اکائی 1

کیمسٹری کے کچھ بنیادی تصورات
(Some Basic Concepts of Chemistry)

> ”کیمسٹری سالمات اور ان کے تبدّل (*Transformation*) کی سائنس ہے. یہ صرف سو عناصر کی سائنس ہی نہیں ہے بلکہ ان لاتعداد قسم کے سالمات کی سائنس ہے جو ان سے بنائے جاسکتے ہیں.“
>
> رولڈ ہوف مان

مقاصد

اس سبق کو پڑھنے کے بعد آپ اس لائق ہو جائیں گے کہ:

- زندگی کے مختلف شعبوں میں کیمسٹری کے کردار کو سمجھ سکیں اور اس کی قدر کر سکیں؛
- مادہ کی تین حالتوں کی خصوصیات کو سمجھ سکیں؛
- مختلف اشیا کی عناصر، مرکبات اور آمیزوں میں درجہ بندی کر سکیں؛
- SI اساسی اکائیوں کی تعریف کر سکیں اور کچھ عام استعمال ہونے والے سابقوں (Prefixes) کی فہرست تیار کر سکیں؛
- سائنسی ترسیم (Notation) استعمال کر سکیں اور اعداد پر سادہ ریاضیاتی عمل کر سکیں؛
- ہو بہو درستگی (Precision) اور درستگئ صحت (Accuracy) میں فرق کر سکیں؛
- بامعنی ہندسے (Significant Figures) معلوم کر سکیں؛
- طبعی مقداروں کو ایک نظامِ اکائی سے دوسرے نظامِ اکائی میں تبدیل کر سکیں؛
- کیمیائی اتحاد (Chemical Combination) کے مختلف قوانین کی وضاحت کر سکیں؛
- اصطلاحات: مول اور مولر کمیت، بیان کر سکیں؛
- ایک مرکب کو تشکیل دینے والے مختلف عناصر کی فی صد کمیت کا حساب لگا سکیں؛
- دیے ہوئے تجرباتی آنکڑوں سے ایک مرکب کا ایمپیریکل فارمولہ (Empirical Formula) اور سالماتی ضابطہ (Molecular Formula) معلوم کر سکیں؛
- تناسب پیمائی (Stoichometric) کی تحسیب کر سکیں۔

کیمسٹری میں مادہ کی ترکیب (Composition)، ساخت (Structure) اور خصوصیات کا مطالعہ مادہ کے بنیادی اجزائے ترکیبی (Constituents) کی شکل میں کیا جاتا ہے، یہ اجزائے ترکیبی **ایٹم اور سالمات** (Molecules) کہلاتے ہیں۔ اس لیے کیمسٹری کو ایٹم اور سالمات کی سائنس کہا جاتا ہے۔ کیا ہم ان ہستیوں (Entities) کو دیکھ، تول یا محسوس کر سکتے ہیں؟ کیا مادہ کی ایک دی ہوئی کمیت میں ایٹموں اور سالمات کی تعداد شمار کرنا نیز کمیت اور ان ذرات (ایٹم اور سالمات) کی تعداد کے مابین مقداری رشتہ حاصل کرنا ممکن ہے؟ اس اکائی میں ہم ایسے کچھ سوالوں کے جواب حاصل کرنے کی کوشش کریں گے۔ مزید، ہم یہ بھی بیان کریں گے کہ مادہ کی طبعی خاصیتیں، عددی قدروں کو مناسب اکائیوں کے ساتھ استعمال کر کے، مقداری شکل میں کیسے بیان کی جاسکتی ہیں۔

1.1 کیمسٹری کی اہمیت (Importance of Chemistry)

سائنس کو سمجھا جاسکتا ہے کہ یہ انسان کی لگاتار جاری رہنے والی ایسی کوشش ہے، جس کے ذریعے فطرت (Nature) کو بیان کرنے اور سمجھنے کے لیے معلومات کو منظّم کیا جاسکے۔ سہولت کے لیے سائنس کو مختلف مضامین میں بانٹا گیا ہے: علم کیمیا (Chemistry)، علم طبیعیات (Physics)، علم حیاتیات (Biology)، علمِ طبقات الارض (Geology) وغیرہ۔

© NCERT not to be republished

کیمسٹری سائنس کی وہ شاخ ہے، جس میں مادہ کی ترکیب، خصوصیات اور باہمی عمل (Interaction) کا مطالعہ کیا جاتا ہے۔ کیمسٹ اس بات کو جاننے میں دلچسپی رکھتے ہیں کہ کیمیائی تبدل کا عمل کس طرح واقع ہوتا ہے۔ کیمسٹری سائنس میں مرکزی کردار ادا کرتی ہے اور اکثر سائنس کی دوسری شاخوں: علم طبیعیات (Physics)، علم حیاتیات (Biology)، علم طبقات الارض (Geology) سے بھی وابسطہ رہتی ہے۔ کیمسٹری روزمرہ کی زندگی میں بھی اہم کردار ادا کرتی ہے۔

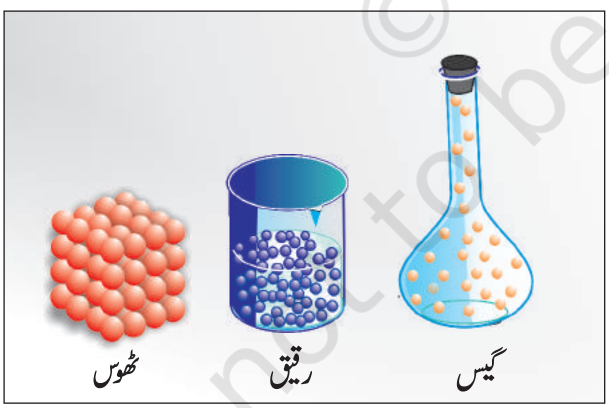
کیمیائی اصول مختلف شعبوں میں اہمیت کے حامل ہیں مثلاً موسموں کی طرز، دماغ کی کارکردگی اور ایک کمپیوٹر کا عمل۔ وہ کیمیائی صنعتیں جن میں فرٹیلائزر، القلی (Alkali)، تیزاب، نمک، رنگ (Dyes)، دوائیں، صابن، ڈٹرجنٹ (Detergent)، دھاتیں، پالیمر (Polymer)، بھرت (Alloys) اور دوسرے غیر نامیاتی (Inorganic) اور نامیاتی (Organics) کیمیائی اشیا (Chemicals) تیار کی جاتی ہیں اور جن میں نئی اشیا بھی شامل ہیں، قومی معیشت کا اہم حصہ ہیں۔

کیمسٹری، انسان کی غذائی ضرورتوں کو پورا کرنے، صحت کی دیکھ بھال سے متعلق اشیا تیار کرنے اور زندگی کو بہتر بنانے کے لیے درکار اشیا تیار کرنے میں اہم رول ادا کرتی ہے۔ جس کی مثالیں ہیں: مختلف قسم کے کھادوں کی بڑے پیمانے پر پیداوار اور حشرات کش (Insecticides) اور گھن مار (Pesticides) دواؤں کی تیاری۔ اسی طرح زندگی بچانے والی بہت سی دوائیں جیسے سس پلاٹن (Cisplatin) اور ٹیکسول (Taxol) جو کینسر کے علاج میں موثر ہیں اور AZT (ایزی دوتھائی مائی ڈائن) (Azidothymidine) جو AIDS کے شکار مریضوں کی مدد کے لیے استعمال ہوتی ہے، نباتاتی اور حیوانی وسیلوں سے الگ کرکے یا تالیفی طریقوں (Synthetic Methods) سے تیار کی جاتی ہیں۔

کیمیائی اصولوں کی بہتر تفہیم کے ذریعے ایسی نئی اشیا کا ڈیزائن تیار کرنا اور ان کی تالیف کرنا اب ممکن ہو گیا ہے، جن کی مخصوص مقناطیسی، برقی اور بصری خصوصیات ہوتی ہیں۔ اس طرح اب اعلیٰ موصلیت والے سیرمیک (Ceramics)، موصل پالیمر اور بصری ریشے (Optical Fibres) بنانے اور ٹھوس حالت آلات (Solid State Devices) کو بڑے پیمانے پر مختصر شکل میں پیش کرنے کی راہ ہموار ہوئی ہے۔ حالیہ برسوں میں کیمسٹری نے ماحولیاتی انحطاط (Environmental Degradation) کے سنگین پہلوؤں پر قابو پانے میں خاصی کامیابی حاصل کی ہے۔ ماحول کے لیے خطرہ بن چکے کلوروفلورو کاربن (جو کہ کرہ قائمہ میں اوزون پرت کے افراغ کے لیے ذمہ دار ہیں) جیسے ریفریجرنٹ کے محفوظ متبادل کامیابی کے ساتھ تالیف کیے جا چکے ہیں۔ پھر بھی، کئی بڑے ماحولیاتی مسائل ابھی بھی ماہرینِ کیمسٹری کے لیے سنجیدہ پریشانی کا باعث ہیں۔ ان میں سے ایک مسئلہ میتھین، کاربن ڈائی آکسائڈ جیسی سبز گھر گیسوں کے انتظام سے متعلق ہے۔ حیاتیاتی کیمیائی عملوں کی تفہیم، کیمیائی اشیا اور نئے غیر ملکی مادوں کی بڑے پیمانے پر تیاری اور تالیف میں انزائموں کا استعمال کچھ ایسے ذی فہم چیلنجز ہیں جو نئی نسل کے کیمیادانوں کو درپیش ہیں۔ ہندوستان جیسے ایک ترقی پذیر ملک کو ایسے ہونہار خلاق (Creative) کیمیادانوں کی ضرورت ہے جو ان چیلنجز کو قبول کرسکیں۔

1.2 مادّہ کی فطرت (Nature of Matter)

آپ اپنی پچھلی جماعتوں میں اصطلاح **مادہ** (Matter) سے پہلے ہی واقف ہو چکے ہیں۔ کوئی بھی شے، جس میں کمیت ہوتی ہے اور جو جگہ گھیرتی ہے، **'مادّہ'** کہلاتی ہے۔ ہمارے اردگرد کی ہر ایک چیز مثلاً کتاب، قلم، پنسل، پانی، ہوا، تمام جاندار اشیا وغیرہ مادہ سے بنی ہوئی ہے۔ آپ جانتے ہیں کہ ان سب میں کمیت ہوتی ہے اور یہ سب اشیا جگہ گھیرتی ہیں۔



شکل 1.1: ٹھوس، رقیق اور گیسی حالت میں ذرات کی ترتیب

آپ اس بات سے بھی واقف ہیں کہ مادہ تین طبعی حالتوں میں پایا جاتا ہے یعنی **ٹھوس**، **رقیق** اور **گیس**۔ ان تینوں حالتوں میں مادہ کے ترکیبی ذرات (Constituent Particles) کو شکل 1.1 کی طرح ظاہر کیا جاسکتا ہے۔ **ٹھوس اشیا** میں یہ ذرات ایک دوسرے کے بہت نزدیک ایک

© NCERT not to be republished

ترتیب شدہ طرز میں ہوتے ہیں اور حرکت کرنے کی کچھ زیادہ آزادی نہیں ہوتی۔ **رقیق** میں، یہ ذرات ایک دوسرے کے نزدیک ہوتے ہیں لیکن وہ اردگرد حرکت کر سکتے ہیں۔ جب کہ **گیسوں** میں یہ ذرات ٹھوس یا رقیق کے مقابلے میں ایک دوسرے سے کافی فاصلے پر ہوتے ہیں اور ان کی حرکت آسان اور تیز ہوتی ہے۔ ذرات کی اس طرح کی ترتیب کے باعث، مادہ کی مختلف حالتیں، مندرجہ ذیل خصوصیات ظاہر کرتی ہیں:

(i) ٹھوس اشیا کا حجم اور شکل مقرر ہوتی ہے۔

(ii) رقیق اشیا کا حجم تو مقرر ہوتا ہے، لیکن شکل مقرر نہیں ہوتی۔ یہ اس برتن کی شکل اختیار کر لیتے ہیں جس میں انھیں رکھا جاتا ہے۔

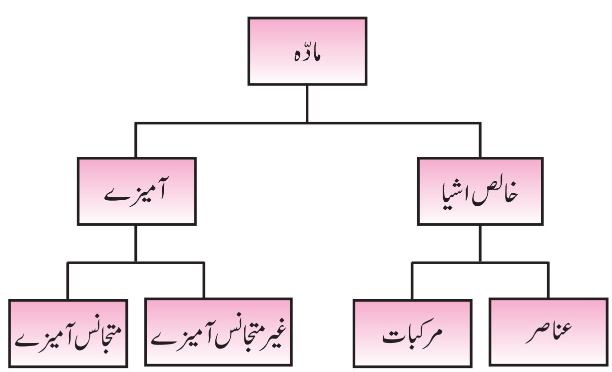
(iii) گیسوں کا نہ تو حجم مقرر ہوتا ہے اور نہ ہی شکل مقرر ہوتی ہے۔ یہ پوری طرح سے اس برتن میں پھیل جاتی ہیں، جس میں انھیں رکھا جاتا ہے۔

مادہ کی ان تینوں حالتوں کو، درجہ حرارت اور دباؤ کے حالات کو تبدیل کر کے آپس میں بدلا جا سکتا ہے۔

گرم کر کے   گرم کر کے
گیس ⇌ رقیق ⇌ ٹھوس
ٹھنڈا کر کے   ٹھنڈا کر کے

ایک ٹھوس گرم کرنے پر، عام طور سے رقیق میں اور مزید گرم کرنے پر رقیق، گیس (یا ابخرات) حالت میں تبدیل ہو جاتا ہے۔ اس کے برعکس گیس کو ٹھنڈا کرنے پر یہ رقیق میں تبدیل ہو جاتی ہے جو کہ مزید ٹھنڈا کرنے پر ٹھوس شکل اختیار کر لیتی ہے۔

اجمالی (Macroscopic) یا جسیم (Bulk) سطح پر مادہ کی درجہ بندی **'آمیزہ'** (Mixture) یا **'خالص شئے'** کے تحت کی جا سکتی ہے۔ ان کو مزید اس طرح تقسیم کیا جا سکتا ہے، جیسا کہ شکل 1.2 میں دکھایا گیا ہے۔



شکل 1.2: مادّہ کی درجہ بندی

آپ کے اطراف میں پائی جانے والی زیادہ تر اشیا **'آمیزے'** (Mixtures) ہیں۔ مثال کے طور پر پانی میں چینی کا محلول، ہوا، چائے وغیرہ سب آمیزہ ہیں۔ ایک آمیزہ میں دو یا دو سے زیادہ اشیا (کسی بھی نسبت میں) پائی جاتی ہیں، جو کہ اس کے اجزا (Components) کہلاتے ہیں۔ ایک آمیزہ **متجانس** (Homogenous) بھی ہو سکتا ہے اور **غیر متجانس** (Heterogeneous) بھی۔ **متجانس آمیزہ** میں اجزا ایک دوسرے میں مکمل طور پر ملے ہوتے ہیں اور پورے آمیزہ میں اس کی ترکیب یکساں ہوتی ہے۔ اس کے برخلاف، **غیر متجانس** (Heterogenous) آمیزوں میں، ترکیب (Composition) پورے آمیزے میں یکساں نہیں ہوتی اور کبھی کبھی مختلف ترکیب بھی دیکھنے میں آتی ہے۔ مثال کے طور پر نمک اور چینی، اناج اور دالیں، جن میں کچھ گندگی بھی شامل ہوتی ہے (جو اکثر پتھر ہوتے ہیں)، غیر متجانس آمیزے ہیں۔ آپ اپنی روزانہ زندگی سے آمیزوں کی ایسی اور کئی مثالیں سوچ سکتے ہیں۔ یہاں یہ بتا دینا بھی فائدہ مند ہوگا کہ ایک آمیزے کے اجزا کو طبعی طریقوں کا استعمال کر کے علیحدہ کیا جا سکتا ہے، جیسے ہاتھ سے چن کر، چھان کر، تقطیر (Filter) کر کے، قلماؤ (Crystallization) کے ذریعے، کشید (Distillation) کے ذریعے وغیرہ۔

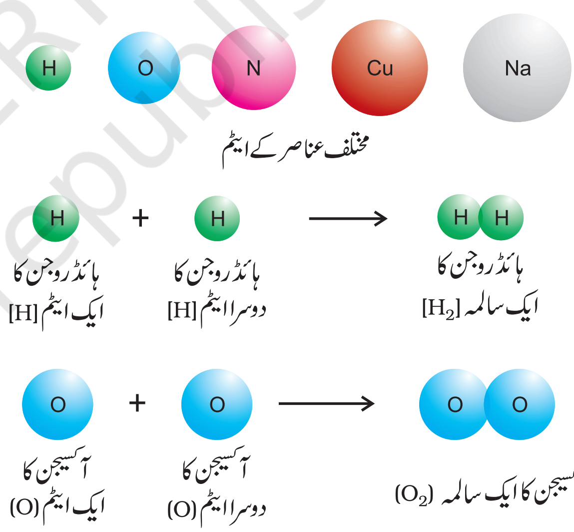
خالص اشیا کی خاصیتیں آمیزوں سے مختلف ہوتی ہیں۔ ان کی ترکیب (Composition) معین ہوتی ہے، جبکہ آمیزوں میں اجزائے ترکیبی کسی بھی نسبت میں ہو سکتے ہیں اور ان کی ترکیب متغیر (Variable) ہوتی ہے۔ تانبہ، چاندی، سونا، پانی، گلوکوز، خالص اشیا کی کچھ مثالیں ہیں۔ گلوکوز میں کاربن، ہائڈروجن اور آکسیجن ایک مقررہ نسبت میں شامل ہوتے ہیں، اس لیے گلوکوز کی ترکیب بھی باقی تمام خالص اشیا کی طرح معین ہوتی ہے۔ مزید خالص اشیا کے اجزائے ترکیبی سادہ طبعی طریقوں سے علیحدہ نہیں کیے جا سکتے۔

خالص اشیا کی مزید درجہ بندی **عناصر** (Elements) اور **مرکبات** (Compounds) کے تحت کی جا سکتی ہے۔ ایک **عنصر** صرف ایک ہی قسم کے ذرات پر مشتمل ہوتا ہے۔ یہ ذرات **ایٹم** (Atom) یا **سالمات** (Molecules) ہو سکتے ہیں۔ غالباً آپ اپنی پچھلی جماعتوں میں ایٹم اور سالمات سے واقفیت حاصل کر چکے ہیں۔ پھر بھی اکائی 2 میں آپ ان کے بارے میں تفصیل سے پڑھیں گے۔ سوڈیم، تانبہ، چاندی،

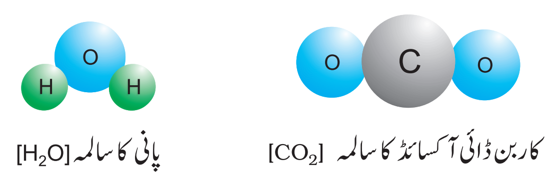
© NCERT not to be republished

ہائڈروجن، آکسیجن وغیرہ عناصر کی کچھ مثالیں ہیں۔ ان سب میں ایک ہی قسم کے ایٹم ہوتے ہیں۔ حالانکہ مختلف عناصر کے ایٹم اپنی طبع کے لحاظ سے مختلف ہوتے ہیں۔ تانبہ اور سوڈیم جیسے کچھ عناصر میں واحد ایٹم، ایک ساتھ رہ کر ان کے اجزائے ترکیبی ہوتے ہیں، جبکہ کچھ دوسرے عناصر میں دو یا دو سے زیادہ ایٹم متحد ہو کر عنصر کا سالمہ بناتے ہیں۔ اس لیے ہائڈروجن، نائٹروجن اور آکسیجن جیسی گیسیں سالمات پر مشتمل ہوتی ہیں، جن میں ان کے دو ایٹم مل کر سالمات بناتے ہیں۔ اسے شکل 1.3 میں دکھایا گیا ہے۔

جب دو یا دو سے زیادہ مختلف عناصر کے ایٹم آپس میں متحد ہوتے ہیں، تو **مرکب** (Compound) کا سالمہ حاصل ہوتا ہے۔ مرکبات کی کچھ مثالیں ہیں: پانی، امونیا، کاربن ڈائی آکسائڈ، شکر وغیرہ۔ پانی اور کاربن ڈائی آکسائڈ کے سالمات شکل 1.4 میں دکھائے گئے ہیں۔



شکل 1.3: ایٹم اور سالمات کا اظہار



شکل 1.4: پانی اور کاربن ڈائی آکسائڈ کے سالمات کا اظہار

آپ نے اوپر دیکھا کہ پانی کا ایک سالمہ دو ہائڈروجن اور ایک آکسیجن ایٹم پر مشتمل ہے۔ اس طرح کاربن ڈائی آکسائڈ کا ایک سالمہ آکسیجن کے دو ایٹم اور کاربن کے ایک ایٹم پر مشتمل ہوتا ہے۔ اس لیے

ایک مرکب میں مختلف عناصر کے ایٹم ایک متعین اور مقررہ (Fixed and Definite) نسبت میں شامل ہوتے ہیں اور یہ نسبت اس مخصوص مرکب کی خصوصیت ہے۔ مزید مرکب کی خاصیتیں اس کے ترکیبی عناصر کی خاصیتوں سے مختلف ہوتی ہیں۔ مثال کے طور پر ہائڈروجن اور آکسیجن گیسیں، مگر ان کے اتحاد سے بننے والا مرکب یعنی کہ پانی ایک رقیق شے ہے۔ یہ نوٹ کرنا بھی دلچسپ ہوگا کہ ہائڈروجن پاپ (Pop) کی آواز کے ساتھ جلتی ہے اور آکسیجن احتراق میں مدد کرتی ہے، لیکن پانی کو آگ بجھانے کے لیے استعمال کیا جاتا ہے۔

مزید یہ کہ مرکب کے اجزائے ترکیبی کو نسبتاً سادہ اشیا میں طبعی طریقوں سے الگ نہیں کیا جاسکتا۔ ان کو کیمیائی طریقوں سے علیحدہ کیا جاسکتا ہے۔

1.3 مادہ کی خاصیتیں اور ان کی پیمائش (Properties of Matter and Their Measurement)

ہر ایک شے کی جداگانہ اور نمایاں خاصیتیں ہوتی ہیں۔ ان خاصیتوں کو دو زمروں میں درجہ بند کیا جاسکتا ہے۔ **طبعی خاصیتیں** اور **کیمیائی خاصیتیں**۔

طبعی خاصیتیں (Physical Properties) وہ خاصیتیں ہیں جن کی پیمائش یا مشاہدہ، شے کی شناخت (Identity) یا ترکیب کو تبدیل کیے بغیر کیا جاسکتا ہے۔ رنگ، بو، نقطہ گداخت (Melting Point)، نقطہ جوش (Boiling Point)، کثافت (Density) وغیرہ طبعی خصوصیات کی کچھ مثالیں ہیں۔ **کیمیائی خاصیتوں** (Chemical Properties) کی پیمائش یا مشاہدہ کرنے کے لیے کیمیائی تبدیلی کا واقع ہونا ضروری ہے۔ کیمیائی خاصیتوں کی مثالیں ہیں: مختلف اشیا کے مابین خصوصی تعاملات، ان میں تیزابیت (Acidity) یا اساسیت (Basicity) اور احتراق پذیری (Combustibility) شامل ہیں۔

مادہ کی کئی خاصیتیں جیسے لمبائی، رقبہ، حجم وغیرہ اپنی فطرت کے لحاظ سے مقداری ہیں۔ کسی بھی مقداری مشاہدہ یا پیمائش، کا اظہار ایک عدد اور اس اکائی میں کیا جاتا ہے جس میں اس کی پیمائش کی گئی ہے۔ مثال کے طور پر ایک کمرے کی لمبائی کو "6 m" ظاہر کیا جاسکتا ہے۔ یہاں '6' عدد ہے اور 'm' میٹر کو ظاہر کرتا ہے یعنی وہ اکائی جس میں لمبائی کی پیمائش کی جاتی ہے۔

© NCERT not to be republished

جدول 1.1: اساسی طبعی مقداریں اور ان کی اکائیاں

اساسی طبعی مقدار	مقدار کی علامت	SI اکائی کا نام	SI اکائی کی علامت
لمبائی (Length)	l	میٹر (Meter)	m
کمیت (Mass)	m	کلوگرام (Kilogram)	kg
وقت (TIme)	t	سیکنڈ (Second)	s
حرحرکیاتی درجہ حرارت (Thermodynamic Temperature)	I	کیلون (Kelvin)	A
شے کی مقدار (Amount of Substance)	T	مول (Mole)	K
برقی رو (Electric Current)	n	ایمپیر (Ampere)	mol
درخشاں شدت (Luminous Intensity)	I_v	کنڈیلا (Candela)	cd

جدول 1.2: SI اساسی اکائیوں کی تعریفیں

لمبائی کی اکائی	میٹر	میٹر روشنی کے ذریعے طے کیے گئے اس راستہ کی لمبائی ہے جسے وہ ویکیوم میں ایک سیکنڈ کے 1/299 792 458 وقفہ میں طے کرتی ہے۔
کمیت کی اکائی	کلوگرام	کلو گرام کمیت کی اکائی ہے۔ یہ کلوگرام کے بین الاقوامی نمونے کی کمیت کے مساوی ہے۔
وقت کی اکائی	سیکنڈ	سیزیم 133 ایٹم کی گراؤنڈ اسٹیٹ کی دو ہائپرفائن لیول کے مابین عبور سے مطابقت رکھنے والے اشعاع کے 9192631770 ادوار کا وقفہ سیکنڈ ہے۔
برقی رو کی اکائی	ایمپیر	ایمپیر وہ مستقل کرنٹ ہے، جسے اگر دو لامتناہی لمبائی اور قابلِ نظرانداز دائری عرض تراش کے دو مستقیم متوازی موصلوں کے درمیان برقرار رکھا جائے اور وہ موصل ویکیوم میں ایک دوسرے سے 1 میٹر کے فاصلے پر ہوں تو وہ ان دونوں موصلوں کے درمیان جو قوت پیدا کرے، وہ 2×10^{-7} نیوٹن فی میٹر لمبائی ہو۔
حرحرکیاتی درجہ حرارت کی اکائی	کیلون	کیلون، حرحرکیاتی درجہ حرارت کی اکائی، پانی کے ثلاثی نقطہ کے حرحرکیاتی درجہ حرارت کی 1/273.16 کسر ہے۔
شے کی مقدار کی اکائی	مول	1 مول ایک نظام کی شے کی وہ مقدار ہے، جس میں ابتدائی ہستیوں کی تعداد اتنی ہوتی ہے، جتنی کہ کاربن 12 کے 0.012 کلوگرام میں ایٹموں کی تعداد ہوتی ہے۔ اس کی علامت ''mol'' ہے۔ جب مول استعمال کیا جائے تو ابتدائی ہستیوں کی وضاحت کرنا لازمی ہے، کیونکہ یہ بنیادی ہستیاں ایٹم یا آین یا الیکٹران یا دوسرے ذرات، یا ایسے ذرات کا کوئی مخصوص گروپ ہوسکتی ہیں۔
درخشانی شدت	کنڈیلا	کنڈیلا، اس ماخذ کی دی ہوئی سمت میں درخشاں شدت ہے جو 540×10^{12} ہرٹز کے کرومیٹک اشعاع کو خارج کرتا ہے اور جس کی اشعاعی شدت، اس سمت میں، 1/683 واٹ فی اسٹیریڈین ہے۔

© NCERT not to be republished

دنیا کے مختلف حصّوں میں، پیمائش کے دو مختلف نظام، یعنی کہ ''انگلش نظام'' اور ''میٹرک نظام'' استعمال کیے جارہے تھے۔ میٹرک نظام، جو سب سے پہلے، اٹھارویں صدی کے اواخر میں فرانس میں استعمال ہونا شروع ہوا، زیادہ سہل تھا، کیونکہ اس کی بنیاد اعشاری نظام پر تھی۔ سائنسی برادری کو ایک مشترک معیاری نظام کی ضرورت محسوس ہو رہی تھی۔ ایسا نظام 1960 میں قائم ہوا اور اس کی تفصیل سے ذیل میں بحث کی گئی ہے۔

1.3.1 اکائیوں کا بین الاقوامی نظام (The International System of Units: SI)

اکائیوں کا بین الاقوامی نظام (فرانسیسی میں: *Le Systeme International d'Unites*) جس کا مخفف SI ہے۔ اوزان اور پیمائشوں کی گیارہویں عمومی کانفرنس (General Conference on Weights and Measures) [فرانسیسی میں: میں مخفف CGPM *(Conference Generale des Poids at Measures)*] کے ذریعے قائم کیا گیا۔ CGPM ایک بین حکومتی قرارداد تنظیم ہے، جو ایک سفارتی قرارداد کے ذریعے بنایا گیا تھا جسے میٹر قرارداد (Meter Convention) کے نام سے جانا جاتا ہے، جس پر 1875 میں پیرس میں دستخط کیے گئے تھے۔

SI نظام میں 7 اساسی اکائیاں ہیں جن کی فہرست جدول 1.1 میں دی گئی ہے۔ یہ اکائیاں 7 بنیادی سائنسی مقداروں سے منسلک ہیں۔ باقی تمام طبعی مقداریں، جیسے چال (Speed)، حجم (Volume)، کثافت (Density) وغیرہ، ان مقداروں سے اخذ کی جاسکتی ہیں۔

SI اساسی اکائیوں کی تعریفیں جدول 1.2 میں دی گئی ہیں۔

SI نظام میں ایک اکائی کے اضعاف (Multiples) اور ذیلی اضعاف (Submultiples) کی نشاندہی کرنے کے لیے سابقوں (Prefixes) کے استعمال کی اجازت ہے۔ ان سابقوں کی فہرست جدول 1.3 میں دی گئی ہے۔

آیئے، ذرا تیزی سے ان چند مقداروں پر نظر ڈالیں، جو آپ اس کتاب میں بار بار استعمال کریں گے۔

جدول 1.3: SI نظام میں استعمال ہونے والے سابقے

علامت	سابقہ	ضعف
y	یوکٹو (Yocto)	10^{-24}
z	زیپٹو (Zepto)	10^{-21}
a	اٹو (Atto)	10^{-18}
f	فیمٹو (Femto)	10^{-15}
p	پی کو (Pico)	10^{-12}
n	نینو (Nano)	10^{-9}
μ	مائیکرو (Micro)	10^{-6}
m	ملی (Milli)	10^{-3}
c	سینٹی (Centi)	10^{-2}
d	ڈیسی (Deci)	10^{-1}
da	ڈیکا (Deca)	10
h	ہیکٹو (Hecto)	10^{2}
k	کلو (Kilo)	10^{3}
M	میگا (Mega)	10^{6}
G	گیگا (Giga)	10^{9}
T	ٹیرا (Tera)	10^{12}
P	پیٹا (Peta)	10^{15}
E	ایکسا (Exa)	10^{18}
Z	زیٹا (Zeta)	10^{21}
Y	یوٹا (Yotta)	10^{24}

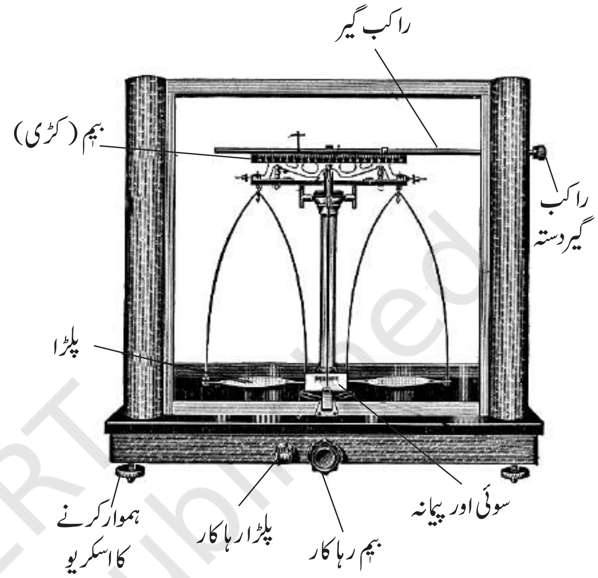
1.3.2 کمیت اور وزن (Mass and Weight)

ایک شے کی کمیت اس شے میں پائے جانے والے مادے کی مقدار ہے، جیسا کہ اس کا وزن اس پر ثقل (Gravity) کے باعث لگنے والی قوت ہے۔ شے کی کمیت مستقلہ ہے، جب کہ اس کا وزن، ایک مقام سے دوسرے مقام پر کشش ثقل کی تبدیلی کی وجہ سے، تبدیل ہوسکتا ہے۔ آپ کو ان اصطلاحات استعمال کرتے وقت احتیاط سے کام لینا چاہیے۔

ایک شے کی کمیت، بہت زیادہ درستگی صحت کے ساتھ، تجربہ گاہ میں ایک تجزیاتی ترازو (Analytical Balance) استعمال کر کے معلوم کی جاسکتی ہے (شکل 1.5)۔

© NCERT not to be republished

جیسا کہ جدول 1.1 میں درج ہے، کمیت کی SI اکائی کلوگرام ہے۔ لیکن، اس کی کسر، گرام (1 Kg = 1000 g) تجربہ گاہوں میں زیادہ استعمال ہوتی ہے، کیونکہ عام طور سے کیمیائی تعاملات میں استعمال ہونے والی کیمیائی اشیا کی مقدار کم ہوتی ہے۔



شکل 1.5 : تجزیاتی ترازو (Analytical Balance)

> **پیمائش کے قومی معیاروں کو قائم رکھنا**
>
> اکائیوں کا نظام بہ شمول اکائی کی تعریفیں، وقت کے ساتھ ساتھ بدلتا رہتا ہے۔ جب بھی کسی مخصوص اکائی کی پیمائش کی درستگی صحت میں نئے اصولوں کو قبول کرنے سے خاطر خواہ اضافہ ہوا، میٹر قرارداد (جس پر 1875 میں دستخط کیے گئے) کی ممبر اقوام، اس اکائی کی رسمی تعریف میں تبدیلی کرنے کے لیے رضامند ہوگئیں۔ ہر ایک جدید صنعتی ملک (جس میں ہندوستان بھی شامل ہے)، میں ایک نیشنل میٹر یولوجی انسٹی ٹیوٹ (National Metrology Institute, NMI) ہوتا ہے جو پیمائشوں کا معیار قائم رکھتا ہے۔ ہندوستان میں یہ ذمہ داری نیشنل فزیکل لیبوریٹری (National Physical Laboratory, NPL) نئی دہلی، کو دی گئی ہے۔ یہ تجربہ گاہ، بنیادی اکائیوں اور مشتق اکائیوں کو حاصل کرنے کے لیے تجربات کرتی ہے اور پیمائشوں کے قومی معیاروں کو قائم رکھتی ہے۔ ان معیاروں کا موازنہ، ایک دوری مدت کے بعد، دنیا کے دوسرے ممالک میں قائم نیشنل میٹریولوجی انسٹی ٹیوٹ اور پیرس میں قائم معیاروں کے بین الاقوامی بیورو (International Bureau of Standards) کے معیاروں سے کیا جاتا رہتا ہے۔

حجم (Volume)

حجم کی اکائی ^{3}(لمبائی) ہے۔ اس لیے SI نظام میں حجم کی اکائی m^3 ہے۔ لیکن کیمیائی تجربہ گاہوں میں مقابلتاً چھوٹے حجم استعمال ہوتے ہیں اس لیے حجم کو اکثر cm^3 یا dm^3 اکائیوں میں ظاہر کیا جاتا ہے۔

رقیق اشیا کے حجم کی پیمائش کے لیے ایک عام اکائی لیٹر (L) کا استعمال کیا جاتا ہے، جو کہ SI اکائی نہیں ہے۔

$$1\ L = 1000\ mL,\ 1000\ cm^3 = 1 dm^3$$

شکل 1.6 سے ان رشتوں کو سمجھنے میں آسانی ہوگی۔

تجربہ گاہ میں، رقیق اشیا یا محلولوں کا حجم، نشان بند سلنڈر (Graduated Cylinder)، بیوریٹ (Burette) یا پپیٹ (Pipette) وغیرہ کے ذریعے ناپا جاسکتا ہے۔ کسی متعین حجم کو تیار کرنے کے لیے حجمی فلاسک (Volumetric Flask) کا استعمال کیا جاتا ہے۔ یہ پیمائشی آلات شکل 1.7 میں دکھائے گئے ہیں۔

کثافت (Density)

کسی شے کی کثافت اس کی کمیت کی مقدار فی اکائی حجم ہے۔ اس لیے کثافت کی SI اکائی مندرجہ ذیل طریقے سے حاصل کی جاسکتی ہے:

$$\text{کثافت کی SI اکائی} = \frac{\text{کمیت کی SI اکائی}}{\text{حجم کی SI اکائی}}$$

$$= \frac{kg}{m^3} \text{ یا } kg\ m^{-3}$$

یہ اکائی کافی بڑی ہے اور ایک کیمیاداں، اکثر کثافت $g\ cm^{-3}$ میں ظاہر کرتا ہے، جہاں کمیت گرام میں اور حجم cm^3 میں ظاہر کیا جاتا ہے۔

درجہ حرارت (Temperature)

درجہ حرارت کی پیمائش کے تین عام پیمانے ہیں — °C (ڈگری سلسیس Degree Celsius)، °F (ڈگری فارن ہائٹ: Degree Fahrenheit) اور K (کیلون: Kelvin)۔ یہاں K، SI اکائی ہے۔ ان پیمانوں پر مبنی تھرمامیٹر (Thermometer) شکل 1.8 میں دکھائے گئے ہیں۔ عام طور سے سیلسیس پیمانے والے تھرمامیٹر میں 0° سے 100° تک نشان بندی کی جاتی ہے جہاں یہ دونوں درجہ حرارت پانی کے بالترتیب نقطہ انجماد (Freezing Point) اور نقطہ جوش (Boiling Point) ہیں۔ فارن ہائٹ اسکیل 32° سے 212° تک ظاہر کیا جاتا ہے۔

© NCERT not to be republished

ان دونوں پیمانوں پر درجہ حرارت میں تعلق مندرجہ ذیل ہے:

$$°F = \frac{9}{5}(°C) + 32$$

کیلون اسکیل اور سیلسیس اسکیل میں مندرجہ ذیل رشتہ ہے:

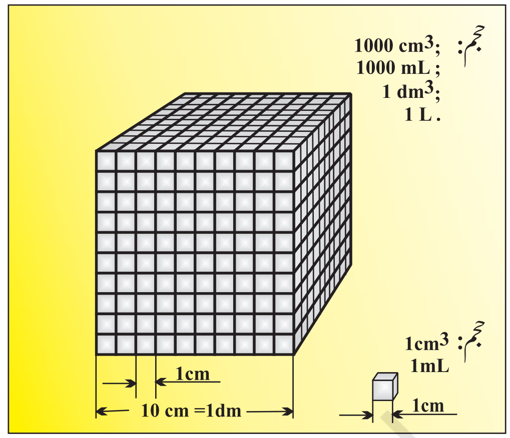
$$K = °C + 273.15$$

یہ نوٹ کرنا بھی دلچسپ ہے کہ 0 °C سے کم درجہ حرارت (یعنی کہ منفی قدروں) سیلسیس پیمانہ پر ممکن ہیں لیکن کیلون پیمانہ پر منفی درجہ حرارت ممکن نہیں ہے۔

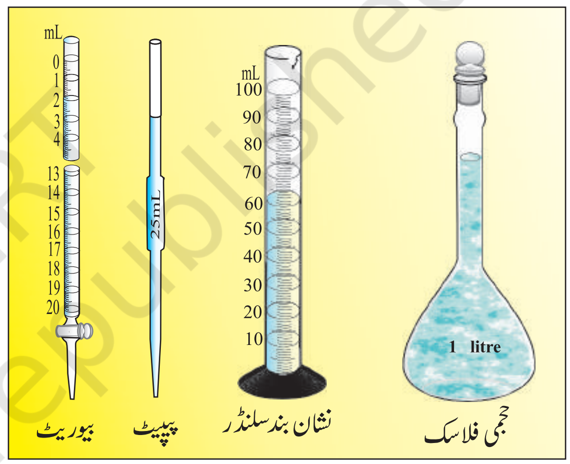
حوالہ معیار (Reference Standard)

کلوگرام یا میٹر جیسی پیائش کی اکائی کی تعریف کرنے کے بعد سائنس داں حوالہ معیاروں پر متفق ہوئے جو تمام پیائشی آلات کی پیمانہ بندی (Calibration) کرنے کو ممکن بناتے ہیں۔ قابلِ اعتماد پیائشیں (Reliable Measurements) حاصل کرنے کے لیے میٹر چھڑ اور تجزیاتی ترازو جیسے تمام آلات تیار کرنے والوں نے پیمانہ بندی کی ہے۔ تاکہ ان سے درست پیائش کی جا سکے۔ لیکن ان میں سے ہر ایک آلہ کو کسی ایک حوالے (Reference) سے معیاری بنایا جاتا ہے یا پیمانہ بند کیا جاتا ہے۔ 1989 سے کمیت معیار، کلوگرام ہے۔ اس کی تعریف اس طرح کی جاتی ہے کہ یہ اس پلاٹینم-اریڈیم (Pt-Ir) اسطوانہ کی کمیت ہے جو سیورس، فرانس میں واقع پیائش اور وزن کے بین الاقوامی بیورو (International Bureau of Weights and Measurs) میں ایک ہوا بند (Airtight) جار میں محفوظ ہے۔ Pt-Ir کو اس معیار کے لیے اس لیے منتخب کیا گیا کیونکہ یہ کیمیائی حملے کے خلاف بہت زیادہ مزاحم ہے اور اس کی کمیت بہت لمبے عرصے تک تبدیل نہیں ہوگی۔

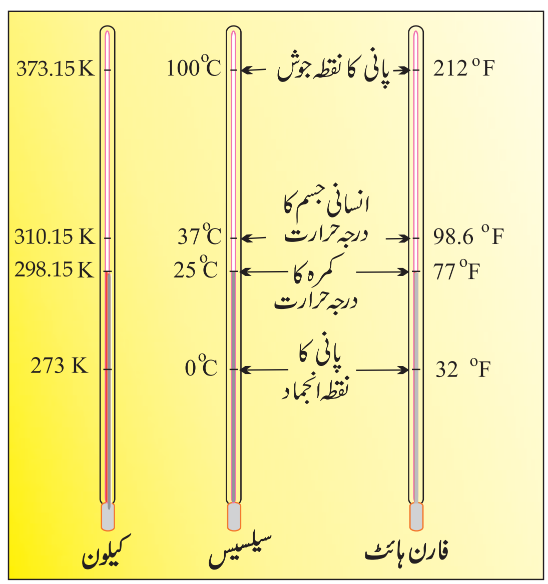
سائنس داں کمیت کے کے نئے معیار کی تلاش میں ہیں۔ اس کی کوشش، آووگاڈرو مستقلہ کے درست تعین کے ذریعے کی جارہی ہے۔ اس نئے معیار پر ہونے والا کام، نمونے کی ایک معرف شدہ کمیت میں ایٹموں کی تعداد کی درست پیائش پر مرکوز ہے۔ ایسے ایک طریقے کی درستگی صحت 10^6 میں ایک حصّہ ہے، جس میں انتہائی خالص (Ultra Pure) سیلیکان کی قلم (Crystal) کی ایٹمی کثافت، x-شعاعوں کے استعمال کے ذریعے معلوم کی جاتی ہے۔ لیکن ابھی اسے بطور معیار قبول نہیں کیا گیا ہے۔ ایسے دوسرے طریقے بھی ہیں لیکن ابھی تک کوئی اس قابل نہیں ہے کہ Pt-Ir اسطوانے کی جگہ لے سکے۔ اس میں کوئی شبہ نہیں کہ اسی دہائی میں تبدیلیاں متوقع ہیں۔



شکل 1.6 حجم ظاہر کرنے کے لیے استعمال ہونے والی مختلف اکائیاں



شکل 1.7 حجم ناپنے کے کچھ آلات



شکل 1.8 مختلف درجہ حرارت پیمانے استعمال کرنے والے تھرمامیٹر

© NCERT not to be republished

میٹر کی شروع میں اس طرح تعریف کی گئی تھی کہ یہ اس Pt - Ir چھڑ پر لگائے گئے دو نشانوں کے درمیان کا فاصلہ ہے، جو کہ 0°C (273.15 K) درجہ حرارت پر رکھی ہوئی ہے۔ 1960 میں ایک میٹر کی لمبائی کی تعریف اسی طرح کی گئی ہے کہ یہ اس روشنی کے طولِ موج (Wave Length) کا 1.65076373×10^6 گنا ہے جو کہ کرپٹان لیزر (Crypton Laser) خارج کرتا ہے۔ حالانکہ یہ بے تکا سا عدد ہے، اس نے میٹر کی لمبائی کو اس کی متفقہ قدر پر قائم رکھا۔ CGPM نے 1983 میں میٹر کی تعریف دوبارہ کی۔ یہ تعریف اس طرح کی گئی کہ میٹر روشنی کے ذریعہ ویکوم میں طے کیے گئے اس فاصلے کے مساوی ہے جو روشنی ایک سیکنڈ کے 1/299 792 458 وقفہ میں طے کرتی ہے۔ لمبائی اور کمیت کی طرح دوسری طبعی مقداروں کے لیے بھی حوالہ معیار ہیں۔

1.4 پیمائش میں عدم یقینی (Uncertainty in Measurement)

بعض اوقات کیمسٹری کے مطالعے کے دوران ہمیں تجرباتی اعداد وشمار اور نظریاتی تحسیبات کو برتنا پڑتا ہے۔ ایسے با معنی طریقے ہیں، جن کے ذریعے اعداد کو سہولت کے ساتھ برتا جاسکتا ہے اور آنکڑوں کا حقیقی اظہار، جس حد تک ممکن ہو اتنے یقین کے ساتھ، کیا جاسکتا ہے۔ ان تصورات سے ذیل میں بحث کی گئی ہے۔

1.4.1 سائنسی ترسیم (Scientific Notiation)

کیونکہ کیمسٹری ایٹم اور سالمات کی سائنس ہے، جن کی کمیت بہت کم اور تعداد بہت زیادہ ہوتی ہے، ایک کیمیا داں کو ایسے اعداد کو برتنا پڑتا ہے جو اتنے بڑے ہو سکتے ہیں، جیسے کہ 602,200,000,000,000,000,000,000 جو کہ 2 گرام ہائڈروجن گیس کے سالمات کی تعداد ہے اور اتنے چھوٹے ہو سکتے ہیں جیسے کہ: 0.00 000 000 000 000 000 000 000 166 g جو کہ ایک H ایٹم کی کمیت ہے۔ اس طرح دوسرے مستقلوں جیسے پلانک مستقلہ، روشنی کی چال، ذرات پر برقی چارج وغیرہ میں مندرجہ بالا قدر کے اعداد شامل ہوتے ہیں۔

ایک لمحے کے لیے ایسے اعداد کو گننا یا لکھنا مزحکہ خیز معلوم ہوسکتا ہے، جن میں اتنے صفر شامل ہوں۔ لیکن ایسے اعداد پر سادہ ریاضیاتی عمل: جمع، تفریق، ضرب کرنا، تقسیم کرنا ایک حقیقی چیلنج پیش کرتے ہیں۔ آپ اوپر دی ہوئی قسم کے کوئی بھی دو عدد لکھ سکتے ہیں اور پھر اس چیلنج کو قبول کرنے کے لیے ان پر کوئی بھی سادہ ریاضیاتی عمل کر کے دیکھ سکتے ہیں۔ تب آپ کو ایسے اعداد کو برتنے میں پیش آنے والی دشواری کا صحیح اندازہ ہوگا۔

اس مسئلے کو، ایسے اعداد کے لیے سائنسی طریقہ کتابت (ترسیم) (Scientific Notation) کے استعمال کے ذریعے حل کیا گیا ہے جو قوت نمائی ترسیم (Exponential Notation) ہے۔ اس ترسیم میں کسی بھی عدد کو $N \times 10^n$ کی کی شکل میں ظاہر کیا جاسکتا ہے، جہاں N ایک قوت نما (Exponent) ہے، جس کی قدر مثبت یا منفی ہوسکتی ہے اور N ایک عدد ہے (ہندسے کے معنیٰ میں کہتے ہیں) جو ...1.000 اور ......9.999 کے درمیان کوئی عدد ہوسکتا ہے۔

اس لیے ہم سائنسی ترسیم میں 323.508 کو 2.32508×10^2 لکھ سکتے ہیں۔ نوٹ کریں کہ اس طرح لکھتے وقت، اعشاریہ کو بائیں طرف دو مقام کھسکانا پڑا اور یہی سائنسی ترسیم میں 10 کا قوت نما (2) ہے۔ اسی طرح 0.00016 کو 1.6×10^{-4} لکھا جاسکتا ہے۔ یہاں اعشاریہ کو دائیں طرف 4 مقام کھسکایا گیا ہے اور سائنسی ترسیم میں قوت نما (−4) ہے۔

اب سائنسی ترسیم میں ظاہر کیے گئے اعداد پر ریاضیاتی عمل کرنے کے لیے درجِ ذیل نکّات ذہن نشین کرنے ہوں گے۔

ضرب اور تقسیم *(Multiplication and Division)*

ان دونوں عملوں میں وہی قاعدے بروئے کار لائے جاتے ہیں جو قوت نما اعداد کے قاعدے ہیں۔ یعنی کہ،

$$(5.6\times10^5)\times(6.9\times10^8)=(5.6\times6.9)(10^{5+8})$$
$$=(5.6\times6.9)\times10^{13}$$
$$= 38.64 \times 10^{13}$$
$$= 3.864 \times 10^{14}$$

$$(9.8\times10^{-2})\times(2.5\times10^{-6})=(9.8\times2.5)(10^{-2+(-6)})$$
$$=(9.8\times2.5)(10^{-2-6})$$
$$= 24.50 \times 10^{-8}$$
$$= 2.450 \times 10^{-7}$$

$$\frac{2.7\times10^{-3}}{5.5\times10^{4}}=(2.7\div5.5)(10^{-3-4})=0.4909 \times 10^{-7}$$
$$=4.909 \times 10^{-8}$$

© NCERT not to be republished

جمع اور تفریق (Addition and Subtraction)

ان دونوں عملوں کے لیے پہلے اعداد کو اس طرح لکھا جاتا ہے کہ ان کے قوت نما یکساں ہوں۔ اس کے بعد ضریب کی جمع یا تفریق کی جاتی ہے، جیسی بھی صورت ہو۔

اس لیے 6.65×10^4 اور $8.95 \times 10^{\times 3}$ کو جمع کرنے کے لیے اس طرح لکھا جائے گا: $(6.65 \times 10^4 + 0.895 \times 10^4)$ تا کہ دونوں اعداد کے قوت نما یکساں ہو جائیں۔

پھر یہ دونوں عدد اس طرح جوڑے جائیں گے:

$$(6.65 + 0.895) \times 10^4 = 7.545 \times 10^4$$

اسی طرح، دو اعداد کی تفریق بھی درجِ ذیل طریقے سے کی جا سکتی ہے:

$$2.5\times10^{-2} - 4.8\times10^{-3}$$
$$= (2.5\times10^{-2}) - (0.48\times10^{-2})$$
$$= (2.5 - 0.48)\times10^{-2} = 2.02\times10^{-2}$$

1.4.2 بامعنی ہندسے (Significant Figure)

ہر ایک تجرباتی پیمائش کے ساتھ کچھ نہ کچھ عدم یقینی منسلک ہوتی ہے۔ لیکن ہم ہمیشہ چاہیں گے کہ ہمارے نتائج دقیق (Precise) اور درست (Accurate) ہوں۔ ہم جب بھی پیمائش کی بات کرتے ہیں تو ان کے دقیق اور درست ہونے کا حوالہ دیتے ہیں۔

دقیق پیمائش (Precision) کا مطلب ہے کہ ایک مقدار کی جو مختلف پیمائشیں کی گئی ہیں، وہ ایک دوسرے سے کتنی نزدیک ہیں۔ جبکہ **درستی** (Accuracy) کا مطلب ہے کہ ایک مخصوص قدر نتیجے کی حقیقی قدر (True Value) کے کس حد تک قریب ہے۔ مثال کے طور پر اگر ایک نتیجے کی حقیقی قدر 2.00g ہے اور ایک طالب علم 'A' اس کی دو مرتبہ پیمائش کرتا ہے اور اپنے نتائج، 1.95 g اور 1.93 g تحریر کرتا ہے تو یہ قدریں دقیق ہیں، کیونکہ یہ ایک دوسرے کے نزدیک ہیں، لیکن درست نہیں ہیں۔ دوسرا طالب علم اس تجربے کو دہراتا ہے اور دو پیمائشوں کے نتائج حاصل کرتا ہے: 1.94 g اور 2.05 g۔ یہ دونوں مشاہدات نہ ہی دقیق ہیں اور نہ درست۔ ایک تیسرا طالب علم بھی یہی تجربہ دہراتا ہے اور اپنے نتائج 2.01 g اور 1.99 g تحریر کرتا ہے۔ یہ قدریں دقیق بھی ہیں اور درست بھی۔ جدول 1.4 میں دیے گئے اعداد و شمار سے اسے اور بہتر طور پر سمجھا جا سکتا ہے۔

جدول 1.4: دقیق پیمائش اور درستی کی وضاحت کرنے کے لیے آنکڑے

	پیمائش (گرام میں)		
	1	2	اوسط (g)
طالب علم A	1.95	1.93	1.940
طالب علم B	1.94	2.05	1.995
طالب علم C	2.01	1.99	2.00

تجرباتی یا تحسیب کی گئی قدروں میں عدم یقینی کی نشاندہی با معنی ہندسوں (Significant Figures) کے ذریعے کی جاتی ہے۔ **بامعنی ہندسے** وہ ہندسے ہیں جو پورے یقین کے ساتھ معلوم ہیں۔ عدم یقینی کی نشاندہی اس طرح کی جاتی ہے کہ یقینی ہندسے اور آخری غیر یقینی ہندسہ لکھا جاتا ہے۔ لہٰذا، اگر ہم ایک نتیجہ اس طرح لکھتے ہیں: 11.2 mL، تو ہم کہتے ہیں کہ 11 یقینی ہے اور 2 غیر یقینی ہے اور عدم یقینی آخری ہندسے میں ±1 ہوگی۔ اگر کچھ اور نہ لکھا ہو تو ہمیشہ، آخری ہندسے میں ±1 کی عدم یقینی سمجھی جاتی ہے۔

بامعنی ہندسوں کی تعداد معلوم کرنے کے لیے کچھ قاعدے ہیں۔ یہ نیچے بیان کیے جا رہے ہیں۔

(1) تمام غیر صفر ہندسے بامعنی ہیں۔ مثال کے طور پر 285cm میں، تین بامعنی ہندسے ہیں اور 0.25mL میں دو بامعنی ہندسے ہیں۔

(2) پہلے غیر صفر عدد سے پہلے آنے والے صفر بامعنی نہیں ہیں۔ یہ صفر اعشاریہ کا مقام ظاہر کرتے ہیں۔ اس لیے 0.03 میں ایک بامعنی ہندسہ ہے اور 0.052 میں دو بامعنی ہندسے ہیں۔

(3) دو صفر ہندسوں کے درمیان صفر بامعنی ہیں۔ اس لیے 2.005 میں چار بامعنی ہندسے ہیں۔

(4) کسی عدد کے آخر میں یا دائیں طرف کے صفر بامعنی ہیں، بشرطیکہ وہ اعشاریہ کے دائیں طرف ہوں۔ مثلاً 0.200 میں 3 بامعنی ہندسے ہیں۔ لیکن اگر اس کے برخلاف ہو تو صفر بامعنی نہیں ہیں۔ مثلاً 100 میں صرف ایک بامعنی ہندسہ ہے۔

(5) قطعی اعداد (Exact Numbers) میں بامعنی ہندسوں کی تعداد لامتناہی ہوتی ہے۔ مثلاً، 2 گیندوں میں 20 انڈوں میں لامتناہی بامعنی ہندسے ہیں، کیونکہ یہ قطعی اعداد کے اعشاریہ لگانے کے بعد لامتناہی صفر لکھ کر ظاہر کیے جا سکتے ہیں۔

© NCERT not to be republished

یعنی کہ: 2=2.000000؛ 20 = 20.000000۔

جب اعداد سائنسی ترسیم میں لکھے جاتے ہیں تو (1 اور 10 کے بیچ میں) میں جتنے ہندسے ہوتے ہیں اتنی ہی بامعنی ہندسوں کی تعداد ہوتی ہے۔ اس لیے 4.01×10^2 میں تین بامعنی ہندسے ہیں اور 8.256×10^{-3} میں 4 بامعنی ہندسے ہیں۔

بامعنی ہندسوں کی جمع اور تفریق *(Addition and Subtraction of Significant Figures)*

نتیجہ میں اعشاریہ کے دائیں طرف اس سے زیادہ ہندسے نہیں ہو سکتے، جتنے کسی بھی دیے ہوئے عدد میں ہیں:

$$\begin{array}{r} 12.11 \\ 18.0 \\ 1.012 \\ \hline 31.122 \\ \hline \end{array}$$

یہاں 18.0 میں اعشاریہ کے بعد صرف ایک ہندسہ ہے، اس لیے نتیجہ میں بھی اعشاریہ کے بعد صرف ایک ہندسہ بتایا جانا چاہیے۔ نتیجہ ہوگا 31.1۔

بامعنی ہندسوں کی ضرب اور تقسیم *(Multiplication and Division of Significant Figures)*

ان عملوں میں، نتیجہ میں بھی اتنے ہی بامعنی ہندسے ہونے چاہئیں جتنے کہ پیمائش میں ہیں، جس میں چند بامعنی ہندسے ہیں:

$$2.5 \times 1.25 = 3.125$$

کیونکہ 2.5 میں دو بامعنی ہندسے ہیں، اس لیے نتیجہ میں بھی دو سے زیادہ بامعنی ہندسے نہیں ہونے چاہئیں۔ اس لیے حاصل ضرب 3.1 ہے۔

نتیجہ کو بامعنی ہندسوں کی مطلوبہ تعداد تک محدود کرنے کے لیے جیسا کہ مندرجہ بالا ریاضیاتی عملوں میں کیا گیا ہے، اعداد کو مکمل کرنے (Rounding off) کے لیے مندرجہ ذیل نکتے ذہن نشین کرنے چاہئیں:

1۔ اگر ہٹائے جانے والا سب سے دائیں طرف کا ہندسہ 5 سے بڑا ہے، تو اس سے پہلے ہندسے میں 1 کا اضافہ کر دیا جاتا ہے۔ مثال کے طور پر اگر 1.386 میں سے ہمیں 6 ہٹانا ہے تو ہمیں اسے مکمل بنانے میں 1.39 لکھنا ہوگا۔

2۔ اگر ہٹائے جانے والا سب سے دائیں طرف کا ہندسہ 5 سے کم ہے، تو اس سے پہلے والا عدد نہیں بدلتا۔ مثال کے طور پر اگر 4.334 میں 4 ہٹایا جانا ہے تو نتیجہ کو 4.33 تک مکمل بنایا جائے گا۔

3۔ اگر دائیں طرف کا ہٹایا جانے والا ہندسہ 5 ہے، تو اس سے پہلے والے ہندسہ کو نہیں بدلا جاتا ہے، اگر یہ پہلے والا ہندسہ جفت ہو، لیکن اگر یہ ہندسہ طاق ہو، تو اس میں 1 کا اضافہ کر دیا جاتا ہے۔ مثلاً 6.35 کو مکمل کرنے کے لیے 5 ہٹانا ہے تو ہمیں 3 کو 4 بنانا ہوگا، جس سے 6.4 حاصل ہوگا۔ لیکن اگر 6.25 کو مکمل کرنا ہے تو اسے 6.2 لکھا جائے گا۔

1.4.3 ابعادی تجزیہ (Dimensional Analysis)

اکثر تحسیب کرتے وقت، اکائیوں کو ایک نظام سے دوسرے نظام میں تبدیل کرنے کی ضرورت پیش آتی ہے۔ اس کے لیے استعمال کیا جانے والا طریقہ **جز ضربی لیبل طریقہ** (Factor Label Method) یا **اکائی جز ضربی طریقہ** (Unit Factor Method) کہلاتا ہے۔ اسے ذیل میں واضح کیا گیا ہے۔

مثال

ایک دھات کا ٹکڑا 3 انچ (3 in) لمبا ہے۔ اس کی لمبائی cm میں کیا ہوگی؟

ہم جانتے ہیں 1 in = 2.54 cm

اس مساوات سے، ہم لکھ سکتے ہیں

$$\frac{1\text{ in}}{2.54\text{ cm}} = 1 = \frac{2.54\text{ cm}}{1\text{ in}}$$

اس طرح $\frac{1\text{ in}}{2.54\text{ cm}}$ مساوی ہے 1 کے اور $\frac{2.54\text{ cm}}{1\text{ in}}$ بھی 1 کے مساوی ہے۔ یہ دونوں **اکائی جز ضربی** (Unit Factor) کہلاتے ہیں۔ اگر کسی عدد کو ان اکائی اجزائے ضربی سے ضرب کیا جائے (یعنی کہ 1 سے) تو عدد پر کوئی اثر نہیں پڑے گا۔

فرض کیجیے، اوپر دیے ہوئے 3 in کو ہم اکائی جز ضربی سے ضرب کرتے ہیں، تو

$$3\text{ in} = 3\text{ in} \times \frac{2.54\text{ cm}}{1\text{ in}} = 3 \times 2.54\text{ cm} = 7.62\text{ cm}$$

اب جس اکائی جز ضربی سے ضرب کرنا ہے تو یہ وہ اکائی جز ضربی ہے (اس مثال میں $\frac{2.54\text{ cm}}{1\text{ in}}$) جس سے مطلوبہ اکائیاں حاصل

© NCERT not to be republished

ہوسکیں۔ یعنی کہ شمار کنندہ میں وہ حصّہ ہونا چاہیے جو مطلوبہ نتیجہ میں درکار ہے۔

مندرجہ بالا مثال میں یہ بھی نوٹ کرنا چاہیے کہ اکائیوں کو بھی اسی طرح برتا جاتا ہے، جیسے عددی حصّہ کو۔ انہیں بھی منسوخ (Cancel) کیا جاسکتا ہے، تقسیم کیا جاسکتا ہے، ضرب کیا جاسکتا ہے، مربع کیا جاسکتا ہے۔ آیئے اس کے لیے ایک اور مثال کا مطالعہ کریں۔

مثال

ایک جگ میں 2 L دودھ ہے۔ دودھ کے حجم کا m^3 میں حساب لگایئے۔

کیونکہ $1\ L = 1000\ cm^3$

اور $1\ m = 100\ cm$ اس سے ملتا ہے

$$\frac{1\ m}{100\ cm} = 1 = \frac{100\ cm}{1\ m}$$

اوپر دیے ہوئے اکائی جز ضربی سے m^3 حاصل کرنے کے لیے پہلے اکائی جز ضربی کو لیتے ہیں اور اسے کعب کرتے ہیں۔

$$\left(\frac{1\ m}{100\ cm}\right)^3 \Rightarrow \frac{1\ m^3}{10^6\ cm^3} = (1)^3 = 1$$

اب $2\ L = 2 \times 1000\ cm^3$

اوپر دی ہوئی مساوات کو اکائی جزضربی سے ضرب کرتے ہیں

$$2 \times 1000\ cm^3 \times \frac{1\ m^3}{10^6\ cm^3} = \frac{2\ m^3}{10^3} = 2 \times 10^{-3}\ m^3$$

مثال

2 دن میں کتنے سیکنڈ ہوتے ہیں؟

یہاں ہم جانتے ہیں 1 دن = 24 گھنٹے (h)

یا

$$\frac{1(\text{دن})}{24\ h} = 1 = \frac{24\ h}{1(\text{دن})}$$

پھر $1\ h = 60\ min$

یا

$$\frac{1\ h}{60\ min} = 1 = \frac{60\ min}{1\ h}$$

اس لیے، 2 دن کو سیکنڈوں میں تبدیل کرنے کے لیے

یعنی 2(دن)-------=----------Sec.

اکائی اجزائے ضربی کی ضرب سلسلہ وار ایک ہی مرحلہ میں کی جاسکتی ہے۔

$$2(\text{دن}) \times \frac{24\ h}{1(\text{دن})} \times \frac{60\ min}{1\ h} \times \frac{60\ s}{1\ min}$$

$= 2 \times 24 \times 60 \times 60\ s$

$= 172800\ s$

1.5 کیمیائی اتحاد کے قوانین (Law of Chemical Combinations)

اینٹونی لاوئیزر
(1743—1794)

مرکبات تشکیل دینے کے لیے عناصر کے اتحاد پر مندرجہ ذیل 5 بنیادی قوانین کا نفاذ ہوتا ہے۔

1.5.1 کمیت کی بقا کا قانون (Law of Conservation of Mass)

اس کلیے کے مطابق مادہ کی نہ تو تخلیق کی جاسکتی ھے اور نہ ھی اسے فنا کیا جاسکتا ھے۔

یہ قانون 1789 میں انٹوئی لیوسیر (Antoino Lavoisier) نے پیش کیا۔ مندرجہ بالا نتیجے پر پہنچنے کے لیے انہوں نے احتراقی تعاملات (Combustion Reactions) کا ہوشیاری سے تجرباتی مطالعہ کیا۔ اس قانون کی بنیاد پر کیمسٹری میں بعد میں کئی اضافے ہوئے۔ دراصل یہ لیوسیر کے ذریعے ہوشیاری سے منصوبہ بندی کے بعد کیے گئے ان تجربات کا نتیجہ تھا جن میں متعاملات (Reactants) اور ماحصلات (Products) کی کمیتوں کی درست پیمائش کی گئی۔

1.5.2 مستقل تناسب کا کلیہ (Law of Definite Proportions)

جوزف پراؤسٹ
(1754—1826)

یہ قانون ایک فرانسیسی کیمیاداں جوزف پراؤسٹ (Joseph Proust) نے دیا۔ انہوں نے بیان کیا کہ ایك دیے ہوئے مرکب میں وزن کے اعتبار سے اس کے عناصر کا تناسب ھمیشہ یکساں ھوتا ھے۔

پرآوسٹ نے کیوپرک کاربونیٹ (Cupric Carbonate) کے دونمونوں پر تجربے کیے۔ ایک وہ جو قدرتی شکل میں پایا جاتا تھا اور دوسرا جو مصنوعی تھا۔ انہوں نے پایا کہ اس مرکب میں شامل عناصر کی ترکیب (Composition) دونوں نمونوں میں بالکل یکساں تھی، جیسے کہ ذیل میں دکھایا گیا ہے۔

© NCERT not to be republished

	کاپر کی فی صد	آکسیجن کی فی صد	کاربن کی فی صد
قدرتی نمونہ	51.35	9.74	38.91
مصنوعی نمونہ	51.35	9.74	38.91

اس لیے، ایک دیے ہوئے مرکب (ذریعہ کچھ بھی ہو) میں ہمیشہ یکساں عناصر یکساں نسبت میں پائے جاتے ہیں۔ اس قانون کی معقولیت (Validity) کی مختلف تجربات سے تصدیق ہو چکی ہے۔ اس کو کبھی کبھی **مستقل ترکیب کا کلیہ** (Law of Definite of Composition) بھی کہا جاتا ہے۔

1.5.3 ضعفی تناسب کا کلیہ (Law of Multiple Proportions)

یہ کلیہ ڈالٹن (Dalton) نے 1803 میں تجویز کیا۔ اس کلیہ کے مطابق اگر دو عناصر متحد ہو کر ایک سے زیادہ مرکب تشکیل دیتے ہیں، تو ایک عنصر کی کمیتیں جو دوسرے عنصر کی مستقل کمیت سے اتحاد کرتی ہیں، چھوٹے مکمل اعداد کی نسبت میں ہوتی ہیں۔

مثال کے طور پر ہائڈروجن، آکسیجن سے اتحاد کرکے دو مرکبات پانی اور ہائڈروجن پرآکسائڈ تشکیل دیتی ہے۔

ہائڈروجن + آکسیجن ← پانی
2g 16g 18g

ہائڈروجن + آکسیجن ← ہائڈروجن پرآکسائڈ
2g 32g 34g

یہاں آکسیجن کی کمیتیں (یعنی کہ 16g اور 32g) جو ہائڈروجن کی ایک مستقل کمیت (2g) سے اتحاد کرتی ہیں، ان میں ایک سادہ نسبت ہے، یعنی کہ: 16:32 یا 1:2۔

1.5.4 گیسی حجم کا گیلوسک کا کلیہ (Gay Lussac's Law of Gaseous Volumes)

جوزف لوئس گے لوسک

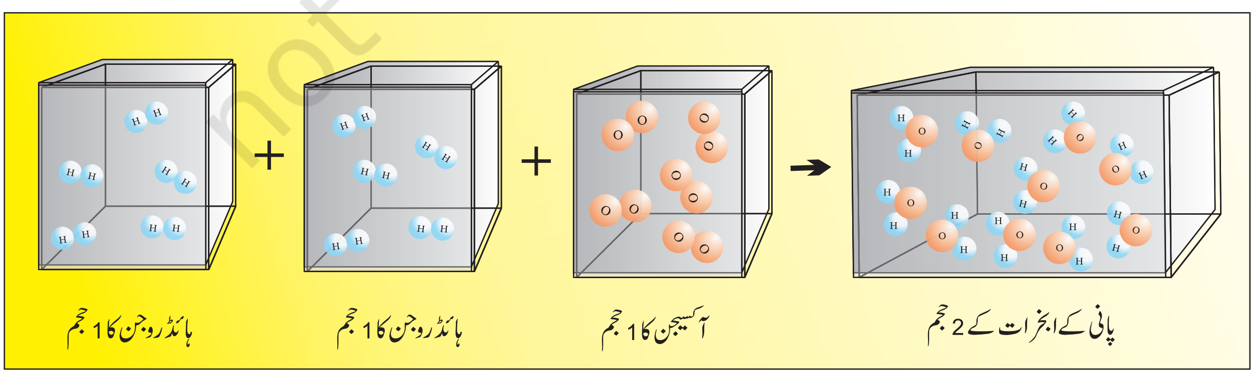
یہ کلیہ گیلوسک نے 1808 میں پیش کیا۔ انہوں نے پایا کہ جب ایک کیمیائی تعامل میں گیسیں اتحاد کرتی ہیں یا تشکیل پاتی ہیں تو وہ ایسا اپنے حجم کے اعتبار سے ایک سادہ نسبت میں کرتی ہیں، بشرطیکہ تمام گیسیں یکساں درجہ حرارت اور دبائو پر ہوں۔

اس لیے، 100 mL ہائڈروجن، 50 mL آکسیجن سے متحد ہوکر پانی کے 100 mL ابخرات بناتی ہے۔

ہائڈروجن + آکسیجن ← پانی
100 mL 50 mL 100 mL

اس لیے ہائڈروجن اور آکسیجن کے حجم (یعنی کہ 100 mL اور 50mL)، جو آپس میں متحد ہوتے ہیں، ان میں ایک سادہ نسبت ہے: 2:1۔

گیلوسک کی حجم رشتے میں صحیح عدد نسبت (Integer Ratio) کی دریافت دراصل حجم کے لحاظ سے مستقل تناسب کا قانون ہے۔ مستقل تناسب کا قانون، جو اس سے پہلے بیان کیا گیا تھا، کمیت کے لحاظ سے تھا۔ گے-لوسک قانون کی وضاحت، 1811 میں ایووگاڈرو (Avogadro) کے کام کے ذریعے ہوئی۔



شکل 1.9 ہائڈروجن کے 2 حجم، آکسیجن کے 1 حجم سے تعامل کر کے پانی کے ابخرات کے 2 حجم دیتے ہیں

© NCERT not to be republished

1.5.5 ایووگاڈرو کا قانون (Avogadro Law)

لورینزو رومانو امی ڈیو کارلو ایوو گاڈرو ڈی کوارپکا ایڈی کررے ٹو (1776-1856)

1811 میں ایووگاڈرو نے تجویز کیا کہ یکساں درجہ حرارت اور دباؤ پر گیسوں کے یکساں حجم میں سالمات کی تعداد مساوی ہونی چاہیے۔ **ایووگاڈرو نے ایٹموں اور سالمات کے درمیان تفریق کی جسے موجودہ دور میں بخوبی سمجھا جاسکتا ہے۔** اگر ہم دوبارہ آکسیجن اور ہائڈروجن کے پانی بنانے کے تعامل پر غور کریں تو ہم دیکھتے ہیں کہ ہائڈروجن کے دو حجم، آکسیجن کے ایک حجم سے اتحاد کرکے پانی کے 2 حجم بناتے ہیں اور کوئی غیر متعامل آکسیجن باقی نہیں بچتی۔

نوٹ کریں کہ شکل 1.9 میں ہر ایک بکس میں سالمات کی تعداد یکساں ہے۔ دراصل ایووگاڈرو نے مندرجہ بالا نتیجے کی تشریح سالمات کو **کثیر ایٹمی** (Polyatomic) مانتے ہوئے کی۔ اگر ہائڈروجن اور آکسیجن کو دو ایٹمی مانا جائے، جیسا کہ اب تسلیم کیا جاتا ہے، تو مندرجہ بالا نتائج بہ آسانی سمجھے جاسکتے ہیں۔ لیکن، ڈالٹن اور اس وقت کے دوسرے کیمیا دانوں کا خیال تھا کہ ایک ہی قسم کے ایٹم آپس میں متحد نہیں ہو سکتے اور آکسیجن اور ہائڈروجن کے سالمات، جن میں دو یکساں ایٹم ہوں، نہیں پائے جاسکتے۔ ایووگاڈرو کی تجویز فرانسیسی رسالے (Journal) **جرنل ڈی فزی ڈیو** (Journal de Physidue) میں شائع ہوئی۔ درست ہونے کے باوجود، اس تجویز پر کچھ خاص دھیان نہیں دیا گیا۔

تقریباً 50 سال کے بعد، 1860 میں مختلف تصوراتی گتھیوں کو سلجھانے کے لیے، کالس روہے (Karlsruhe)، جرمنی میں کیمسٹری کی بین الاقوامی کانفرنس (International Conference on Chemistry) منعقد کی گئی۔ اس میٹنگ میں اسٹینی سلاؤ کینّی زارو (stanislao Cannizaro) نے کیمیائی فلسفے کے ایک کورس کا خاکہ پیش کیا، جس میں ایووگاڈرو کے کام کی اہمیت پر زور دیا گیا تھا۔

1.6 ڈالٹن کا ایٹمی نظریہ (Dalton's Atomic Theory)

جوھن ڈالٹن (1776-1884)

حالانکہ اس نظریہ کا آغاز کہ مادّہ چھوٹے ناقابلِ تقسیم ذرات، جو کہ اے۔ٹومیو (a-tomio) (معنی — ناقابلِ تقسیم) کہلائے، ایک یونانی فلسفی، ڈیموکریٹس (Democritus) کے زمانے میں ہوا (460-370 ق۔م)، کئی تجرباتی مطالعوں کے نتیجے میں جنھوں نے مندرجہ بالا قوانین تک رہنمائی کی، یہ نظریہ دوبارہ ابھرنا شروع ہوا۔

1808 میں ڈالٹن نے ''کیمیائی فلسفے کا نیا نظام'' (A New System of Chemical Philosopy) نامی کتابچہ شائع کیا، جس میں مندرجہ ذیل تجاویز پیش کی گئیں:

1۔ مادہ ناقابلِ تقسیم ایٹموں پر مشتمل ہے۔

2۔ ایک عنصر کے تمام ایٹموں کی متماثل (Identical) خاصیتیں (Properties) ہوتی ہیں، جن میں متماثل کمیت (Identical Mass) بھی شامل ہیں۔

3۔ مرکبات اس وقت تشکیل پاتے ہیں جب مختلف عناصر کے ایٹم ایک مستقل نسبت میں اتحاد کرتے ہیں۔

4۔ کیمیائی تعاملات میں ایٹموں کی دوبارہ تنظیم (Reorganisation) شامل ہوتی ہے۔ کیمیائی تعامل کے دوران ایٹم نہ تو تخلیق پاتے ہیں اور نہ ہی فنا ہوتے ہیں۔

ڈالٹن کا نظریہ کیمیائی اتحاد کے قوانین (Laws of Chemical Combination) کی وضاحت کرنے میں کامیاب رہا۔

1.7 ایٹمی اور سالماتی کمیتیں (Atomic and Molecular Masses)

اصطلاحات ''ایٹم'' اور ''سالمات'' کے بارے میں کچھ تصور حاصل کر لینے کے بعد یہ سمجھنا مناسب ہوگا کہ ایٹمی اور سالماتی کمیتوں سے ہمارا کیا مطلب ہے۔

© NCERT not to be republished

1.7.1 ایٹمی کمیت (Atomic Mass)

ایٹمی کمیت یا ایک ایٹم کی کمیت دراصل بہت ہی کم ہوتی ہے۔ کیونکہ ایٹم بہت ہی چھوٹے ہوتے ہیں۔ آج ہمارے پاس بہت سے اعلیٰ طریقے ہیں، جیسے کمیت طیف بینی (Mass Spectrometry)، جن سے ایٹمی کمیتیں کافی حد تک درستگی کے ساتھ معلوم کی جاسکتی ہیں۔ لیکن انیسویں صدی میں سائنس داں، تجربات کے ذریعے ایک ایٹم کی کمیت دوسرے ایٹم کی کمیت کی مناسبت سے ہی معلوم کر سکتے تھے، جیسا کہ اوپر بیان کیا جا چکا ہے، ہائڈروجن کیونکہ سب سے ہلکا ایٹم ہے، اس لیے اسے 1 کمیت تفویض کردی گئی تھی (بغیر کسی اکائی کے) اور باقی عناصر کو اس کی مناسب سے کمیتیں تفویض کی گئی تھیں۔ لیکن ایٹمی کمیتوں کا موجودہ نظام کاربن 12– (Carbon-12) پر مبنی ہے اور بطور معیار اس پر 1961 میں اتفاق کیا گیا تھا۔ یہاں، کاربن–12، کاربن کا ایک ہم جا ہے اور اسے ^{12}C سے ظاہر کیا جاسکتا ہے۔ اس نظام میں ^{12}C کو بالکل درست 12 ایٹمی کمیت اکائی (Atomic Mass Unit) (amu) کی کمیت تفویض کی گئی ہے ایک ایٹمی کمیت اکائی (amu) کی تعریف اس طرح کی جاتی ہے کہ یہ ایک ^{12}C ایٹم کی کمیت کے 1/12 کے مساوی ہے۔ اور

$$1 \text{ amu} = 1.66056 \times 10^{-24} \text{ g}$$

ایک ہائڈروجن ایٹم کی کمیت $= 1.6736 \times 10^{-24}$ g

اس لیے amu میں، ایک ہائڈروجن ایٹم کی کمیت

$$= \frac{1.6736 \times 10^{-24} \text{ g}}{1.66056 \times 10^{-24} \text{ g}}$$

$$= 1.0078 \text{ amu}$$

$$= 1.008 \text{ amu}$$

اسی طرح، آکسیجن 16– (^{16}O) ایٹم کی کمیت 15.995 amu ہوگی۔

آج کل **'amu'** کی جگہ **'u'** کا استعمال کیا جاتا ہے، جو کہ **متحدہ کمیت** (Unified Mass) کہلاتی ہے۔ اوسط ایٹمی کمیتیں (Average Atomic Masses) استعمال کرتے ہیں، جنھیں ذیل میں واضح کیا گیا ہے۔

1.7.2 اوسط ایٹمی کمیت (Average ATomic Mass)

قدرتی طور پر پائے جانے والے بہت سے عناصر ایک سے زیادہ ہم جاؤں (Isotops) کی شکل میں پائے جاتے ہیں۔ جب ہم ان ہم جاؤں کی موجودگی اور ان کی نسبتی کثرت (Relative Abundance) (فی صد وقوع Percent Occurence) کا لحاظ کرتے ہیں، تو اس عنصر کی اوسط ایٹمی کمیت کی تحسیب کی جاتی ہے۔ مثال کے طور پر کاربن کے مندرجہ ذیل تین ہم جا ہوتے ہیں اور ان کی نسبتی کثرتیں اور کمیتیں ان کے سامنے دی گئی ہیں:

ہم جا	نسبتی کثرت (%)	ایٹمی کمیت (amu)
^{12}C	98.892	12
^{13}C	1.108	13.00335
^{14}C	2×10^{-10}	14.00317

مندرجہ بالا آنکڑوں سے، کاربن کی اوسط ایٹمی کمیت حاصل ہوگی:

$$(0.98892)(12 \text{ u}) + (0.01108)(13.00335 \text{ u}) + (2 \times 10^{-12})(14.00317 \text{ u})$$

$$= 12.011 \text{ u}$$

اسی طرح دوسرے عناصر کی بھی اوسط ایٹمی کمیت کی تحسیب کی جاتی ہے۔ عناصر کی دوری جدول میں مختلف عناصر کی جو کمیتیں درج کی جاتی ہیں دراصل ان کی اوسط ایٹمی کمیتیں ہوتی ہیں۔

1.7.3 سالماتی کمیت (Molecular Mass)

سالماتی کمیت، سالمات میں موجود عناصر کی ایٹمی کمیتوں کا حاصل جمع ہوتی ہے۔ سالماتی کمیت حاصل کرنے کے لیے سالمات کے ہر عنصر کے ایٹموں کی تعداد سے اس کی ایٹمی کمیت کو ضرب کیا جاتا ہے اور ان تمام حاصل ضرب کو آپس میں جمع کردیا جاتا ہے۔ مثال کے طور پر، میتھین (Methane)، جس میں ایک کاربن ایٹم اور چار ہائڈروجن ایٹم ہوتے ہیں، کی سالماتی کمیت مندرجہ ذیل طریقے سے معلوم کی جاتی ہے:

میتھین (Methane) کی سالماتی کمیت،

$$(CH_4) = (12.011 \text{ u}) + 4(1.008 \text{ u})$$

$$= 16.043 \text{ u}$$

اسی طرح، پانی (H_2O) کی سالماتی کمیت

= 2 × (ہائڈروجن کی ایٹمی کمیت) + 1 × (آکسیجن کی ایٹمی کمیت)

$$= 2(1.008 \text{ u}) + 16.00 \text{ u}$$

$$= 18.02 \text{ u}$$

© NCERT not to be republished

مسئلہ 1.1

گلوکوز ($C_6 H_{12} O_6$) سالمے کی سالماتی کمیت کا حساب لگائیے

حل

گلوکوز ($C_6 H_{12} O_6$) کی سالماتی کمیت

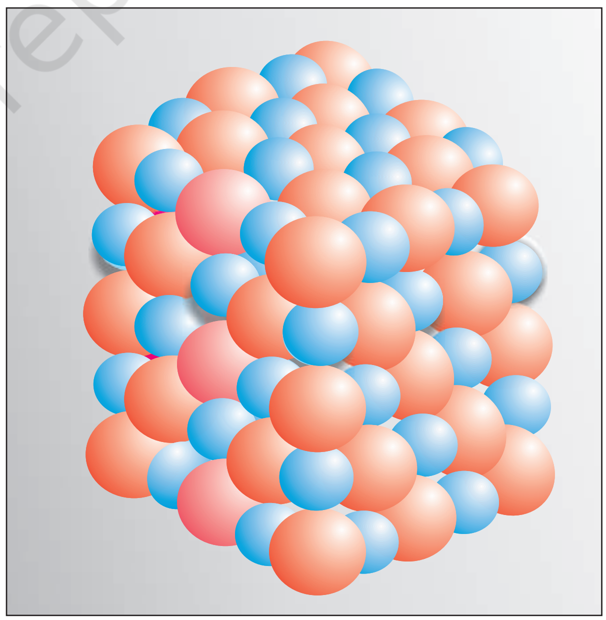
= 6 (12.011 u) + 12 (1.008 u) + 6 (16.00 u)

= (72.066 u) + (12.096 u) + (96.004)

= 180.162 u

1.7.4 فارمولا کمیت (Formula Mass)

کچھ اشیا جیسے سوڈیم کلورائڈ (Sodium Chloride) میں مجرد سالمات (Discrete Molecules) بطور اجزائے ترکیبی اکائی (Costituent Unit) کے طور پر نہیں پائے جاتے۔ ایسے مرکبات میں مثبت (سوڈیم) اور منفی (کلورائڈ) ہستیاں (Entities) ایک سہ ابعادی (Three-dimensional) ساخت میں منظّم ہوتی ہیں، جیسا کہ شکل 1.10 میں دکھایا گیا ہے۔



شکل 1.10 سوڈیم کلورائڈ میں Na^+ اور Cl^- آینوں کی پیکنگ

یہ نوٹ کیا جاسکتا ہے کہ سوڈیم کلورائڈ میں ایک Na^+ چھ Cl^- سے گھرا ہوتا ہے اور اسی طرح آگے بھی۔

سالماتی کمیت کی جگہ، فارمولا جیسے NaCl کا استعمال **فارمولا کمیت** (Formula Mass) کی تحسیب کے لیے کیا جاتا ہے، کیونکہ ٹھوس حالت میں، سوڈیم کلورائڈ ایک واحد ہستی کی شکل میں نہیں پایا جاتا۔

اس لیے ؛ کلورین کی ایٹمی کمیت + سوڈیم کی ایٹمی کمیت = سوڈیم کلورائڈ کی فارمولا کمیت

= 23.0 u + 35.5 u = 58.5 u

1.8 مول کا تصور اور مولر کمیتیں (Mole Concept and Molar Masses)

ایٹم اور سالمات سائز کے اعتبار سے بہت زیادہ چھوٹے ہوتے ہیں اور کسی بھی شے کی بہت ہی قلیل مقدار میں ان کی تعداد بہت زیادہ ہوتی ہے۔ اتنے بڑے اعداد کے لیے اسی قدر کی اکائی ضرورت ہوتی ہے۔

جس طرح ہم 12 اشیا کو ایک درجن سے ظاہر کرتے ہیں، 20 اشیا کو اسکور (Score) سے اور 144 اشیا کو گروس (Gross) سے ظاہر کرتے ہیں، ہم خردبینی سطح (Microscopic Level) پر ہستیوں (یعنی کہ ایٹم، سالمات، ذرات، الیکٹران، آین وغیرہ) کو شمار کرنے کے لیے مول (Mole) کا تصور استعمال کر سکتے ہیں۔

SI نظام میں، مول (Mole)، علامت 'mol' بطور ساتویں اساسی اکائی شامل کی گئی جو شے کی مقدار ناپنے کے لیے استعمال ہوتی ہے۔

ایک مول، شے کی وہ مقدار ہے، جس میں اتنے ذرّات یا ہستیوں کی تعداد پائی جاتی ہے جتنی 12g (یا 0.012 kg) ^{12}C ہم جا میں ایٹموں کی تعداد ہوتی ہے۔ اس بات پر زور دیا جانا چاہیے کہ ایک شے کے ایک مول میں ہستیوں کی تعداد ہمیشہ یکساں ہوتی ہے، چاہے وہ شے کوئی بھی ہو۔ اس عدد کو دقیق (Precisely) طور پر معلوم کرنے کے لیے، کاربن 12 ایٹم کی کمیت، ایک کمیت طیف پیما (Mass Spectrometer) کی مدد سے معلوم کی گئی اور یہ پتہ چلا کہ یہ کمیت، 1.992648×10^{-23}g ہے۔ یہ جانتے ہوئے کہ کاربن کے ایک مول کا وزن 12g ہے، اس میں موجود ایٹموں کی تعداد مندرجہ ذیل کے مساوی ہے:

© NCERT not to be republished

$$\frac{12\,g/mol\ ^{12}C}{1.992648\times10^{-23}\,g/^{12}C\ atom}$$
$$= 6.0221367\times10^{23}\,atoms/mol$$

1 mol میں ایٹموں کی تعداد کا یہ عدد اتنا اہم ہے کہ اسے ایک علیحدہ نام، **ایووگاڈرو مستقلہ** (Avogadro Constant) دیا گیا اور علامت (N_A) سے ظاہر کیا جاتا ہے۔ یہ عدد کتنا بڑا ہے اسے سمجھنے کے لیے 10 کی قوتیں استعمال کیے بغیر، آیئے اسے تمام صفروں کے ساتھ لکھیں:

602213670000000000000000

اس طرح اتنی ہستیاں (ایٹم، سالمات یا کوئی اور ذرہ) کسی مخصوص شے کا ایک مول تشکیل دیتی ہیں۔

اس لیے ہم کہہ سکتے ہیں کہ

ہائڈروجن ایٹم کا ایک مول = 6.022×10^{23} (ایٹم)

پانی کے ایٹموں کا ایک مول = 6.022×10^{23} (پانی کے سالمات)

سوڈیم کلورائڈ کا ایک مول = 6.022×10^{23} (سوڈیم کلورائڈ کی فارمولا اکائیاں)

شکل 1.11 مختلف اشیا کا ایک مول

مول کی تعریف کر لینے کے بعد، شے یا اجزائے ترکیبی ہستیوں کے ایک مول کی کمیت معلوم کرنا آسان ہو جاتا ہے۔ ایک شے کے ایک مول کی گرام میں کمیت، اس کی مولر کمیت (Molar Mass) کہلاتی ہے۔ گرام میں مولر کمیت، عددی طور پر u میں ایٹمی/ سالماتی / فارمولا کمیت کے مساوی ہوتی ہے۔

پانی کی مولر کمیت = 18.02 g

سوڈیم کلورائڈ کی مولر کمیت = 58.5 g

1.9 فی صد ترکیب
(Percentage Composition)

اب تک ہم ایک دیے ہوئے نمونے میں موجود ہستیوں کی تعداد کے بارے میں بات کر رہے تھے۔ لیکن اکثر، ایک مرکب میں شامل مخصوص عنصر کی فی صد کے متعلق معلومات درکار ہوتی ہے۔ فرض کیجیے کہ آپ کو ایک نامعلوم یا نیا مرکب دیا گیا ہے، تو آپ جو پہلا سوال پوچھیں گے، وہ ہوگا: اس کا فارمولا کیا ہے یا اس کے اجزائے ترکیبی کیا ہیں اور یہ اجزائے ترکیبی دیے ہوئے مرکب میں کس نسبت میں موجود ہیں؟ معلوم مرکبات کے لیے بھی اس قسم کی معلومات یہ جانچ کرنے میں مدد کرتی ہے کہ آیا دیے ہوئے نمونے میں عناصر کی وہی فی صد پائی جاتی ہے جو خالص نمونے میں ہوتی ہے۔ دوسرے لفظوں میں ہم اعداد و شمار کا تجزیہ کر کے دیے ہوئے نمونے کے خالص پن کا پتہ کر سکتے ہیں۔

آیئے پانی (H_2O) کی مثال کے ذریعے اسے سمجھنے کی کوشش کریں۔ کیونکہ پانی میں ہائڈروجن اور آکسیجن شامل ہوتی ہیں، ان دونوں عناصر کی فی صد ترکیب کا مندرجہ ذیل طریقے سے حساب لگایا جا سکتا ہے:

ایک عنصر کی فی صد کمیت =

$$\frac{\text{مرکب میں اس عنصر کی کمیت} \times 100}{\text{اس مرکب کی مولر کمیت}}$$

پانی کی مولر کمیت = 18.02 g

ہائڈروجن کی فی صد کمیت $= \frac{2\times1.008}{18.02}\times100$

$= 11.18$

آکسیجن کی فی صد کمیت $= \frac{16.00}{18.02}\times100$

$= 88.79$

آیئے ایک اور مثال لیتے ہیں۔ ایتھانول (Ethanol) میں کاربن، ہائڈروجن اور آکسیجن کی کیا فی صد ہے؟

ایتھانول کا سالماتی فارمولا $= C_2H_5OH$

ایتھانول کی مولر کمیت $= [2\times12.01 + 6\times(1.008 + 16.00)]\ g$

$= 46.068\ g$

© NCERT not to be republished

کاربن کی فی صد کمیت

$$= \frac{24.02\ g}{46.068\ g} \times 100 = 52.14\%$$

ہائڈروجن کی فی صد کمیت

$$= \frac{6.048\ g}{46.068\ g} \times 100 = 13.13\%$$

آکسیجن کی فی صد کمیت

$$= \frac{16.00\ g}{46.068\ g} \times 100 = 34.73\%$$

فی صد کمیت کا حساب لگانے کا طریقہ سمجھ لینے کے بعد آیئے دیکھیں کہ فی صد ترکیب اعداد وشمار سے ہم کیا معلومات حاصل کر سکتے ہیں۔

1.9.1 سالماتی فارمولے کے لیے ایمپریکل فارمولہ (Empirical Formula for Molecular Formula)

ایک ایمپریکل فارمولا (Empirical Formula) کسی مرکب میں پائے جانے والے مختلف ایٹموں کے سادہ ترین **مکمل اعداد** نسبت کو ظاہر کرتا ہے، جبکہ **سالماتی فارمولا** ایک مرکب کے سالمہ میں پائے جانے والے مختلف ایٹموں کی قطعی تعداد کو ظاہر کرتا ہے۔

اگر ایک مرکب میں پائے جانے والے مختلف عناصر کی فی صد کمیت معلوم ہوتو اس کا ایمپریکل فارمولا معلوم کیا جاسکتا ہے۔ پھر سالماتی فارمولا بھی معلوم کیا جاسکتا ہے، بشرطیکہ مولر کمیت معلوم ہو۔ مندرجہ ذیل مثال اس سلسلہ کی وضاحت کرتی ہے۔

مسئلہ 1.2

ایک مرکب میں 4.07% ہائڈروجن، 24.27% کاربن اور 71.65% کلورین شامل ہے۔ اس کی مولر کمیت 98.96 g ہے۔ اس کے ایمپریکل اور سالماتی فارمولے کیا ہیں؟

حل

قدم 1: فی صد کمیت کو گرام میں تبدیل کرنا

کیونکہ ہمیں فی صد کمیتیں دی گئی ہیں، اس لیے سہولت ہوگی، اگر ہم مان لیں کہ ہمارے پاس مرکب کے 100 g ہیں۔ اس لیے مندرجہ بالا مرکب کے 100 g نمونے میں، 4.07 g ہائڈروجن، 24.27 g کاربن اور 71.65 g کلورین شامل ہے۔

قدم 2: ہر عنصر کے مولوں کی تعداد معلوم کرنا

اوپر حاصل کی گئی کمیتوں کو حسبِ ترتیب مختلف عناصر کی ایٹمی کمیتوں سے تقسیم کیجیے۔

ہائڈروجن کے مول $= \frac{4.07\ g}{1.008\ g} = 4.04$

کاربن کے مول $= \frac{24.27\ g}{12.01\ g} = 2.021$

کلورین کے مول $= \frac{71.65\ g}{35.453\ g} = 2.021$

قدم 3: اوپر حاصل کی گئی مول قدر کو سب سے چھوٹے عدد سے تقسیم کیجیے۔

کیونکہ 2.021 سب سے چھوٹا عدد ہے، اس سے تقسیم کرنے پر، H : C : Cl کے لیے نسبت 1 : 1 : 2 حاصل ہوتی ہے۔

اگر یہ نسبت مکمل اعداد کی شکل میں نہ ہو، تو انھیں مناسب ضریب (Coefficient) سے ضرب کر کے مکمل اعداد میں تبدیل کیا جاسکتا ہے۔

قدم 4: ہر عنصر کی علامت لکھ کر، علامت کے بعد حسبِ ترتیب اوپر معلوم کیا گیا عدد لکھ کر ایمپریکل فارمولا لکھیے۔

اس لیے، مندرجہ بالا مرکب کا ایمپریکل فارمولا ہے: CH_2Cl

قدم 5: سالماتی فارمولا لکھنا:

(a) ایمپریکل فارمولا کمیت معلوم کیجیے:

ایمپریکل فارمولے میں موجود مختلف ایٹموں کی ایٹمی کمیتوں کو جمع کیجیے CH_2Cl کے لیے، ایمپریکل فارمولا کمیت ہے:

12.01 + 2 × 1.008 + 35.453

= 49.48 g

(b) مولر کمیت کو ایمپریکل فارمولا کمیت سے تقسیم کیجیے

$$\frac{\text{مولر کمیت}}{\text{ایمپریکل فارمولا کمیت}} = \frac{98.96\ g}{49.48\ g}$$

(c) ایمپریکل فارمولے کو اوپر حاصل کیے گئے n سے ضرب کر کے سالماتی فارمولا حاصل کیجیے:

ایمپریکل فارمولا $= CH_2Cl;\ n = 2$

اس لیے سالماتی فارمولا $= C_2H_4Cl_2$

© NCERT not to be republished

کیمیائی مساوات کو متوازن کرنا (Balancing a Chemical Equation)

کمیت کی بقا کے قانون کے مطابق ایک متوازن کیمیائی مساوات میں، مساوات کے دونوں طرف عنصر کے ایٹموں کی تعداد یکساں ہوتی ہے۔ کئی کیمیائی مساواتوں کو سعی و خطا (Trial and Error) کے ذریعے متوازن کیا جاسکتا ہے۔ آیئے کچھ دھاتوں اور غیر دھاتوں کے آکسیجن کے ساتھ تعاملات دیکھیں، جن میں آکسائڈ حاصل ہوتے ہیں۔

(a) متوازن مساوات $4Fe(s) + 3O_2(g) \rightarrow 2Fe_2O_3(s)$

(b) متوازن مساوات $2Mg(s) + O_2(g) \rightarrow 2MgO(s)$

(c) غیر متوازن مساوات $P_4(s) + O_2(g) \rightarrow P_4O_{10}(s)$

مساواتیں (a) اور (b) متوازن ہیں کیونکہ ان مساواتوں میں دونوں طرف دھات اور آکسیجن کے ایٹموں کی تعداد یکساں ہے۔ لیکن مساوات (c) متوازن نہیں ہے۔ اس مساوات میں فاسفورس کے ایٹم متوازن ہیں لیکن آکسیجن کے ایٹم نہیں۔ اس کو متوازن کرنے کے لیے ہمیں مساوات کے بائیں طرف آکسیجن کے ساتھ ضریب 5 رکھنا ہوگا تا کہ بائیں طرف آکسیجن کے ایٹموں کی تعداد، مساوات کے دائیں طرف آکسیجن کے ایٹموں کی تعداد کے متوازن ہو جائے:

متوازن مساوات $P_4(s) + 5O_2(g) \rightarrow P_4O_{10}(s)$

آیئے اب پروپین (Propane) C_3H_8 کے احتراق (Combustion) کو دیکھیں۔ یہ مساوات مندرجہ ذیل اقدامات کے ذریعے متوازن کی جاسکتی ہے:

قدم 1 تعاملات اور ماحصلات کے درست فارمولے لکھیے۔ یہاں پروپین (Propane) اور آکسیجن متعاملات ہیں اور کاربن ڈائی آکسائڈ اور پانی ماحصلات ہیں۔

$C_3H_8(g) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$ (غیر متوازن مساوات)

قدم 2 کاربن ایٹموں کی تعداد متوازن کیجیے: کیونکہ تعاملات میں کاربن کے 3 ایٹم ہیں، اس لیے دائیں طرف CO_2 کے تین سالمات چاہیے ہوں گے۔

$C_3H_8(g) + O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + H_2O(l)$

قدم 3 ہائڈروجن ایٹموں کی تعداد متوازن کیجیے: بائیں طرف متعاملات میں ہائڈروجن کے 8 ایٹم ہیں جبکہ پانی کے ایک سالمہ میں ہائڈروجن کے 2 ایٹم ہوتے ہیں، اس لیے دائیں طرف ہائڈروجن کے 8 ایٹم حاصل کرنے کے لیے پانی کے 4 سالمات درکار ہوں گے۔

$C_3H_8(g) + O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(l)$

قدم 4 آکسیجن ایٹموں کی تعداد متوازن کیجیے: دائیں طرف آکسیجن کے 10 ایٹم ہیں ($3 \times 2 = 6$ CO_2 میں اور $4 \times 1 = 4$ پانی میں)۔ اس لیے درکار 10 آکسیجن ایٹم مہیا کرنے کے لیے پانچ O_2 سالمات چاہیے ہوں گے۔

$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(l)$

قدم 5 تصدیق کیجیے کہ آخری مساوات میں ہر عنصر کے ایٹموں کی تعداد متوازن ہے۔ اس مساوات میں دونوں طرف تین کاربن ایٹم، آٹھ ہائڈروجن ایٹم اور دس آکسیجن ایٹم ہیں۔

ایسی تمام مساواتیں، جن میں تمام متعامل اور ماحصل کا درست فارمولا لکھا گیا ہو، متوازن کی جاسکتی ہیں۔ ہمیشہ یاد رکھیں کہ مساوات متوازن کرنے کے لیے، تعاملات اور ماحصلات کے فارمولوں میں ذیلی عدد (Subscript) کو تبدیل نہیں کیا جاسکتا۔

1.10 تناسب پیمائی اور تناسب پیمایانہ تحسیب (Stoichiometry and Stoichiometric Calculations)

لفظ Stoichiometry (تناسب پیمائی) دو یونانی الفاظ — *Stoicheion* (معنی عنصر) اور *Metron* (معنی پیمائش) سے اخذ کیا گیا ہے۔ اس لیے تناسب پیمائی، کسی کیمیائی تعامل میں شامل تعاملات اور ماحصلات کی کمیتوں (کبھی کبھی حجم بھی) کا حساب لگانے کا علم ہے۔ اس سے پہلے کہ ہم یہ سمجھیں کہ درکار تعاملات یا ماحصلات کی مقداروں کا حساب کیسے لگایا جاتا ہے، آیئے دیکھتے ہیں کہ دیے ہوئے تعامل کی متوازن کیمیائی مساوات سے کیا معلومات حاصل ہوتی ہے۔ آیئے میتھین (Methane) کا احتراق (Combustion) ملاحظہ کریں۔ اس تعامل کی متوازن مساوات نیچے دی گئی ہے:

© NCERT not to be republished

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

یہاں میتھین (Methane) اور آکسیجن، متعاملات کہلاتے ہیں اور کاربن ڈائی آکسائڈ اور پانی ماحصلات کہلاتے ہیں۔نوٹ کیجیے کہ مندرجہ بالا مساوات میں تمام متعاملات اور ماحصلات گیسیں ہیں اور فارمولے کے آگے بریکٹ میں لکھے حرف (g) کے ذریعے اس کی نشاندہی کی گئی ہے۔اسی طرح ٹھوس اور رقیق اشیا کے لیے،حسبِ ترتیب، (s) اور (*l*) لکھے جاتے ہیں۔

O_2 اور اور H_2O کے ضریب 2، تناسب پیمائی ضریب (Stoichiometric Coefficients) کہلاتے ہیں۔اسی طرح CH_4 اور CO_2 کے ضریب 1 ہیں۔ یہ تعامل میں حصّہ لینے والے یا تشکیل پانے والے سالمات کی تعداد (اور ساتھ ہی مول) کو ظاہر کرتے ہیں۔

اس لیے،مندرجہ بالا کیمیائی مساوات کے مطابق:

- $CH_4(g)$ کا ایک مول، $O_2(g)$ کے دو مول سے تعامل کرکے، $CO_2(g)$ کا ایک مول اور $H_2O(g)$ کے دو مول دیتا ہے۔
- $CH_4(g)$ کا ایک سالمہ، $O_2(g)$ کے دو سالمات سے تعامل کرکے، $CO_2(g)$ کا ایک سالمہ اور $H_2O(g)$ کے دو سالمات بناتا ہے۔
- $CH_4(g)$ کے 22.4 L، $O_2(g)$ کے 44.8 L کے ساتھ تعامل کر کے $CO_2(g)$ کا ایک سالمہ اور $H_2O(g)$ کے دو سالمات بناتا ہے۔
- $CH_4(g)$ کے 16g، $O_2(g)$ کے 2 × 32g سے تعامل کر کے، $CO_2(g)$ کے 44 g اور $H_2O(g)$ کے 2 × 18 g بناتے ہیں۔

ان رشتوں کی مدد سے دیے ہوئے اعداد وشمار کو اس طرح آپس میں تبدیل کیا جاسکتا ہے:

سالمات کی تعداد ⇌ مول ⇌ کمیت

$$\text{کثافت} = \frac{\text{کمیت}}{\text{حجم}}$$

مسئلہ 1.3

16 g میتھین (Methane) کے احتراق سے بننے والے پانی (گیس) کی مقدار کا حساب لگائیے۔

حل

میتھین کے احتراق کے لیے متوازن مساوات ہے:

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

(i) CH_4 کے 16 g، ایک مول سے مطابقت رکھتے ہیں۔

(ii) مندرجہ بالا مساوات کے مطابق، $CH_4(g)$ کا ایک مول، $H_2O(g)$ کے دو مول بناتا ہے۔

پانی (H_2O) کے دو مول $= 2 \times (2 + 16)$

$= 2 \times 18 = 36$ g

1 مول $H_2O = 18\ g H_2O \Rightarrow \frac{18\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} = 1$

اس لیے $2\ mol\ H_2O \times \frac{18g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O}$

$= 2 \times 18g\ H_2O = 36g\ H_2O$

مسئلہ 1.4

احتراق کے بعد $CO_2(g)$ کے 22 g بنانے کے لیے، میتھین کے کتنے مول درکار ہوں گے؟

حل

کیمیائی مساوات کے مطابق:

$$CH_4(g) + 2O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2H_2O(g)$$

$CH_4(g)$ کے 16 g سے $CO_2(g)$ کے 44 g حاصل ہوتے ہیں۔

[∵ $CH_4(g)$ کے 1 مول سے $CO_2(g)$ کا 1 مول حاصل ہوتا ہے]

$CO_2(g)$ کا مول

$= 22g\ CO_2(g) \times \frac{1\ mol\ CO_2(g)}{44g\ CO_2(g)}$

$= 0.5\ mol\ CO_2(g)$

اس لیے، $0.5\ mol\ CH_4(g)$ سے $0.5\ mol\ CO_2(g)$ حاصل ہوں گے یا $CO_2(g)$ کے 22 g حاصل کرنے کے لیے $CH_4(g)$ کے 0.5 mol درکار ہوں گے۔

© NCERT not to be republished

1.10.1 تحریدی متعامل شے (Limiting Reagent)

کئی مرتبہ، جب تعاملات کیے جاتے ہیں تو متعاملات اس مقدار میں موجود نہیں ہوتے، جو مقدار ایک متوازن کیمیائی تعامل کے لیے درکار ہوتی ہے۔ ایسی صورت میں ایک متعامل دوسرے متعامل سے زیادہ مقدار میں ہوتا ہے۔ وہ متعامل جو کم مقدار میں موجود ہوتا ہے۔ کچھ دیر کے بعد ختم ہو جاتا ہے اور اس کے بعد مزید تعامل نہیں ہوتا، چاہے دوسرے متعامل کی کتنی بھی مقدار موجود ہو۔ اس لیے وہ متعامل جو استعمال ہو جاتا ہے تشکیل پانے والے ماحصل کی مقدار کو محدود کر دیتا ہے اور اس لیے **تحریدی متعامل شے** (Limiting Reagent) کہلاتا ہے۔

تناسب پیمائی تحسیب میں اس پہلو کو بھی دھیان میں رکھنا چاہیے۔

مسئلہ 1.5

N_2 (g) کے 50.0 kg اور H_2 (g) کے 10.0 (kg) کو ملا کر NH_3 (g) بنائی جاتی ہے۔ حساب لگائیے کہ کتنی NH_3 (g) بنے گی؟ اس حالت میں، NH_3 کی تشکیل میں تحریدی متعامل شے کی شناخت کیجیے۔

حل

مندرجہ بالا تعامل کے لیے ایک متوازن مساوات اس طرح لکھی جاسکتی ہے:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

N_2 کے مول

$$= 50.0\text{kg}\ N_2 \times \frac{1000\text{g}\ N_2}{1\text{kg}\ N_2} \times \frac{1\ \text{mol}\ N_2}{28.0\ \text{g}\ N_2}$$

$$= 17.86 \times 10^2\ \text{mol}$$

H_2 کے مول

$$= 10.00\text{kg}\ H_2 \times \frac{1000\text{g}\ H_2}{1\text{kg}\ H_2} \times \frac{1\ \text{mol}\ H_2}{2.016\text{g}\ H_2}$$

$$= 4.96 \times 10^3\ \text{mol}$$

مندرجہ بالا مساوات کے مطابق، تعامل کے لیے $1\ \text{mol}\ N_2(g)$ کو $3\ \text{mol}\ H_2(g)$ درکار ہیں۔ اس لیے N_2 کے 17.86×10^2 مول کے لیے درکار H_2 (g) کے مولوں کی تعداد۔

$$17.86 \times 10^2\ \text{mol}\ N_2 \times \frac{3\ \text{mol}\ H_2(g)}{1\ \text{mol}\ N_2(g)}$$

$$= 5.36 \times 10^3\ \text{mol}\ H_2(g)$$

لیکن ہمارے پاس صرف $4.96 \times 10^3\ \text{mol}\ H_2(g)$ ہے۔ اس لیے ڈائی ہائڈروجن اس صورت میں تحریدی متعامل ہے۔ اس لیے ہائڈروجن کی دستیاب مقدار، یعنی کہ $4.96 \times 10^3\ \text{mol}$ سے ہی $NH_3(g)$، بنے گی۔

کیونکہ، $3\ \text{mol}\ H_2\ (g)$، $2\ \text{mol}\ NH_3\ (g)$ دیتی ہے۔

$$4.96 \times 10^3\ \text{mol}\ H_2(g) \times \frac{2\ \text{mol}\ NH_3(g)}{3\ \text{mol}\ H_2(g)}$$

$$= 3.30 \times 10^3\ \text{mol}\ NH_3(g)$$

$3.30 \times 10^3\ \text{mol}\ NH_3(g)$ حاصل ہوگی۔

اگر اسے گرام میں تبدیل کرنا ہو، تو مندرجہ ذیل طریقے سے کیا جاسکتا ہے:

$$1\ \text{mol}\ NH_3\ (g) = 17.0\ \text{g}\ NH_3\ (g)$$

$$3.30 \times 10^3\ \text{mol}\ NH_3\ (g) \times \frac{17.0\ \text{g}\ NH_3\ (g)}{1\ \text{mol}\ NH_3(g)}$$

$$= 3.30 \times 10^3 \times 17\ \text{g}\ NH_3(g)$$

$$= 56.1 \times 10^3\ \text{g}\ NH_3(g)$$

$$= 56.1\text{kg}\ NH_3$$

1.10.2 محلول میں تعاملات (Reactions in Solution)

تجربہ گاہ میں کیے جانے والے تعاملات کی بڑی تعداد، محلولوں میں ہوتی ہے۔ اس لیے یہ سمجھنا ضروری ہے کہ جب کوئی شے محلول کی شکل میں ہوتی ہے تو اس کی مقدار کیسے ظاہر کی جاتی ہے۔ ایک محلول کا ارتکاز (Concentration) یا محلول کے دیے ہوئے حجم میں پائی جانے والی شے کی مقدار، مندرجہ ذیل طریقوں میں سے کسی ایک طریقے سے ظاہر کی جاسکتی ہے۔

1۔ کمیت فی صد یا وزن فی صد (w/w%)

2۔ مول کسر

3۔ مولاریت

4۔ مولالیت

آیئے اب ان میں سے ہر ایک کا تفصیل سے مطالعہ کریں۔

© NCERT not to be republished

1. کمیت فی صد *(Mass Per Cent)*

یہ مندرجہ ذیل رشتے کو استعمال کر کے حاصل کی جاتی ہے:

$$\text{کمیت فی صد} = \frac{\text{منحل کی کمیت}}{\text{محلول کی کمیت}} \times 100$$

مسئلہ 1.6

ایک شے 'A' کے 2 g، کو پانی کے 18 g میں حل کر کے ایک محلول تیار کیا جاتا ہے۔ منحل (Solute) کی کمیت فی صد معلوم کیجیے۔

حل

$$\text{A کی کمیت فی صد} = \frac{\text{A کی کمیت}}{\text{محلول کی کمیت}} \times 100$$

$$= \frac{2\ g}{\text{A کے } 2\ g + \text{پانی کے } 18\ g} \times 100$$

$$= \frac{2g}{20g} \times 100 = 10\%$$

$$= 10\ \%$$

2. مول کسر *(Mole Fraction)*

یہ ایک مخصوص جزو (Component) کے مولوں کی تعداد کی، محلول کے مولوں کی کل تعداد سے نسبت ہے۔ اگر ایک شے A، شے B میں حل کی جاتی ہے اور ان کے مولوں کی تعداد بالترتیب n_A اور n_B ہے، تب A اور B کی مول کسریں مندرجہ ذیل ہوں گی:

$$\text{A کی مول کسر} = \frac{\text{A کے مولوں کی تعداد}}{\text{محلول کے مولوں کی تعداد}}$$

$$= \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

$$\text{B کی مول کسر} = \frac{\text{B کے مولوں کی تعداد}}{\text{محلول کے مولوں کی تعداد}}$$

$$= \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

3. مولاریت (Molarity)

یہ سب سے زیادہ استعمال کی جانے والی اکائی ہے اور اسے M سے ظاہر کیا جاتا ہے۔ اس کی تعریف اس طرح کی جاتی ہے کہ یہ 1 لیٹر محلول میں منحل کے مولوں کی تعداد ہے۔ اس لیے

$$\text{مولاریت (M)} = \frac{\text{منحل کے مولوں کی تعداد}}{\text{محلول کا حجم (لیٹر میں)}}$$

فرض کیجیے، ہمارے پاس ایک شے مان لیجیے کا 1 M محلول ہے، NaOH کا۔ ہم اس سے ایک 0.2 M کا محلول تیار کرنا چاہتے ہیں۔

1 M NaOH کا مطلب ہے، 1 لیٹر محلول میں NaOH کا 1mol موجود ہے۔ 0.2 M محلول کے لیے ہمیں 1 لیٹر محلول میں، NaOH کے 0.2 مول چاہئیں۔

اس لیے ہمیں NaOH کے 0.2 مول لینے ہوں گے اور 1 لیٹر محلول بنانا ہوگا۔

اب ہمیں مرتکز (Concentrated)، NaOH (1 M) محلول کا کتنا حجم لینا ہوگا، جس میں NaOH کے 0.2 مول ہوں۔ یہ حساب مندرجہ ذیل طریقے سے لگایا جاسکتا ہے:

اگر 1 L یا 1000 mL میں 1 mol موجود ہے،

تو 0.2 mol موجود ہے،

$$\frac{1000\ mL}{1\ mol} \times 0.2\ mol$$

$$= 200\ mL$$

اس لیے، 1 M NaOH کے 200 mL لیے جاتے ہیں اور پھر اتنا پانی ملایا جاتا ہے کہ 1 لیٹر حجم ہو جائے۔

دراصل ایسی تحسیب میں، ایک عمومی فارمولا: $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$ استعمال کیا جاسکتا ہے، جہاں M اور V بالترتیب مولاریت اور حجم ہیں۔ اس صورت میں،

$$M_1 = 0.2;\ V_1 = 1000\ mL,\ M_2 = 1.0,\ V_2?$$

ان قدروں کو فارمولے میں رکھنے پر

$$0.2\ M \times 1000\ mL = 1.0\ M \times V_2$$

$$\therefore V_2 = \frac{0.2\ M \times 1000\ mL}{1.0\ M} = 200\ mL$$

© NCERT not to be republished

نوٹ کریں کہ منحل (NaOH) کے مولوں کی تعداد، 200 mL میں 0.2 تھی اور یہ ڈائی لیوشن (Dilution)، (100 mL میں) کے بعد بھی اتنی ہی رہتی ہے، یعنی کہ 0.2، کیونکہ ہم نے صرف محلل (Solvent) (یعنی پانی) کی مقدار تبدیلی کی ہے اور NaOH کے ساتھ کچھ نہیں کیا ہے۔ لیکن ارتکاز (Concentration) کو دھیان میں رکھیں۔

مسئلہ 1.7

NaOH کے 4g کو اتنے پانی میں حل کر کے محلول تیار کیا جاتا ہے، کہ محلول کے 250 mL حاصل ہوتے ہیں۔ NaOH کی مولاریت کا حساب لگایئے۔

حل

$$\text{مولاریت (M)} = \frac{\text{منحل کے مولوں کی تعداد}}{\text{محلول کا حجم (لیٹر میں)}}$$

$$= \frac{(\text{NaOH کی کمیت}) / (\text{NaOH کی مولر کمیت})}{0.250\ \text{L}}$$

$$= \frac{4\text{g} / 40\text{g}}{0.250\text{L}} = \frac{0.1\,\text{mol}}{0.250\text{L}} =$$

$= 0.4\ \text{mol L}^{-1}$

$= 0.4\ \text{M}$

نوٹ کریں کہ ایک محلول کی مولاریت، درجہ حرارت پر منحصر ہے، کیونکہ ایک محلول کے حجم کا انحصار درجہ حرارت پر ہے۔

4. مولالیت (Molality)

اس کی تعریف اس طرح کی جاتی ہے کہ یہ محلل کے 1 kg میں موجود منحل کے مولوں کی تعداد ہے۔ اسے m سے ظاہر کرتے ہیں۔

$$\text{مولالیت (m)} = \frac{\text{منحل کے مولوں کی تعداد}}{\text{kg میں محلل کی کمیت}}$$

مسئلہ 1.8

NaCl کے 3 M محلول کی کثافت $1.25\ \text{g mL}^{-1}$ ہے۔ محلول کی مولالیت کا حساب لگایئے۔

حل

$M = 3\ \text{mol L}^{-1}$

1L محلول میں NaCl کی کمیت $= 3 \times 58.5 = 175.5\ \text{g}$

1 L محلول کی کمیت $= 1000 \times 1.25 = 1250\ \text{g}$

(کثافت $= 1.25\ \text{g mL}^{-1}$)

محلول میں پانی کی کمیت $= 1250 - 175.5$

$= 1074.5\ \text{g}$

$$\text{مولالیت} = \frac{\text{منحل کے مولوں کی تعداد}}{\text{kg میں محلل کی کمیت}}$$

$$= \frac{3\ \text{mol}}{1.0745\ \text{kg}}$$

$= 2.79\ m$

کیمسٹری تجربہ گاہ میں مطلوبہ ارتکاز کا محلول، اکثر ایک معلوم مقابلتاً زیادہ ارتکاز کے محلول کا ڈائی لیوشن کر کے تیار کیا جاتا ہے۔ مقابلتاً زیادہ ارتکاز کے محلول کو اسٹاک محلول (Stock Solution) بھی کہتے ہیں۔ نوٹ کریں کہ ایک محلول کی مولالیت، درجہ حرارت کے ساتھ تبدیل نہیں ہوتی، کیونکہ درجہ حرارت کا کمیت پر کوئی اثر نہیں پڑتا۔

© NCERT not to be republished

خلاصہ

کیمسٹری کا مطالعہ بہت اہم ہے کیونکہ اس کے احاطے میں زندگی کا ہر دائرہ آتا ہے۔ کیمسٹری میں اشیا کی خصوصیات اور ترکیب اور ان میں ہونے والی تبدیلیوں کا مطالعہ کیا جاتا ہے۔ ہر ایک شے میں مادہ ہوتا ہے جو تین حالتوں میں پایا جاتا ہے: ٹھوس، رقیق اور گیس۔ مادہ کی ان حالتوں میں ترکیبی ذرات مختلف طریقوں سے ایک دوسرے سے منسلک ہوتے ہیں اور یہ اپنی نمایاں خصوصیات ظاہر کرتے ہیں۔ مادہ کی درجہ بندی، عناصر، مرکبات یا آمیزوں کے تحت بھی کی جاسکتی ہے۔ ایک **عنصر** میں صرف ایک ہی قسم کے ذرات ہوتے ہیں جو **ایٹم** یا **سالمات** ہو سکتے ہیں۔ **مرکبات** اس وقت تشکیل پاتے ہیں جب دو یا دو سے زیادہ عناصر کے ایٹم ایک دوسرے کے ساتھ ایک **مستقل نسبت** میں متحد ہوتے ہیں۔ **آمیزے** عام طور سے پائے جاتے ہیں اور ہمارے آس پاس پائی جانے والی بہت سی اشیا آمیزے ہیں۔

جب کسی شے کی خاصیتوں کا مطالعہ کیا جاتا ہے تو پیائش اس میں شامل ہوتی ہے۔ خاصیتوں کو مقداری بنانے کے لیے پیائش کا ایک نظام اور وہ اکائیاں جن میں مقداروں کو ظاہر کیا جاسکے، درکار ہوتے ہیں۔ بہت سے پیائش کے نظام پائے جاتے ہیں ان میں سے **انگلش** اور **میٹرک** نظام زیادہ تر استعمال ہوتے ہیں۔ لیکن سائنسی برادری ساری دنیا میں ایک یکساں اور مشترکہ نظام استعمال کرنے پر رضامند ہوگئی ہے۔ اس نظام کا مخفف SI اکائیاں ہے ''اکائیوں کا بین الاقوامی نظام'' (International System of Units)۔

کیونکہ پیائش میں اعداد وشمار کو ریکارڈ کرنا شامل ہوتا ہے، جن کے ساتھ عدم یقینی کی کچھ مقدار منسلک ہوتی ہے، مقداروں کی پیائش کے ذریعے حاصل کیے گئے اعداد وشمار کو صحیح طور پر برتنا بہت اہم ہے۔ کیمسٹری میں مقداروں کی پیائش ایک بڑی رینج: 10^{-31} سے 10^{23} تک پھیلی ہوئی ہے۔ لہٰذا اعداد کو **سائنسی ترسیم** (Scintific Notation) میں ظاہر کرنے کا آسان نظام بروئے کار لایا جاتا ہے۔ عدم یقینی کا محاصرہ کرنے کے لیے ان **بامعنی اعداد** کی تعداد کا تعین کیا جاتا ہے جن میں مشاہدات رپورٹ کیے جاتے ہیں۔ **ابعادی تجزیہ** سے پیائش شدہ مقداروں کو اکائیوں کے مختلف نظاموں میں ظاہر کرنے میں مدد ملتی ہے۔ اس لیے نتیجہ کو اکائی کے ایک نظام سے دوسرے نظام میں تبدیل کرنا ممکن ہے۔

مختلف ایٹموں کے اتحاد پر کیمیائی اتحاد کے بنیادی قوانین کا اطلاق ہوتا ہے یہ قوانین اس طرح ہیں: **کمیت کی بقا کا قانون**، **مستقل تناسب کا قانون**، **ضعفی تناسب کا قانون**، **گیلوساک کا گیسی حجموں کا قانون** اور **ایووگاڈرو قانون**۔ ان سب قوانین نے **ڈالٹن کے ایٹمی نظریہ** تک رہنمائی کی جس کا بیان ہے کہ ایٹم، مادہ کے بلڈنگ بلاک ہیں۔ ایک عنصر کی **ایٹمی کمیت** کاربن کے ہم جا ^{12}C کی مناسبت سے ظاہر کی جاتی ہے، جس کی بالکل درست قدر 12 ہے۔ عام طور سے ایک عنصر کے لیے استعمال کی جانے والی ایٹمی کمیت اس کی **اوسط ایٹمی کمیت** ہوتی ہے جو کہ اس عنصر کے مختلف ہم جاؤں کی قدرتی کثرت (Natural Abundance) کا لحاظ رکھ کر حاصل کی جاتی ہے۔ ایک سالمہ کی سالماتی کمیت، اس سالمہ میں موجود تمام ایٹموں کی کمیتوں کو جمع کر کے حاصل ہوتی ہے۔ ایک مرکب میں پائے جانے والے مختلف عناصر کی **کمیت فی صد** اور اس کی **سالماتی کمیت** معلوم کر کے مرکب کے **سالماتی فارمولے** کا حساب لگایا جاسکتا ہے۔

ایک دیے ہوئے نظام میں **پائی جانے والے** ایٹموں، سالمات یا کسی دوسرے ذرات کی تعداد **ایووگاڈرو مستقلہ** (6.022×10^{23}) کی شکل میں ظاہر کی جاتی ہے۔ یہ ان ذرات یا ہستیوں کا 1 mol کہلاتی ہے۔

کیمیائی تعاملات مختلف عناصر اور مرکبات میں ہونے والی کیمیائی تبدیلیوں کو ظاہر کرتے ہیں۔ ایک **متوازن** کیمیائی مساوات بہت سی معلومات فراہم کرتی ہے۔ ضریب، مولر نسبتوں اور کسی مخصوص تعامل میں حصہ لینے والے ذرات کی متعلقہ تعداد کی نشاندہی کرتے ہیں۔ درکار متعاملات یا تشکیل پانے والے ماحصلات کا مقداری مطالعہ، **تناسب پیائی** کہلاتا ہے۔ تناسب پیائی کے حساب کا استعمال کر کے ماحصل کی مخصوص مقدار حاصل کرنے کے لیے درکار ایک یا ایک سے زیادہ متعامل (متعاملات) کی مقدار (مقداریں) معلوم کی جاسکتی ہے اور اس کے بر خلاف بھی۔ ایک محلول کے دیے ہوئے حجم میں موجود کسی شے کی مقدار کئی طریقوں سے ظاہر کی جاسکتی ہے۔ مثلاً کمیت فی صد، مول کسر، مولاریت اور مولالیت۔

© NCERT not to be republished

مشقیں

1.1 مندرجہ ذیل کی سالماتی کمیت معلوم کیجیے:

(i) H_2O (ii) CO_2 (ii) CH_4

1.2 سوڈیم سلفیٹ (Na_2SO_4) میں پائے جانے والے مختلف عناصر کی کمیت فی صد کا حساب لگائیے۔

1.3 لوہے (Iron) کے ایک آکسائڈ کا ایمپریکل فارمولا معلوم کیجیے، جس میں کمیت کے لحاظ سے 69.9% لوہا (Iron) اور 30.1% ڈائی آکسیجن ہے۔

1.4 کاربن ڈائی آکسائڈ کی اس مقدار کا حساب لگائیے جو اس وقت حاصل ہو سکتی ہے جب

(i) کاربن کے ایک مول کو ہوا میں جلایا جائے۔

(ii) کاربن کے ایک مول کو ڈائی آکسیجن کے 16 g میں جلایا جائے۔

(iii) کاربن کے 2 مولوں کو ڈائی آکسیجن کے 16 g میں جلایا جائے۔

1.5 سوڈیم ایسی ٹیٹ (CH_3COONa) کی اس کمیت کا حساب لگائیے جو 0.375 مولر آبی محلول کے 500 ml بنانے کے لیے درکار ہوگی۔ سوڈیم ایسی ٹیٹ کی مولر کمیت $82.0245\ g\ mol^{-1}$ ہے۔

1.6 ایک نمونے میں موجود نائٹرک ایسڈ (Nitric Acid) کے ارتکاز کا حساب مول فی لیٹر میں لگائیے۔ نمونے کی کثافت $1.41\ g\ mL^{-1}$ ہے اور اس میں نائٹرک ایسڈ کی کمیت فی صد 69% ہے۔

1.7 کاپر سلفیٹ ($CuSO_4$) کے 100 gm سے کاپر کی کتنی مقدار حاصل ہو سکتی ہے؟

1.8 لوہے کے اس آکسائڈ کا سالماتی فارمولا معلوم کیجیے، جس میں آئرن اور آکسیجن کی فی صد کمیتیں، بالترتیب 69.9 اور 30.1 ہیں۔

1.9 مندرجہ ذیل اعداد و شمار کو استعمال کر کے کلورین کی ایٹمی کمیت (اوسط) کا حساب لگائیے

	قدرتی کثرت %	مولر کمیت
^{35}Cl	75.77	34.9689
^{37}Cl	24.23	36.9659

1.10 ایتھین (C_2H_6) کے تین مولوں میں مندرجہ ذیل کا حساب لگائیے

(i) کاربن ایٹموں کے مولوں کی تعداد۔

(ii) ہائڈروجن ایٹموں کے مولوں کی تعداد۔

(iii) ایتھین کے سالمات کی تعداد۔

1.11 $mol\ L^{-1}$ میں، شکر ($C_{12}H_{22}O_{11}$) کا کیا ارتکاز ہوگا، اگر اس کے 20 g اتنے پانی میں حل کیے جائیں کہ کل حجم 2 L ہو۔

1.12 اگر میتھانول (Methanol) کی کثافت $0.793\ kg\ L^{-1}$ ہے، تو اس کے 0.25 M محلول کے 2.5 L بنانے کے لیے اس کا کتنا حجم درکار ہوگا؟

1.13 دباؤ، سطح کے اکائی رقبہ پر لگ رہی قوت کی شکل میں معلوم کیا جاتا ہے۔ دباؤ کی SI اکائی جو کہ پاسکل (Pascal) کہلاتی ہے، ذیل میں دی گئی ہے: $1Pa = 1N\ m^{-2}$

© NCERT not to be republished

اگر سطحِ سمندر پر ہوا کی کمیت $1034\ g\ cm^{-2}$ ہے تو پاسکل میں دباؤ معلوم کیجیے۔

1.14 کمیت کی SI اکائی کیا ہے؟ اس کی تعریف کیسے کی جاتی ہے؟

1.15 مندرجہ ذیل سابقوں اور ان کے اضعاف (Multiples) کے جوڑے بنائیے:

سابقے	اضعاف
(i) مائیکرو (Micro)	10^{6}
(ii) ڈیکا (Deca)	10^{9}
(iii) میگا (Mega)	10^{-6}
(iv) گیگا (Giga)	10^{-15}
(v) فیمٹو (Femto)	10

1.16 بامعنی ہندسوں (Significant Figures) سے کیا مراد ہے؟

1.17 پینے کے پانی کے ایک نمونے میں کلوروفارم ($CHCl_3$) کی بہت زیادہ ملاوٹ پائی گئی، جسے سرطان زا (Corcinogenic) (جس سے کینسر ہوسکتا ہے) سمجھا جاتا ہے۔ ملاوٹ کی سطح، 15 ppm (کمیت کے لحاظ سے) تھی۔

(i) اسے کمیت کے لحاظ سے فی صد میں ظاہر کیجیے۔

(ii) پانی کے نمونے میں کلوروفارم کی مولالیت معلوم کیجیے۔

1.18 مندرجہ ذیل کو سائنسی ترسیم میں ظاہر کیجیے:

(i) 0.0048

(ii) 234,000

(iii) 8008

(iv) 500.0

(v) 6.0012

1.19 مندرجہ ذیل میں بامعنی ہندسوں کی تعداد بتائیے:

(i) 0.0025

(ii) 208

(iii) 5005

(iv) 126,000

(v) 500.0

(vi) 2.0034

1.20 مندرجہ ذیل کو تین بامعنی ہندسوں تک مکمل کیجیے:

(i) 34.216

(ii) 10.4107

(iii) 0.04597

(iv) 2808

© NCERT not to be republished

1.21 جب ڈائی نائٹروجن اور ڈائی آکسیجن آپس میں تعامل کر کے مختلف مرکبات تشکیل دیتے ہیں تو مندرجہ ذیل اعداد و شمار حاصل ہوتے ہیں:

	ڈائی نائٹروجن کی کمیت	ڈائی آکسیجن کی کمیت
(i)	14 g	16 g
(ii)	14 g	32 g
(iii)	28 g	32 g
(iv)	28 g	80 g

(a) مندرجہ بالا تجرباتی اعداد و شمار پر کس کیمیائی اتحاد کے قانون کا اطلاق ہوتا ہے؟ قانون بیان کیجیے۔

(b) مندرجہ ذیل تبدیلیوں میں خالی جگہ بھریے:

(i) 1 km = ... mm = ... pm

(ii) 1 mg = ... kg = ... ng

(iii) 1 mL = ... L = ... dm^3

1.22 اگر روشنی کی چال $3.0 \times 10^8\ m\ s^{-1}$ ہے، تو 2.00 ns میں روشنی کے ذریعے طے کیے گئے فاصلے کا حساب لگائیے۔

1.23 ایک تعامل: $A + B_2 \rightarrow AB_2$ میں، مندرجہ ذیل تعامل آمیزوں میں اگر کوئی تحریدی متعامل شے ہو تو اس کی نشاندہی کیجیے۔

(i) A کے 300 ایٹم + B کے 200 سالمات

(ii) A کے 2 مول + B کے 3 مول

(iii) A کے 100 ایٹم + B کے 100 سالمات

(iv) A کے 5 مول + B کے 2.5 مول

(v) A کے 2.5 مول + B کے 5 مول

1.24 ڈائی نائٹروجن اور ڈائی آکسیجن، آپس میں تعامل کر کے مندرجہ ذیل کیمیائی مساوات کے مطابق، امونیا بناتے ہیں:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$$

(i) اگر $2.00\times10^3 g$ ڈائی نائٹروجن، $1.00 \times 10^3 g$ ڈائی ہائڈروجن سے تعامل کرتی ہے، تو بننے والی امونیا کی کمیت کا حساب لگائیے۔

(ii) کیا دونوں میں سے کوئی متعامل، غیر تعامل شدہ رہے گا؟

(iii) اگر ہاں تو کون سا اور اس کی کتنی کمیت ہوگی؟

1.25 0.5 mol Na_2CO_3 اور 0.5 M $Na_2\ CO_3$ کیسے مختلف ہیں؟

1.26 اگر ڈائی ہائڈروجن گیس کے 10 حجم، ڈائی آکسیجن گیس کے 5 حجم سے تعامل کرتے ہیں، تو پانی کے ابخرات کے کتنے حجم تشکیل پائیں گے؟

1.27 مندرجہ ذیل کو اساسی اکائیوں میں تبدیل کیجیے:

(i) 28.7 pm

(ii) 15.15 pm

(iii) 25365 mg

© NCERT not to be republished

1.28 مندرجہ ذیل میں سے کس میں ایٹموں کی تعداد سب سے زیادہ ہوگی؟

(i) 1 g Au (s)

(ii) 1 g Na (s)

(iii) 1 g Li (s)

(iv) 1 g of Cl_2(g)

1.29 پانی میں ایتھانول (Ethanol) کے اس محلول کی مولاریت معلوم کیجیے، جس میں ایتھانول کی مول کسر 0.040 ہے۔

1.30 ایک ^{12}C ایٹم کی کمیت گرام میں کیا ہوگی؟

1.31 مندرجہ ذیل تحسیبات کے نتائج میں بامعنی ہندسوں کی تعداد کیا ہوگی؟

(i) $\frac{0.02856 \times 298.15 \times 0.112}{0.5785}$

(ii) 5 × 5.364

(iii) 0.0125 + 0.7864 + 0.0215

1.32 مندرجہ ذیل جدول میں دیے گئے اعداد وشمار کو استعمال کر کے، قدرتی طور پر پائے جانے والے آرگن کے ہم جاؤں کی مولر کمیت کا حساب لگائیے۔

ہم جا	ہم جائی مولر کمیت	کثرت
^{36}Ar	35.96755 g mol^{-1}	0.337 %
^{38}Ar	37.96272 g mol^{-1}	0.063 %
^{40}Ar	39.9624 g mol^{-1}	99.600 %

1.33 مندرجہ ذیل میں سے ہر ایک میں ایٹموں کی تعداد معلوم کیجیے۔ (i) Ar کے 52 مول (ii) He کی 52 u (iii) He کے 52 g

1.34 ایک ویلڈنگ ایندھن گیس میں صرف کاربن اور ہائڈروجن شامل ہیں۔ اس کے ایک نمونے کو آکسیجن میں جلانے پر 3.38 g کاربن ڈائی آکسائڈ اور 0.690 g پانی حاصل ہوتا ہے اس کے علاوہ اور کچھ حاصل نہیں ہوتا۔ اس ویلڈنگ گیس کے 10.0 L حجم (STP پر) کا وزن 11.6 g ہے۔ حساب لگائیے:

(i) گیس کا ایمپریکل فارمولا (ii) گیس کی مولر کمیت (iii) سالماتی فارمولا

1.35 کیلشیم کاربونیٹ، HCl کے آبی محلول سے تعامل کر کے مندرجہ ذیل تعامل کے مطابق: کیلشیم کلورائڈ ($CaCl_2$) اور CO_2 دیتا ہے۔

$$CaCO_3(s) + 2HCl(aq) \rightarrow CaCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

0.75 M HCl کے 25 ml سے پوری طرح تعامل کرنے کے لیے $CaCO_3$ کی کتنی کمیت درکار ہوگی؟

1.36 تجربہ گاہ میں مینگنیز ڈائی آکسائڈ (MnO_2) کا آبی ہائیڈروکلورک ایسڈ کے ساتھ مندرجہ ذیل تعامل کرا کر کلورین تیار کی جاتی ہے۔

$$4HCl(aq) + MnO_2(s) \rightarrow 2H_2O\ (l) + MnCl_2(aq) + Cl_2(g)$$

مینگنیز ڈائی آکسائڈ کے 5.0 g کے ساتھ HCl کے کتنے گرام تعامل کرتے ہیں؟

© NCERT not to be republished