722 \times 49.4 \times 273}{293 \times 760} = 43.72 \text{ mL}$$

एन.टी.पी. पर 43.72mL हाइड्रोजन का भार = 43.72 x 0.00009 mL

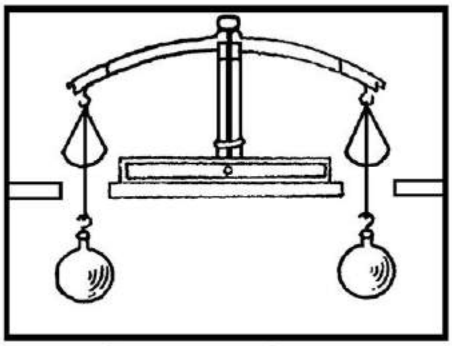
यौगिक का वाष्प घनत्व =

$$= \frac{\text{यौगिक के 43.72 मिली. का भार } (W_2 - W_1)}{\text{एन.टी.पी. पर 43.72 मिली. हाइड्रोजन का भार}}$$

$$= \frac{0.1680}{43.72 \times 0.00009} = 42.6959$$

अतः यौगिक का मोलर द्रव्यमान = 2 x 42.69 = 85.3918

2. रेनॉल्ट विधि – यह विधि गैसों का अणु भार ज्ञात करने के लिए प्रयोग में लाई जाती है। समान आयतन एवं समान भार वाले वायुरहित दो बल्बो को एक रासायनिक तुला के दोनों पलड़ों पर लटका दिया जाता है। (चित्र सं. 1.3) तुला को सन्तुलित कर एक बल्ब में वह गैस भरी जाती है जिसका अणु भार ज्ञात करना हो। इस प्रकार बल्ब में भरी गैस का भार ज्ञात कर लेते हैं। अब बल्ब में से गैस निकाल कर उसी ताप एवं दाब पर उसमें हाइड्रोजन गैस भर देते हैं तथा हाइड्रोजन का भार ज्ञात कर लेते हैं। निम्नलिखित प्रकार गणना द्वारा गैस का अणु भार ज्ञात किया जा सकता है –



चित्र 1.3 : रासायनिक तुला

गणना – गैस का वाष्प घनत्व =

$$\frac{\text{गैस के निश्चित आयतन का भार}}{\text{समान ताप एवं दाब पर हाइड्रोजन के उसी आयतन का भार}}$$

अतः गैस का मोलर द्रव्यमान = 2 x वाष्प घनत्व

यदि उपर्युक्त प्रयोग में बल्ब का आयतन ज्ञात हो तो केवल उस गैस के भार से भी, जिसका मोलर द्रव्यमान ज्ञात करना हो, अणु भार की गणना की जा सकती है। हाइड्रोजन का भार ज्ञात करने की आवश्यकता नहीं रहती है।

गणना – वायुमण्डलीय ताप और दाब पर गैस के ज्ञात आयतन (V_1) का भार (W) उपर्युक्त प्रयोग से ज्ञात किया जाता है। गैस समीकरण द्वारा उसी मात्रा के गैस के एन.टी.पी. पर आयतन की गणना की जाती है।

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_1V_1}{T_1}$$

निम्नलिखित प्रकार से अणु भार ज्ञात किया जाता है –

$\because$ V mL गैस का एन.टी.पी. पर भार = W g

$\because$ 22400 mL गैस का एन.टी.पी. पर भार =

$$= \frac{W}{V} \times \frac{22400}{1} = M$$

जहां M गैस का मोलर द्रव्यमान होगा।

उदाहरण 18 : 18° C ताप तथा 765 mm दाब पर 645 mL गैस का भार 1.355g है। गैस का मोलर द्रव्यमान ज्ञात कीजिये।

हल : गैस समीकरण के अनुसार = $\frac{PV}{T} = \frac{P_1V_1}{T_1}$

एन.टी.पी. पर	**प्रयोग में**
P = 760 mm	P_1 = 765 mm
V = ?	V_1 = 645 mL
T = 273 K	T_1 = (273 + 18) = 291 K

गैस समीकरण में मान रखने पर –

$$\frac{760 \times V}{273} = \frac{765 \times 645}{291}$$

वज्र गुणन करने पर –

760 x V x 291 = 765 x 645 x 273

अतः $V = \frac{765 \times 645 \times 273}{291 \times 760} = 609.08$ mL

$\because$ 609mL गैस का एन.टी.पी. पर भार = 1.355 g

$\therefore$ 1mm गैस का एन.टी.पी. पर भार = $\frac{1.355}{609}$

$\therefore$ अतः 22400 mL गैस का एन.टी.पी. पर भार =

$$= \frac{1.355}{609} \times 22400 = 49.8377$$

अतः गैस का मोलर द्रव्यमान = 49.8377

1.6.3 तुल्यांकी भार (Equivalent Weight) –

पदार्थों की समतुल्य मात्राओं की तुलना उनके तुल्यांकी भार के आधार पर की जाती है। भार की दृष्टि से हाइड्रोजन का 1 भाग ऑक्सीजन के 8 भाग, क्लोरीन के 35.5 भाग तथा सोडियम के 23 भाग के समतुल्य है। अर्थात् इन तत्त्वों का परस्पर संयोग या विस्थापन इन्हीं भागों के अनुसार होता है। इन्हीं समतुल्य भागों को इनका तुल्यांकी भार कहते हैं। अर्थात् किसी तत्त्व का **तुल्यांकी भार** उसका वह भार है जो भार की दृष्टि से हाइड्रोजन के 1.008 भाग, ऑक्सीजन के 8 भाग या क्लोरीन के 35.5 भाग से संयोग करता है अथवा उनको उन यौगिकों में से विस्थापित करता है। जैसे –

1. जल में ऑक्सीजन के 16 भाग, हाइड्रोजन के 2 भाग से संयुक्त होते हैं। अतः ऑक्सीजन के 8 भाग, हाइड्रोजन के 1 भाग से संयुक्त होंगे, इसलिए ऑक्सीजन का तुल्यांकी भार 8 होगा। एक भाग हाइड्रोजन = 8 भाग ऑक्सीजन = 35.5 भाग क्लोरीन = 23 भाग सोडियम

2. $MgCl_2$ में 24 भाग मैग्नीशियम, क्लोरीन के 71 भाग से संयुक्त है इसलिए क्लोरीन के 35.5 भाग से मैग्नीशियम के 12 भाग संयुक्त होंगे। अतः मैग्नीशियम का तुल्यांकी भार 12 होगा।

जब तुल्यांकी भार को ग्राम में प्रदर्शित किया जाता है तो उसे ग्राम तुल्यांकी भार कहते हैं।

क्लोरीन का तुल्यांकी भार = 35.5

क्लोरीन का ग्राम तुल्यांकी भार = 35.5g

तुल्यांकी भारों में विविधता – यदि एक तत्त्व दूसरे तत्त्व के साथ मिलकर एक से अधिक यौगिक बनाता है अर्थात् उनके संघटन भिन्न–भिन्न हों तो तत्त्व का तुल्यांकी भार भी भिन्न होता है।

तुल्यांकी भार तत्त्व की संयोजकता पर निर्भर करता है–

$$\text{तत्त्व का तुल्यांकी भार} = \frac{\text{तत्त्व का परमाणु द्रव्यमान}}{\text{संयोजकता}}$$

जैसे कॉपर दो प्रकार के ऑक्साइड बनाता है :

1. Cu_2O क्यूप्रस ऑक्साइड
2. CuO क्यूप्रिक ऑक्साइड

Cu_2O में कॉपर का तुल्यांकी भार = $\frac{63.57}{1}$

CuO में कॉपर का तुल्यांकी भार = $\frac{\text{कॉपर का परमाणु द्रव्यमान}}{\text{संयोजकता}}$

अम्लों के तुल्यांकी भार – किसी अम्ल का तुल्यांकी भार वह

भार है जिसमें एक ग्राम प्रतिस्थापनीय हाइड्रोजन हो। जैसे HCl, H_2SO_4 तथा CH_3COOH में प्रतिस्थापनीय हाइड्रोजन 1, 2 तथा 1 है।

अम्ल में प्रतिस्थापनीय हाइड्रोजन की संख्या उसकी क्षारकता कहलाती है। इस प्रकार –

$$\text{अम्ल का तुल्यांकी भार} = \frac{\text{अम्ल का मोलर द्रव्यमान}}{\text{क्षारकता}}$$

$$\text{अतः HCl का तुल्यांकी भार} = \frac{\text{HCl का मोलर द्रव्यमान}}{1}$$

$$= \frac{1 + 35.5}{1} = \frac{36.5}{1} = 36.5$$

$$H_2SO_4 \text{ का तुल्यांकी भार} = \frac{H_2SO_4 \text{ का मोलर द्रव्यमान}}{2}$$

$$= \frac{2 + 32 + 64}{2} = \frac{98}{2} = 49$$

$$CH_3COOH \text{ का तुल्यांकी भार} = \frac{CH_3COOH \text{ का मोलर द्रव्यमान}}{1}$$

$$= \frac{12 + 3 + 12 + 16 + 16 + 1}{1} = \frac{60}{1} = 60$$

उदाहरणार्थ, ऑक्सेलिक अम्ल $(COOH)_2$ की क्षारकता 2 है।

$$\text{अतः ऑक्सेलिक अम्ल का तुल्यांकी भार} = \frac{\text{अम्ल का मोलर द्रव्यमान}}{2}$$

$$= \frac{(12 + 16 + 16 + 1)_2}{2} = \frac{90}{2} = 45$$

क्रिस्टलीय ऑक्सेलिक अम्ल $(C_2O_4H_2.2H_2O)$ का मोलर द्रव्यमान = 126 है।

अतः क्रिस्टलीय ऑक्सेलिक अम्ल का तुल्यांकी भार =

$$= \frac{24 + 64 + 2 + 4 + 32}{2} = \frac{126}{2} = 63$$

क्षारकों के तुल्यांकी भार – किसी क्षारक का तुल्यांकी भार, उसका वह भार है जो किसी अम्ल के 1g तुल्यांकी भार से क्रिया करता है।

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

36.5g 40g

इसीलिए NaOH का तुल्यांकी भार 40g हुआ।

क्षारक का तुल्यांकी भार निम्नलिखित सूत्र से भी दर्शाया जा सकता है –

$$\text{क्षारक का तुल्यांकी भार} = \frac{\text{क्षारक का मोलर द्रव्यमान}}{\text{अम्लीयता}}$$

$$\text{KOH का तुल्यांकी भार} = \frac{\text{KOH का मोलर द्रव्यमान}}{1}$$

$$Ca(OH)_2 \text{ का तुल्यांकी भार} = \frac{Ca(OH)_2 \text{ का मोलर द्रव्यमान}}{2}$$

$$Al(OH)_3 \text{ का तुल्यांकी भार} = \frac{Al(OH)_3 \text{ का मोलर द्रव्यमान}}{3}$$

मूलकों के तुल्यांकी भार –

$$\text{मूलक का तुल्यांकी भार} = \frac{\text{मूलक का मोलर द्रव्यमान}}{\text{मूलक की संयोजकता}}$$

$$\text{जैसे } SO_4^{2-} \text{ का तुल्यांकी भार} = \frac{32 + 4 \times 16}{2} = \frac{96}{2} = 48$$

$$PO_4^{3-} \text{ का तुल्यांकी भार} = \frac{31 + 4 \times 16}{3} = \frac{95}{3} = 31.67$$

यौगिकों के तुल्यांकी भार – किसी लवण का तुल्यांकी भार उसमें उपस्थित मूलकों के तुल्यांकी भार का योग होता है।

$CaCO_3$ का तुल्यांकी भार =

= Ca^{2+} का तुल्यांकी भार + CO_3^{2-} का तुल्यांकी भार

$$CO_3^{2-} \text{ का तुल्यांकी भार} = \frac{CO_3^{2-} \text{ का मोलर द्रव्यमान}}{\text{संयोजकता}}$$

$$= \frac{40}{2} = 20$$

$$Ca^{2+} \text{ का तुल्यांकी भार} = \frac{Ca^{2+} \text{ का मोलर द्रव्यमान}}{\text{संयोजकता}}$$

$$= \frac{12 + 48}{2} = \frac{60}{2} = 30$$

इसलिए $CaCO_3$ का तुल्यांकी भार 20 + 30 = 50 होगा।

परन्तु अनेक परिस्थितियों में किसी लवण का तुल्यांकी भार ज्ञात करने के लिए उपर्युक्त सूत्र सही मान नहीं देता है।

जैसे ऑक्सीजन अपचयन क्रियाओं में प्रयुक्त यौगिकों के तुल्यांकी भार की गणना आगे बताए अनुसार की जाती है।

ऑक्सीकारक का तुल्यांकी भार – ऑक्सीकारक यौगिक का वह भार है जो ऑक्सीकरण के लिए 8g ऑक्सीजन देता है।

$KMnO_4$ का अम्लीय माध्यम में तुल्यांकी भार =

उपरोक्त क्रिया में $KMnO_4$ के दो मोल 80g ऑक्सीजन देते हैं।

$2\,KMnO_4 + 3\,H_2SO_4 \rightarrow$

$$K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 3\,H_2O + 5\,O$$

अतः 8 g ऑक्सीजन प्राप्त होगी = $\frac{2 \text{ x मोलर द्रव्यमान}}{10}$ g $KMnO_4$ से।

इसलिए $KMnO_4$ का तुल्यांकी भार = $\frac{2 \text{ x मोलर द्रव्यमान}}{10}$

$= \frac{2 \times 158}{10} = \frac{316}{10} = 31.6$

अपचायक का तुल्यांकी भार – अपचायक यौगिक का वह भार जो ऑक्सीकरण क्रिया में 8g ऑक्सीजन से संयोग करता है, अपचायक का तुल्यांकी भार कहलाता है।

$$2\,FeSO_4 + H_2SO_4 + O \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$$

उपरोक्त क्रिया में $FeSO_4$ के दो मोल 16g ऑक्सीजन से क्रिया करते हैं।

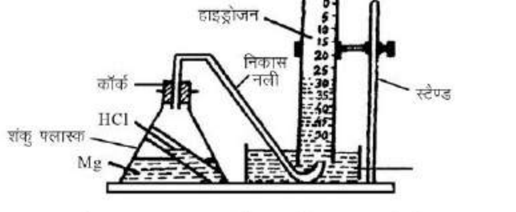
अतः 8g ऑक्सीजन से $FeSO_4$ का एक मोल क्रिया करता है।

इसीलिए $FeSO_4$ का तुल्यांकी भार = 1 x मोलर द्रव्यमान = 1 x 104 = 104

तुल्यांकी भार ज्ञात करने की विधियां – तुल्यांकी भार ज्ञात करने की अनेक विधियां हैं –

1. हाइड्रोजन विस्थापन विधि
2. ऑक्साइड विधि
3. ऑक्साइड अपचयन विधि
4. धातु विस्थापन विधि

1. हाइड्रोजन विस्थापन विधि – यह विधि उन धातुओं के तुल्यांकी भार ज्ञात करने में उपयोगी है जो तनु अम्लों से क्रिया कर हाइड्रोजन गैस देते हैं।
जैसे– Ca, Zn, Sn, Mg आदि।



चित्र 1.4 : हाइड्रोजन विस्थापन विधि

धातु की मात्रा को तनु H_2SO_4 या तनु HCl की अधिकता में क्रिया करवाते हैं तथा क्रिया से निकली हाइड्रोजन गैस का आयतन ज्ञात कर लेते हैं (चित्र सं. 1.4) गैस समीकरण की सहायता से एन.टी.पी. पर हाइड्रोजन गैस के आयतन की गणना कर उसका भार ज्ञात करते हैं। धातु के तुल्यांकी भार की गणना निम्नलिखित प्रकार से की जाती है –

गणना –

धातु की मात्रा = W_1 g

दाब P_1 एवं ताप t° C पर एकत्रित हाइड्रोजन गैस का आयतन = V_1 mL

गैस समीकरण से – $\frac{PV}{T} = \frac{P_1V_1}{T_1}$

एन.टी.पी. पर	**प्रयोग में**
P = 760 mm	$P_1 = P$
V = ?	$V_1 = V_1$
T = 273 K	$T_1 = (273 + t)$

माना कि एन.टी.पी. पर हाइड्रोजन गैस का आयतन = V mL

$\because$ 1mL H_2 का एन.टी.पी. पर भार = 0.00009g

$\therefore$ VmL H_2 का एन.टी.पी. पर भार = V x 0.00009g

धातु का तुल्यांकी भार = $\frac{\text{धातु का भार } (W_1)}{\text{एन.टी.पी. पर हाइड्रोजन का भार}}$

या धातु का तुल्यांकी भार =

$= \frac{\text{धातु का भार } (W_1)}{\text{हाइड्रोजन का एन.टी.पी. पर आयतन (V) x 0.00009}}$

उदाहरण 19 : 0.205g धातु की अम्ल से क्रिया द्वारा 17°C तथा 755 mm. दाब पर 106.6 mL हाइड्रोजन एकत्रित हुई। यदि 17° C पर जल तनाव 14.4 mm हो तो धातु का तुल्यांकी भार ज्ञात कीजिये।

हल : धातु का भार = 0.205g

हाइड्रोजन का आयतन = 106.6 mL

गैस समीकरण के अनुसार = $\frac{PV}{T} = \frac{P_1V_1}{T_1}$

एन.टी.पी. पर	**प्रयोग में**
P = 760 mm	$P_1 = 755 - 14.4 = 740.6$ mm
V = ?	$V_1 = 106.6$ mL
T = 273 K	$T_1 = (273 + 17) = 290$ K

गैस समीकरण में रखने पर = $\frac{760 \times V}{273} = \frac{740.6 \times 106.6}{290}$

वज्र गुणन करने पर –

$$760 \text{ x V x } 290 = 740.06 \text{ x } 106.6 \text{ x } 273$$

$$V = \frac{740.6 \times 106.6 \times 273}{760 \times 290} = 97.789 \text{ mL}$$

अतः धातु का तुल्यांकी भार =

$$= \frac{0.205}{0.00009 \times 97.789} = 23.293$$

2. ऑक्साइड विधि – बहुत से धातु ऑक्साइड से क्रिया कर ऑक्साइड बनाते हैं। कॉपर, मर्करी, जिंक, मैग्नीशियम आदि गर्म करने पर वायु से क्रिया कर ऑक्साइड बनाते हैं। इन धातुओं के तुल्यांकी भार ऑक्साइड बनाकर ज्ञात किए जा सकते हैं। धातु की ज्ञात मात्रा को ज्ञात भार वाली एक कठोर कांच की दोनों ओर से खुली नली में रखकर गर्म करते हैं। ऑक्साइड को तोलक धातु से संयुक्त ऑक्सीजन की मात्रा ज्ञात कर लेते हैं तथा धातु के उस भार की गणना की जाती है जो ऑक्सीजन के 8 g से संयोग करता है। कभी–कभी धातु को नाइट्रेट में बदलकर प्राप्त नाइट्रेट को गर्म कर भी ऑक्साइड प्राप्त किया जाता है।

$$2\,Mg + O_2 \rightarrow 2\,MgO$$

$$Cu + 2\,HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2$$

$$2\,Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2\,CuO + 4\,NO_2 + O_2$$

प्रेक्षण – धातु का भार = W_1 g

धातु के ऑक्साइड का भार = W_2 g

ऑक्सीजन का भार जो W_1 g धातु से संयुक्त है =

= $(W_2 - W_1)$ g

गणना –

$\because$ $(W_2 - W_1)$ g ऑक्सीजन संयोग करती है धातु के W_1 g से

$\therefore$ 8 g ऑक्सीजन संयोग करेगी धातु के भार से =

$$= \frac{W_1}{W_2 - W_1} \times 8$$

$$\text{धातु का तुल्यांकी भार} = \frac{\text{धातु का भार}}{\text{ऑक्सीजन का भार}} \times 8$$

उदाहरण 20 : कॉपर के एक ऑक्साइड में 88.8% कॉपर है तो कॉपर का तुल्यांकी भार ज्ञात कीजिये।

हल : माना कि कॉपर के ऑक्साइड का भार = 100 g

कॉपर का भार = 88.8 g

$\therefore$ ऑक्सीजन का भार = 100 − 88.8 = 11.2 g

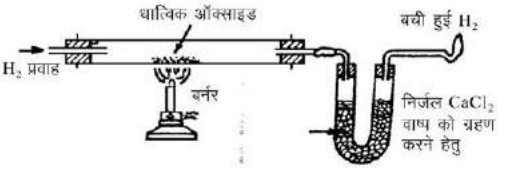
$\because$ 11.2 g ऑक्सीजन संयोग करता है = 88.8 g कॉपर से

$\therefore$ 1 g ऑक्सीजन से संयोग करेगा = $\frac{88.8}{11.2}$

$\therefore$ 8 g ऑक्सीजन से संयोग करेगा = $\frac{88.8}{11.2} \times 8 = 63.43$

अतः कॉपर का तुल्यांकी भार = 63.43 है।

3. ऑक्साइड अपचयन विधि – धातु (जैसे– लोहा, टिन आदि) जिनके ऑक्साइड सरलता से अपचयित हो जाते हैं, के तुल्यांकी भार इस विधि द्वारा ज्ञात किए जाते हैं। इस विधि से धातु के ऑक्साइड की ज्ञात मात्रा को हाइड्रोजन के प्रवाह में गर्म किया जाता है। धातु ऑक्साइड अपचयित होकर धातु में बदल जाता है। (चित्र 1.5) प्राप्त धातु की मात्रा एवं प्रारम्भ में ली गई धातु की मात्रा एवं प्रारम्भ में ली गई धातु के ऑक्साइड की मात्राओं के आधार पर धातु के तुल्यांकी भार की गणना की जाती है।



चित्र 1.5 : ऑक्साइड अपचयन विधि

उदाहरण 21 : 8.1g आयरन ऑक्साइड के अपचयन से 5.665 g आयरन प्राप्त होता है। लोहे का तुल्यांकी भार ज्ञात कीजिये।

हल : धातु के ऑक्साइड की मात्रा = 8.1 g

धातु की मात्रा = 5.665 g

5.665 g धातु से संयुक्त ऑक्सीजन की मात्रा =

= 8.1 − 5.665 = 2.435 g

$\because$ 2.435 g ऑक्सीजन से संयुक्त धातु की मात्रा=5.665 g

$\therefore$ 1 g ऑक्सीजन से संयुक्त धातु की मात्रा = $\frac{5.665}{2.435}$ g

$\therefore$ 8 g ऑक्सीजन से संयुक्त धातु की मात्रा =

$$= \frac{5.665}{2.435} \times 8 = 18.61 \text{ g}$$

धातु का तुल्यांकी भार = 18.61

क्लोराइड विधि – ऐसी धातुओं (जैसे सोडियम, पोटेशियम, सिल्वर आदि) जो सरलता से क्लोरीन से अभिक्रिया पर क्लोराइड बनाती हैं, तुल्यांकी भार इस विधि द्वारा सरलता से ज्ञात किए जा सकते हैं। धातु की ज्ञात मात्रा को पोर्सलीन क्रुसीबल में रखकर क्लोरीन के आधिक्य में गर्म करते हैं। प्राप्त धातु के क्लोराइड को तोलकर संयुक्त हुई क्लोरीन की मात्रा ज्ञात कर ली जाती है।

गणना –

धातु का भार = W_1 g

धातु के क्लोराइड का भार = W_2 g

ग्राम धातु से संयुक्त क्लोरीन का भार = $(W_2 - W_1)$ g

अतः 35.5 g क्लोरीन से संयुक्त धातु का भार =

$$= \frac{W_1}{W_2 - W_1} \times 35.5$$

धातु का तुल्यांकी भार $= \frac{W_1}{W_2 - W_1} \times 35.5$

उदाहरण 22 : धातु के 2.00g भार से 2.656g धातु का क्लोराइड प्राप्त हुआ। धातु का तुल्यांकी भार ज्ञात कीजिये।

हल : धातु का भार = 2.0 g

धातु के क्लोराइड का भार = 2.656 g

2 g धातु से संयुक्त क्लोरीन का भार =

= (2.656 − 2.00) g = 0.656 g

∵ 0.656 g क्लोरीन संयुक्त होती है = 2 g धातु से

∴ 1 g क्लोरीन संयुक्त होगी $= \frac{2}{0.656}$ g धातु से

∴ 35.5 g क्लोरीन संयुक्त होगी =

$$= \frac{2}{0.656} \times 35.5 = 108.23$$

धातु का तुल्यांकी भार = 108.23 है।

5. धातु विस्थापन विधि – कुछ धातुएं अन्य धातुओं को उनके यौगिक के विलयन में से विस्थापित कर देती हैं। उदाहरणार्थ, कॉपर सल्फेट विलयन में यदि लोहे की छड़ डाली जाए तो निम्नलिखित क्रिया होती है –

$$CuSO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + Cu\downarrow \text{ (अवक्षेप)}$$

क्रियाशीलता के आधार पर धातुओं को एक श्रेणी में व्यवस्थित किया गया है, इसे विद्युत रासायनिक श्रेणी कहते हैं। इसका एक छोटा रूप नीचे दर्शाया गया है –

$$Ca > Mg > Zn > Fe > Sn > Cu > Ag > Au$$

इस श्रेणी में जो धातुएं बांयी ओर हैं वे उन धातुओं को जो दांयी ओर हैं के यौगिकों में से प्रतिस्थापित कर सकती हैं। विस्थापित करने वाली धातु तथा विस्थापित होने वाली धातु के भारों में वही अनुपात होता है जो उनके तुल्यांकी भारों में है। अर्थात् –

$$\frac{\text{विस्थापित करने वाली धातु का भार}}{\text{विस्थापित होने वाली धातु का भार}} = \frac{\text{विस्थापित करने वाली धातु का तुल्यांकी भार}}{\text{विस्थापित होने वाली धातु का तुल्यांकी भार}}$$

यदि एक धातु का तुल्यांकी भार ज्ञात हो तो दूसरी धातु का तुल्यांकी भार ज्ञात किया जा सकता है।

उदाहरण 23 : कॉपर सल्फेट के विलयन में 1.40 g आयरन डालने से 1.59 g कॉपर अवक्षेपित होता है। आयरन का तुल्यांकी भार 28 है तो कॉपर का तुल्यांकी भार ज्ञात कीजिये।

हल : $\frac{\text{आयरन का भार}}{\text{कॉपर का भार}} = \frac{\text{आयरन का तुल्यांकी भार}}{\text{कॉपर का तुल्यांकी भार}}$

$$= \frac{1.40}{1.59} = \frac{28}{\text{कॉपर का तुल्यांकी भार}}$$

वज्र गुणन करने पर –

1.40 x कॉपर का तुल्यांकी भार = 28 x 1.59

कॉपर का तुल्यांकी भार $= \frac{28 \times 1.59}{1.40} = 31.8$

अतः कॉपर का तुल्यांकी भार = 31.8 है।

1.7 आवोगाद्रो का नियम (Avagadro's Law)-

डाल्टन के नियमानुसार जब तत्त्व आपस में संयुक्त होते हैं तो उनके परमाणुओं में एक सरल अनुपात होता है। डाल्टन द्वारा इस सिद्धान्त को प्रस्तुत करने के कुछ समय पश्चात् ही गै–लुसेक ने अपना गैसीय आयतन सम्बन्धी नियम प्रतिपादित किया। इस धारणा पर विचार करते हुए कि परमाणु आपस में सरल अनुपात में संयोग करते हैं, बर्जीलियस ने एक परिकल्पना प्रस्तुत की जिसके अनुसार गैस के आयतन एवं परमाणुओं की संख्या में सीधा सम्बन्ध स्थापित किया जा सकता था। बर्जीलियस के अनुसार तापमान एवं दाब की समान अवस्थाओं में सभी गैसों के समान आयतनों में परमाणुओं की संख्या समान होती है।

बर्जीलियस की इस परिकल्पना से डाल्टन के इस नियम का उल्लंघन होता है जिसके अनुसार परमाणु अविभाज्य है। यह नीचे दिए गए उदाहरण से स्पष्ट हो जाएगा –

H_2	+	Cl_2	→	2 HCl
1 आयतन	+	1 आयतन	→	2 आयतन
n परमाणु	+	n परमाणु	→	2n संयुक्त परमाणु
1 परमाणु	+	1 परमाणु	→	2 संयुक्त परमाणु
1/2 परमाणु	+	1/2 परमाणु	→	1 संयुक्त परमाणु

अतः उपर्युक्त अभिक्रिया के अनुसार हाइड्रोक्लोरिक अम्ल गैस का एक परमाणु हाइड्रोजन के 1/2 परमाणु और क्लोरीन के 1/2 परमाणु से प्राप्त होना चाहिए। लेकिन डाल्टन के नियमानुसार परमाणु को विभाजित नहीं किया जा सकता, अतः बर्जीलियस की उपर्युक्त परिकल्पना अस्वीकार कर दी गई।

उपर्युक्त कठिनाई को ध्यान में रखते हुए एक इटालियन वैज्ञानिक आवोगाद्रो (1776–1856) ने अपनी परिकल्पना प्रस्तुत की, जिसको नीचे विस्तार से समझाया गया है।

सन् 1811 में आवोगाद्रो ने सुझाव दिया कि किसी भी पदार्थ के सूक्ष्म कण दो प्रकार के होते हैं –

1. परमाणु 2. अणु

परमाणु – परमाणु तत्त्व का वह छोटा कण है जो रासायनिक क्रिया में भाग लेता है। परमाणु का स्वतन्त्र अवस्था में रहना कोई आवश्यक नहीं है।

अणु – तत्त्व या यौगिक का वह छोटे से छोटा कण जो स्वतन्त्र अवस्था में रह सकता है तथा जिसमें उस तत्त्व या यौगिक के सभी गुण पाए जाते हैं, परन्तु वह रासायनिक क्रिया में भाग नहीं लेता है, अणु कहलाता है। रासायनिक अभिक्रिया में भाग लेने से पहले वह परमाणुओं में टूटता है और ये परमाणु अभिक्रिया में भाग लेते हैं।

अणु दो प्रकार के होते हैं –

1. तत्त्व का अणु – जैसे H_2, N_2, O_2, Cl_2, O_3 आदि। ये अणु एक ही प्रकार के परमाणुओं से मिलकर बनते हैं।

2. यौगिक का अणु – जैसे H_2O, NH_3, HCl आदि। ये अणु दो या अधिक प्रकार के भिन्न–भिन्न परमाणुओं से मिलकर बनते हैं। अणु एवं परमाणु में अन्तर स्पष्ट कर आवोगाद्रो ने निम्नलिखित नियम प्रतिपादित किया। इसे आवोगाद्रो नियम कहते हैं –

समान ताप और दाब पर गैसों के समान आयतनों में अणुओं की संख्या समान होती है।

आवोगाद्रो के नियम के आधार पर प्रायोगिक तथ्यों की सही–सही व्याख्या की जा सकती है।

उदाहरण 24 : 1 आयतन हाइड्रोजन + 1 आयतन क्लोरीन → 2 आयतन हाइड्रोजन क्लोराइड

1 आयतन में अणुओं की संख्या n हो तो –

H_2	+	Cl_2	→	2 HCl
1 आयतन	+	1 आयतन	→	2 आयतन
n अणु	+	n अणु	→	2n अणु
1/2 अणु	+	1/2 अणु	→	1 अणु

चूंकि H_2 तथा Cl_2 द्विपरमाणुक हैं इसलिए इनके 1/2 अणु में एक–एक परमाणु होंगे।

1 परमाणु हाइड्रोजन + 1 परमाणु क्लोरीन → 1 अणु हाइड्रोजन क्लोराइड

आवोगाद्रो नियम के आधार पर उपर्युक्त व्याख्या डाल्टन परमाणुवाद के अनुरूप है।

1.8 सीमांत अभिकारक (Limiting Reagent)

रासायनिक अभिक्रियाओं की रससमीकरणमिति के ज्ञान से स्पष्ट होता है कि अभिक्रिया में क्रियाकारक संतुलित रासायनिक समीकरण द्वारा निर्धारित मोलर अनुपात में ही क्रिया करके उत्पाद देते हैं। परन्तु कई बार अभिक्रिया में भाग लेने वाले पदार्थ संतुलित रासायनिक समीकरण द्वारा निर्दिष्ट मोलर अनुपातों में उपस्थित नहीं होते हैं। जैसे H_2 और O_2 के प्रत्येक 2 मोल के मिश्रण में यदि विद्युत स्फुलिंग (electric discharge) प्रवाहित किया जाए तो नीचे लिखे समीकरण के अनुसार जल प्राप्त होगा –

$2H_2$	+	O_2	→	$2H_2O$
(गैस)		(गैस)		(द्रव)

इस समीकरण में हाइड्रोजन के दो मोल ऑक्सीजन के केवल एक मोल से क्रिया कर 2 मोल जल बनाते हैं और ऑक्सीजन का 1 मोल क्रिया रहित रहते हुए आधिक्य में रहता है। इस स्थिति में हाइड्रोजन सीमांत अभिकारक कहलाता है क्योंकि इसकी मात्रा, उत्पाद की मात्रा को निर्धारित करती है। अतः सीमांत अभिकारक क्रियाकारी पदार्थों में से वह पदार्थ होता है जो अभिक्रिया पूर्णतः सम्पन्न होने पर पूरी तरह से प्रयुक्त (used) हो जाता है। अभिक्रिया के पश्चात् बचे रहे अभिकारक को अतिरिक्त अभिकारक कहा जाता है। किसी दी हुई रासायनिक अभिक्रिया में सीमांत अभिकारक को निर्धारित करने के लिए प्रत्येक अभिकारक की मात्रा से उत्पन्न उत्पाद की अलग–अलग गणना कर यह ज्ञात किया जाता है कि किस अभिकारक से उत्पाद की कम मात्रा बनेगी, वही **सीमांत अभिकारक** होगा। यदि रासायनिक समीकरण में अभिकारकों की मात्रा मोल में दी हुई है तो सीमांत अभिकारक का निर्धारण सरल होता है परन्तु यदि मोल के बजाए क्रियाकारकों की मात्रा को ग्राम में दिया हुआ हो तो सीमांत अभिकारक निर्धारण में कठिनाई आती है। जैसे –

C_6H_6	+	HNO_3	→	$C_6H_5NO_2$	+	H_2O
(द्रव)		(द्रव)		(द्रव)		(द्रव)
बैंजीन		नाइट्रिक अम्ल		नाइट्रोबैंजीन		जल

उपरोक्त अभिक्रिया की रससमीकरण मिति से स्पष्ट है कि 1 मोल बैंजीन 1 मोल नाइट्रिक अम्ल से अभिक्रिया कर 1 मोल नाइट्रोबैंजीन बनाता है। अतः यदि यह पूछा जाए कि 1.5 मोल C_6H_6 व 4.5 मोल HNO_3 यदि क्रिया करते हैं तो सीमांत अभिकारक कौन होगा तो आसानी से कहा जा सकता है कि बैंजीन। परन्तु यदि 100 g C_6H_6 तथा 100 g HNO_3 के क्रिया करने पर अभिक्रिया में कौन सीमांत अभिकारक होगा तो पहले दोनों अभिकारकों की मोल संख्या की गणना करनी होगी। जैसे–

$$\text{बैंजीन की मोल संख्या} = \frac{\text{बैंजीन की मात्रा ग्राम में}}{\text{बैंजीन का मोलर द्रव्यमान}}$$

$$= \frac{100}{78.0} = 1.28$$

तथा नाइट्रिक अम्ल की मोल संख्या =

$$= \frac{\text{नाइट्रिक अम्ल की मात्रा ग्राम में}}{\text{नाइट्रिक अम्ल का मोलर द्रव्यमान}} = \frac{100}{63.0} = 1.59$$

उपरोक्त गणना करने के बाद ही यह स्पष्ट होगा कि पुनः बैंजीन ही सीमांत अभिकारक है क्योंकि वह पूर्णतः प्रयुक्त होकर उत्पाद बनाएगा। अपेक्षित उत्पाद के मात्रा की गणना करने हेतु सीमांत अभिकारक को आधार माना जाता है। ऊपर वर्णित अभिक्रिया में चूंकि सीमांत अभिकारक बैंजीन है अतः 1.5 mol बैंजीन से सैद्धान्तिक रूप से बनने वाले नाइट्रोबैंजीन की मात्रा होगी 1.5 x 123

नाइट्रोबैंजीन का सूत्र भार ग्राम में = 1.5 x 123 अर्थात् 184.5 g नाइट्रोबैंजीन सिद्धान्ततः बनना चाहिए। प्रयोग करने पर प्राप्त नाइट्रोबैंजीन की मात्रा को सैद्धान्तिक मात्रा से भाग देने पर प्रतिशत लब्धि (**Percentage Yield**) प्राप्त होती है। अर्थात् – प्रतिशत लब्धि (% Yield) =

$$\frac{\text{प्रेक्षित लब्धि (Actual yield)}}{\text{सैद्धान्तिक लब्धि (Theoretical yield)}} \times 100$$

महत्त्वपूर्ण बिन्दु

1. क्रमबद्ध एवं सुव्यवस्थित ज्ञान को विज्ञान कहते हैं।
2. द्रव्य की संरचना तथा उसमें होने वाले परिवर्तनों के अध्ययन एवं सुव्यवस्थित ज्ञान को रसायन कहते हैं।
3. रसायन विज्ञान ने मूलभूत तीनों आवश्यकताओं (रोटी, कपड़ा और मकान) की पूर्ति में अहम भूमिका अदा की है।
4. रसायन का कृषि से चोली–दामन का साथ है, दोनों एक–दूसरे के पूरक हैं।
5. यूरिया का निर्माण सर्वप्रथम प्रयोगशाला में करके रसायनज्ञों ने "जैव शक्ति सिद्धान्त" को चुनौति दी है।
6. तत्त्वों के निश्चित अनुपात में रासायनिक संयोग करने के व्यवस्थित ढंग को रासायनिक संयोग के नियम कहते हैं।
7. जिप्सम से क्षारकीय मृदा का सुधार किया जाता है और चूने का उपयोग अम्लीय मृदा में सुधार हेतु किया जाता है।
8. रासायनिक संयोग के नियम – द्रव्यमान संरक्षण का नियम, स्थिर अनुपात का नियम, गुणित अनुपात का नियम, तुल्य अनुपात का नियम, गैसीय आयतन का नियम है।
9. रासायनिक क्रिया में न तो द्रव्य नष्ट होता है, न ही उत्पन्न होता है। इस तथ्य को द्रव्यमान संरक्षण का नियम कहते हैं।
10. किसी रासायनिक यौगिक में सदैव वही तत्त्व उपस्थित रहते हैं तथा उनके परस्पर संयुक्त होने वाले भारों में एक स्थिर अनुपात होता है।
11. जब दो तत्त्व परस्पर संयोग कर एक से अधिक यौगिक बनाते हैं तो उनमें से एक तत्त्व के भिन्न–भिन्न भार जो दूसरे तत्त्व के निश्चित भार से संयोग करते हैं, परस्पर सरल अनुपात में होते हैं।
12. दो या दो से अधिक तत्त्वों के वे भिन्न–भिन्न भार जो किसी अन्य तत्त्व के एक निश्चित भार से संयोग करते हैं या उन भारों के समान होते हैं या उन भारों के सरल गुणक होते हैं जिनमें वे तत्त्व परस्पर संयोग करते हैं, तुल्य अनुपात का नियम कहलाता है।
13. जब गैसें आपस में संयोग करती हैं तो उनके आयतनों में एक सरल अनुपात होता है, यदि क्रियाफल भी गैसें हों तो उनका आयतन भी अभिक्रियाकारी गैसों के आयतन के सरल अनुपात में होगा। जब सभी आयतन एक ही ताप और दाब पर नापे गए हों, गैसीय आयतन नियम कहलाता है।
14. कार्बन–12 समस्थानिक के यथार्थ द्रव्यमान 12.0 g में जितने परमाणु हैं, उतने ही कणों वाले पदार्थ की मात्रा को mol कहते हैं।
15. सरलतम अनुपात में परमाणुओं की आपेक्षिक संख्या प्रदर्शित करने वाला रासायनिक सूत्र मूलानुपाती सूत्र कहलाता है।
16. पदार्थ के गुणों को मात्रात्मक रूप से प्रदर्शित करने में दो पहलू मुख्य हैं – (i) संख्यात्मक परिमाण (अंक) तथा (ii) मात्रक अर्थात् इकाई।
17. द्रव्यमान, लम्बाई तथा समय जैसी मूलभूत भौतिक राशियों के लिए अन्तर्राष्ट्रीय मानक इकाइयां 1960 में तय की गई जिसे अन्तर्राष्ट्रीय पद्धति कहा जाता है।
18. रासायनिक अभिक्रियाओं में क्रियाकारकों के मध्य तथा क्रियाकारकों एवं उत्पादों के मध्य मात्रात्मक संबंधों का ज्ञान रससमीकरणमिति या स्टाइकियोमिती कहलाता है।
19. किसी तत्त्व का परमाणु भार वह संख्या है जो यह व्यक्त करता है कि उस तत्त्व का एक परमाणु हाइड्रोजन के एक परमाणु से कितना गुणा भारी है।
20. परमाणु भार ज्ञात करने की विधियां – (i) कैनीजारो विधि (ii) ड्यूलोंग और पेटिट विधि (iii) तुल्यांकी भार एवं संयोजकता से (iv) क्लोराइड के वाष्प घनत्व से।
21. किसी तत्त्व या यौगिक में विद्यमान सभी परमाणुओं के परमाणु भार के योग को अणु भार कहते हैं।
22. विक्टर मेयर एवं रेनॉल्ट विधि अणु भार ज्ञात करने की विधियां हैं।
23. किसी तत्त्व का तुल्यांकी भार उसका वह भार है जो भार की दृष्टि से हाइड्रोजन के 1.008 भाग, ऑक्सीजन के 8 भाग या क्लोरीन के 35.5 भाग से संयोग करता है अथवा उनको उन यौगिकों में से विस्थापित करता है।
24. जब तुल्यांकी भार को ग्राम में प्रदर्शित किया जाता है तो उसे ग्राम तुल्यांकी भार कहते हैं।
25. हाइड्रोजन विस्थापन, ऑक्साइड, ऑक्साइड अपचयन एवं धातु विस्थापन विधि तुल्यांकी भार ज्ञात करने की विधियां हैं।

26. समान ताप और दाब पर गैसों के समान आयतनों में अणुओं की संख्या समान होती है।

अभ्यासार्थ प्रश्न

वस्तुनिष्ठ प्रश्न :–

1. क्रमबद्ध एवं सुव्यवस्थित ज्ञान को कहते हैं –
   (अ) विज्ञान (ब) इतिहास
   (स) हिन्दी (द) लेखाशास्त्र
2. द्रव्य की संरचना तथा उसमें होने वाले परिवर्तनों के अध्ययन एवं सुव्यवस्थित ज्ञान को कहते हैं –
   (अ) भौतिक विज्ञान (ब) जीव विज्ञान
   (स) रसायन (द) कृषि विज्ञान
3. रसायन की शाखाएं हैं –
   (अ) अकार्बनिक रसायन (ब) कार्बनिक रसायन
   (स) मृदा रसायन (द) उपर्युक्त सभी
4. क्षारकीय मृदाओं के सुधार हेतु प्रयोग किया जाता है –
   (अ) चूना (ब) जिप्सम
   (स) यूरिया (द) सोडियम हाइड्रॉक्साइड
5. लान्डोल्ट द्वारा नियम की पुष्टि की गई –
   (अ) स्थिर अनुपात का नियम
   (ब) तुल्य अनुपात का नियम
   (स) द्रव्यमान संरक्षण का नियम
   (द) गुणित अनुपात का नियम
6. गैसीय आयतन नियम को प्रतिपादित किया –
   (अ) गै–लुसेक ने (ब) थॉमसन ने
   (स) बर्जिलियस ने (द) लान्डोल्ट ने
7. विक्टर मेयर विधि से ज्ञात करते हैं –
   (अ) तुल्यांकी भार (ब) अणु भार
   (स) परमाणु भार (द) उपर्युक्त सभी
8. वाष्प घनत्व x 2 द्वारा ज्ञात होता है –
   (अ) परमाणु भार (ब) संयोजकता
   (स) तुल्यांकी भार (द) मोलर द्रव्यमान
9. NaOH का तुल्यांकी भार है –
   (अ) 40 (ब) 60
   (स) 20 (द) 10
10. संयोजकता x तुल्यांकी भार बराबर होता है –
   (अ) मोलर द्रव्यमान के (ब) तुल्यांकी भार के
   (स) परमाणु भार के (द) इनमें से कोई नहीं

अतिलघूत्तरात्मक प्रश्न :–

11. क्रमबद्ध एवं सुव्यवस्थित ज्ञान को क्या कहते हैं?
12. द्रव्य की संरचना तथा उसमें होने वाले परिवर्तनों के अध्ययन एवं सुव्यवस्थित ज्ञान को क्या कहते हैं?
13. दो भारतीय रसायन वैज्ञानिकों के नाम लिखिए।
14. बीसवीं शताब्दी को रसायन में किस नाम से जाना जाता है?
15. रेयॉन के कपड़े, नायलोन के मोजे इत्यादि किस प्रकार के रेशों से बने होते हैं?
16. जिप्सम से किस प्रकार की मृदाओं को सुधारा जाता है?
17. स्थिर अनुपात की व्याख्या सर्वप्रथम किस वैज्ञानिक ने की थी?
18. मानक ताप एवं दाब पर गैस के आयतन का मान क्या होता है?
19. तापमान की अन्तर्राष्ट्रीय मात्रक इकाई क्या है?
20. मोलरता का सूत्र लिखिए।
21. परमाणु भार की इकाई क्यों नहीं होती है?
22. अणु भार ज्ञात करने की एक विधि का नाम लिखिए।
23. अम्लों का तुल्यांकी भार ज्ञात करने का सूत्र लिखिए।
24. तुल्यांकी भार ज्ञात करने की एक विधि का नाम लिखिए।
25. जब तुल्यांकी भार को ग्राम में प्रदर्शित किया जाता है तो उसे क्या कहा जाता है?

लघूत्तरात्मक प्रश्न :–

26. रसायन की विस्तृत परिभाषा लिखिए।
27. रसायन की विभिन्न शाखाओं के नाम लिखिए।
28. रसायन का दैनिक जीवन में महत्व लिखिए।
29. रसायन का कृषि में महत्व लिखिए।
30. द्रव्य की अविनाशिता के नियम को समझाइए।
31. गैसीय आयतन के नियम को परिभाषित कर उदाहरण सहित समझाइए।
32. रसायन में मोल अवधारणा की कुछ महत्त्वपूर्ण उपयोगिताएं लिखिए।
33. रससमीकरणमिति को एक उदाहरण द्वारा समझाइए।
34. परमाणु द्रव्यमान ज्ञात करने की कैनीजारो विधि का सचित्र वर्णन कीजिए।
35. मोलर द्रव्यमान ज्ञात करने की विक्टर मेयर विधि का वर्णन कीजिए।

निबन्धात्मक प्रश्न :–

36. रसायन को परिभाषित कीजिए। रसायन का दैनिक जीवन एवं कृषि में महत्त्व का विस्तार से वर्णन कीजिए।
37. रासायनिक संयोग के नियम किसे कहते हैं? इसके नियम लिखते हुए किसी एक नियम को उदाहरण सहित विस्तार से समझाइए।
38. परमाणु द्रव्यमान ज्ञात करने की विभिन्न विधियों का वर्णन कीजिए।

39. तुल्यांकी भार ज्ञात करने की विभिन्न विधियों का वर्णन कीजिए।
40. मोल अवधारणा का विस्तृत वर्णन कीजिए।

आंकिक प्रश्न :–

41. कॉपर सल्फाइड एवं कॉपर ऑक्साइड में कॉपर की मात्रा क्रमशः 66.5% एवं 79.9% है तथा सल्फर ट्राई ऑक्साइड में सल्फर की मात्रा 41.1% है। इन आंकड़ों के आधार पर तुल्य अनुपात के नियम की पुष्टि कीजिए।
42. कार्बन और ऑक्सीजन से दो यौगिक बनते हैं। इनमें से एक में कार्बन की मात्रा 42.9% तथा दूसरे में 27.3% है तो गुणित अनुपात के नियम की पुष्टि कीजिए।
43. एक धातु कार्बोनेट के 1.05 g प्रज्वलन से 0.5 g धातु ऑक्साइड प्राप्त हुआ। धातु का तुल्यांकी भार ज्ञात कीजिए।
44. विक्टर मेयर विधि से वाष्प घनत्व ज्ञात करते समय एक पदार्थ के 0.22 g के 293 K और 750 mm दाब पर mL वायु स्थानान्तरित की। पदार्थ का मोलर द्रव्यमान ज्ञात कीजिए।

उत्तरमाला

1. (अ) 2. (स) 3. (द) 4. (ब) 5. (स) 6. (अ) 7. (ब) 8. (द 9. (अ) 10. (स)