اکائی 1

کیمسٹری کے کچھ بنیادی تصورات

(Some Basic Concepts of Chemistry)

مقاصد

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

- علم کیمیا کے فروغ میں ہندوستان کی شراکت داری کو پہچان سکیں گے۔زندگی کے مختلف شعبوں میں کیمسٹری کے کردار کو سمجھ سکیں اور اس کی قدر کرسکیں؛
- مادہ کی تین حالتوں کی خصوصیات کی وضاحت کرسکیں؛
- مختلف اشیا کی عناصر، مرکبات اور آمیزوں میں درجہ بندی کرسکیں؛
- سائنسی ترسیم (Notation) استعمال کرسکیں با معنی ہندسے (Significant Figures) معلوم کرسکیں؛
- ہو بہو درستگی (Precision) اور درستگی صحت (Accuracy) میں فرق کرسکیں؛
- SI اساسی اکائیوں کی تعریف کرسکیں اور فہرست تیار کر سکیں؛
- طبعی مقداروں کو ایک نظامِ اکائی سے دوسرے نظامِ اکائی میں تبدیل کرسکیں؛
- کیمیائی اتحاد (Chemical Combination) کے مختلف قوانین کی وضاحت کرسکیں؛
- عنصری کمیت، اوسط عنصری کمیت، سالمی کمیت اور ضابطہ کمیت کی اہمیت کی قدر کرسکیں؛
- اصطلاحات: مول اور مولر کمیت، بیان کرسکیں؛
- ایک مرکب کو تشکیل دینے والے مختلف عناصر کی فی صد کمیت کا حساب لگاسکیں؛
- دیے ہوئے تجرباتی آنکڑوں سے ایک مرکب کا ایمپیریکل فارمولہ (Empirical Formula) اور سالماتی ضابطہ (Molecular Formula) معلوم کرسکیں؛
- تناسب پیمائی (Stoichiometric) کی تحسیب کرسکیں۔

"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

سائنس کو، فطرت کو سمجھنے اور بیان کرنے کے لیے علم کو منظّم کرنے کی انسان کی مسلسل جدوجہد کی شکل میں دیکھا جا سکتا ہے۔آپ نے اپنی پچھلی جماعتوں میں پڑھا ہے کہ ہمیں اپنی روزمرہ کی زندگی میں فطرت میں موجود مختلف چیزوں اور تبدیلیوں سے سابقہ پڑتا ہے۔ دودھ سے دہی کا بننا، ایک طویل عرصے تک گنّے کے رس کو رکھنے پر سرکہ کا بننا اور لوہے پر زنگ لگنا وغیرہ ایسی کچھ مثالیں ہیں جن سے اکثر ہمارا سابقہ پڑتا ہے۔سہولت کے لئے سائنس کو مختلف شاخوں میں تقسیم کیا گیا ہے۔علمِ کیمیا، علمِ طبیعات، علمِ حیاتیات، علمِ ارضیات وغیرہ۔سائنس کی وہ شاخ جس میں ہم مادّی اشیا کی تیاری، خصوصیات، بناوٹ اور تعاملات کا مطالعہ کرتے ہیں، علمِ کیمیا کہلاتی ہے۔

علمِ کیمیا کا فروغ: Development of Chemistry

کیمسٹری، جیسا کہ آج ہم جانتے ہیں کہ کوئی بہت پرانا علم نہیں ہے۔کیمسٹری کا مطالعہ اس کے لئے نہیں کیا جاتا تھا بلکہ یہ دو بہت دلچسپ چیزوں کی تلاش کے نتیجے میں نکلی ہے۔

(i) پارس پتھر جو لوہے اور تانبہ جیسی دھاتوں کو سونے میں بدل سکتا تھا۔

(ii) آبِ حیات (Elexir of Life) جو انسان کو لافانی بنا سکتی تھی۔

زمانۂ قدیم میں ہندوستان کے لوگ سائنس کے بہت سے مظاہر کی معلومات جدید سائنس آنے سے بہت پہلے سے رکھتے تھے۔علمِ کیمیا نے 1300-1600 صدی عیسوی میں الکیمیا اور آئٹرو کیمسٹری کی شکل میں فروغ پایا۔ عربوں نے علم کیمیا کو الکیمیا کی روایت کے ذریعہ یوروپ میں متعارف کروایا۔ چند صدیوں بعد 1800 صدی عیسوی کے یوروپ میں جدید کیمسٹری نے اپنی ہیئت اختیار کی۔

© NCERT not to be republished

دوسری تہذیبوں خاص طور پر چین اور ہندوستان کی اپنی الکیمیائی روایتیں تھیں جس میں کیمیائی تکنیکوں اور اعمال کا علم شامل تھا۔

قدیم ہندوستان میں کیمسٹری کو رسائن شاستر، رَس تنتز، رَس کریا یا رَس وِدیا کہا جاتا تھا۔ اس میں فلز کاری، دوائیں، آرائشی سامان، شیشہ، رنگ وروغن وغیرہ شامل تھے۔

سندھ میں موہن جوداڑو اور پنجاب میں ہڑپا کی کھدائی میں یہ بات ثابت ہوتی ہے کہ ہندوستان میں عِلم کیمیا کے فروغ کی داستان بہت پرانی ہے۔ آثاریات کے نتائج یہ دکھاتے ہیں کہ عمارت کو بنانے کے لئے پکی ہوئی اینٹوں کا استعمال کیا جاتا تھا۔ اس میں بڑے پیمانے پر مٹی کی اشیاء کی صنعتی پیداوار کو دکھایا گیا ہے۔ یہ دکھاتا ہے کہ سب سے پہلے استعمال ہونے والے کیمیائی اعمال جس میں بڑے پیمانوں پر مادّوں کو ملانا، ڈھالنا اور آگ کا استعمال کرکے اپنی خواہش کے مطابق خصوصیات حاصل کرنے کا استعمال کیا جاتا تھا۔ پالش کی ہوئی مٹی کے برتنوں کے ٹکڑے موہن جوداڑو سے ملے ہیں۔ جپسم سیمنٹ کا استعمال تعمیری کاموں میں ہوتا تھا۔ اس میں چونا، ریت اور کیلشیم کاربونیٹ ($Ca\ Co_3$) کے ٹکڑے شامل ہوتے تھے۔ ہڑپّن نے منقش چینی کے ظروف، (ایک قسم کا گلاس (شیشہ) جو سجاوٹ کے لئے استعمال ہوتا تھا) بنائے تھے۔ وہ سیسہ، چاندی، سونا، تانبہ جیسی دھاتوں کو پگھلا کر مختلف قسم کی چیزیں بناتے تھے۔ انھوں نے صناعی کے نمونے بنانے کے لئے تانبہ میں قلعی (ٹن) اور آرسینک ملا کر اس کی سختی کو بڑھا لیا تھا۔ جنوبی ہندوستان کے ماسکی علاقہ (1000-900 ق م) اور ہستنا پور اور ٹیکسلہ (1000-200 ق م) میں شیشہ کی اشیاء پائی گئی ہیں۔ رنگ دینے والے گماشتہ جیسے دھاتوں کے آکسائیڈ وغیرہ کو ملا کر شیشوں کو رنگین بنایا جاتا تھا۔

ہندوستان میں تانبہ کی فِلز کاری کی تاریخ برِ صغیر میں ماقبل تاریخی دور کی تہذیب چلکو لِتھک کلچر (Chalcolithic Culture) کی ابتدا تک جاتی ہے۔ آثاریت کے ایسے بہت سے ثبوت ملتے ہیں جو اس نظریہ کی حمایت کرتے ہیں جیسا کہ تانبہ اور لوہے کو زمین سے نکالنے کی تکنیک مقامی طور پر فروغ دی تھی۔

رِگ وید کے مطابق چمڑے کی دباغی (رنگائی) اور سوت کی رنگائی کا استعمال 1000-400 ق م میں ہوتا تھا۔ شمالی ہندوستان کے سیاہ پالش شدہ برتنوں کی سنہری چمک کی آج تک نقل نہیں کی جاسکی اور ابھی تک یہ ایک کیمیائی معمہ ہے۔ یہ برتن اس مہارت کو بتاتے ہیں جس کی بدولت بھٹیوں کے درجہ حرارت کو کنٹرول کیا جاتا تھا۔ کوٹلیہ کا ارتھ شاستر پانی سے نمک بنانے کی ترکیب بیان کرتا ہے۔

قدیم ویدک ادب میں واضح کئے گئے بہت سے بیانات اور اشیاء آج کی جدید سائنس سے اتفاق کرتے ہوئے دکھائے جاسکتے ہیں۔ تانبہ کے برتن لوہے، سونے، چاندی کے زیورات ٹیریکوٹا کی پلیٹیں اور رنگے ہوئے سرمئی برتن وغیرہ شمالی ہندوستان کے متعدد آثاریاتی مقامات میں پائے گئے ہیں۔ چارک سہتہ میں قدیم ہندوستانیوں کا ذکر ملتا ہے جو گندھک کا تیزاب (سلفیورک ایسڈ) نائٹرک ایسڈ، تانبہ، ٹن اور جستہ کے آکسائڈ، تانبہ، جستہ اور لوہے کے سلفیٹ اور سیسہ اور لوہے کے کاربونیٹ کو بنانا جانتے تھے۔ راس اپنشد بندوق کے پاؤڈر کی تیاری کو بیان کرتا ہے۔ تامل کتابوں میں بھی سلفر، چارکول، سالٹ پیٹر (پوٹاشیم نائٹریٹ) مرکری (پارہ) اور گندھک کے استعمال سے آتش بازی کے سامان کی تیاری کا ذکر ملتا ہے۔

ناگ ارجن ایک عظیم ہندوستانی سائنس داں تھا۔ وہ ایک مانا ہوا کیمیا داں، الکیمسٹ اور فلز کار تھا۔ اس کے کام رَس رتنا کا (Rasratnaka) کا تعلق پارے کے مرکبات بنانے سے تھا۔ اس کے سونے، چاندی، ٹن اور تانبہ جیسی دھاتوں کی تلخیص سے متعلق طریقوں پر بھی بحث کی ہے۔ ایک کتاب سرناوَم (Sarnavam) 800 صدی عیسوی کے قریب شائع ہوئی تھی جس میں بتایا گیا تھا کہ دھاتوں کو لونگ سے پہچانا جاسکتا ہے۔

چکراپانی نے پارے کے سلفائڈ دریافت کئے تھے۔ صابن تیار کرنے کا اعزاز بھی انہی کو جاتا ہے۔ اس نے سرسوں کا تیل اور کچھ الکلی کے اجزاء کو صابن بنانے کے لئے استعمال کیا تھا۔ ہندوستان میں صابن بننے کی ابتدا 18 ویں صدی عیسوی میں ہوئی۔ ارنڈ کا تیل اور مہوہ پودے کے بیج اور کیلشیم کاربونیٹ صابن بنانے میں استعمال ہوتے تھے۔

اجنتا اور الورا کی دیواروں پر رنگوں سے بنائی گئی تصاویر جو عرصۂ دراز کے بعد بھی تازہ نظر آتی ہیں، اس بات کی دلیل ہیں کہ قدیم ہندوستان نے اعلیٰ سطح کی سائنس کو حاصل کیا تھا۔ وراہمیہر (Varahmihir) کی برہت سمہتہ ایک قسم کی انسائیکلوپیڈیا ہے جو چھٹی صدی عیسوی میں تیار کی گئی تھی۔ گھروں اور مندروں کی چھتری اور دیواروں پر لگائے جانے والے لیس دار مادّوں کی تیاری کے بارے میں بتاتی ہے۔ اس کو بنانے میں صرف مختلف پودوں، پھلوں، بیجوں اور پیڑوں کی چھالوں کے کشید استعمال ہوتے تھے جن کو ابال کر کثیف بنایا جاتا تھا اور پھر مختلف قسم کے نباتاتی گوندان پر استعمال کئے جاتے تھے۔ ایسے مادّوں کی سائنسی طریقوں سے جانچ کرنا اور استعمال کے لئے آنکنا بھی بہت دلچسپ ہوگا۔

کلاسیکی کتابیں جیسے ارتھ وید (1000 ق م) میں کچھ رنگنے والے مادّوں کا ذکر ملتا ہے۔ ان استعمال کئے جانے والے مادّوں میں ہلدی، مجیٹھا (مدار، زرد پھولوں والا پودا)۔ گیندے کے پھول، ہرتال (زردسنکھیا)، کھانے میں استعمال ہونے والا سرخ رنگ اور لاکھ وغیرہ شامل تھے۔ دوسرے کچھ اور مادّے جن میں سفیدہ ملے ہوئے روغن کی صلاحیت تھی وہ

© NCERT not to be republished

کمپلیکا (Kamplica)، پتنگہ (Pattanga) اور جاٹو کا (Jatuka) تھے۔

وریہ میر کی برہت سمہتہ میں عطر اور حسن افزاء (کاسمیٹک) بالوں کو رنگنے کے لئے نیل کی قسم جیسے پودے اور لوہے کا پاؤڈر، سیاہ لوہے یا اسٹیل جیسی معدنی اشیا اور کھٹے چاول کے دلیہ کا تیزابی کشید استعمال کئے جاتے تھے۔ خوشبوؤں، دہن کے لئے عطر، نہانے کا پاؤڈر، اگربتی اور ٹیلکم پاؤڈر بنانے کا طریقہ گندھا یولکی (Gandhynlki) میں بیان کیا گیا ہے۔

چینی سیاح آئی ژے تنگ کے بیان کے مطابق ہندوستان 17 ویں صدی میں کاغذ سے متعارف تھا۔ ٹیکسلہ میں کھدائی یہ ظاہر کرتی ہے کہ ہندوستان میں چوتھی صدی عیسوی سے روشنائی کا استعمال ہوتا تھا۔ روشنائی کے رنگ چاک، سرخ سیسہ اور المونیم سے بنائے جاتے تھے۔

ایسا لگتا ہے کہ خمیر کے عمل سے بھی ہندوستانی بخوبی واقف تھے۔ ویدوں اور کوٹلیہ کے ارتھ شاستر میں مختلف قسم کی شرابوں کا ذکر ملتا ہے۔ چکر سمہتہ میں بھی ایسے اجزاء مثلاً پیڑوں کی چھال، تنے، پھول، پتی، لکڑی، دالیں، پھل اور گنے کا آساوس (Asavas) بنانے میں ذکر ملتا ہے۔

یہ تصور کہ مادّہ منفرد بلڈنگ اکائیوں سے مل کر بنتا ہے، ہندوستان میں ق م سے چند سالوں پہلے فلسفہ کے اندازے کی شکل میں ظاہر ہوا تھا۔ اچاریہ کانڈا جو 600 ق م میں پیدا ہوئے تھے، جو اپنے ابتدائی نام کشیپ سے پہچانے جاتے تھے، ایٹمی نظریہ کے پہلے بانی تھے۔ انھوں نے یہ نظریہ قائم کیا تھا کہ مادہ بہت چھوٹے چھوٹے ذرات (جن کو ایٹم سے مشابہ کیا جا سکتا ہے) سے مل کر بنا ہے جو مزید تقسیم نہیں کیے جا سکتے۔ ان کو اس نے پرمانو کا نام دیا تھا۔ انھوں نے ایک کتاب وسیشکا سوتر (Vaiseshika Sutra) لکھی۔ اس کے مطابق تمام اشیا چھوٹی اکائیوں جن کو پرمانو کہا جاتا ہے، سے مل کر بنی ہیں، جو لافانی ہیں۔ انہیں تباہ نہیں کیا جا سکتا۔ گول اور بالا معقول ہوتی ہیں اور اپنی اصلی حالت میں گردش میں رہتی ہیں۔ اس نے وضاحت کی کہ یہ منفرد اشیاء انسانی اعضاء سے محسوس نہیں کی جا سکتی ہیں۔ کنڈا نے مزید اضافہ کیا کہ ایٹموں کی اتنی ہی مختلف شکلیں ہیں جتنی کہ اشیاء کی مختلف جماعتیں ہوتی ہیں۔ اس نے بتایا کہ یہ پرمانو جوڑے یا تگڑی بناتے ہیں اور دوسرے اتحاد میں نادیدہ قوتیں ان کے درمیان تعامل پیدا کرتی ہیں۔ اس نے یہ نظریہ ڈالٹن (1766-1844) سے 2500 سال پہلے قائم کیا تھا۔

چرک سمہتہ ہندوستان میں سب سے پرانا آیورویدک ایپک ہے۔ اس میں بیماریوں کے علاج کی وضاحت کی گئی ہے۔ چرک سمہتہ میں دھاتوں کو ذرات کی شکل میں تخفیف کرنے کے عمل کے تصور کو واضح طور پر بیان کیا گیا ہے۔ ذرات کے انتہائی چھوٹے (تخفیف شدہ) ذرات میں تبدیل کرنے کو نینوٹیکنالوجی کہا جاتا ہے۔ چرک سمہتہ بیماریوں کے علاج کے لئے، دھاتوں کے بھسم کے استعمال کو بیان کرتا ہے۔ آج کل یہ ثابت ہو گیا ہے کہ بھسم میں دھاتوں کے نینو ذرات پائے جاتے ہیں۔

الکیمیا کے زوال کے بعد آئیٹر و کیمسٹری ایک متوازی حالت میں پہنچ گئی۔ بیسویں صدی کے مغربی معالجی نظام کے تعارف اور پریکٹس کی بدولت یہ بھی زوال پذیر ہو گئی۔ جمود کے اس دور میں آیوروید پر منحصر دوا ساز کمپنیاں قائم رہیں۔ لیکن وہ بھی رفتہ رفتہ زوال پذیر ہو گئیں۔ ہندوستانیوں کو نئی تکنیک سیکھنے اور استعمال کرنے میں 100 سے 150 سال کا عرصہ لگا۔ اس وقفہ میں باہر کے سامان آنا شروع ہو گئے اور اس کے نتیجے میں روایتی ہندوستانی طریقہ کار رفتہ رفتہ معدوم ہو گئے۔ ہندوستانی پس منظر میں جدید سائنس انیسویں صدی میں ظاہر ہوئی۔ انیسویں صدی کے وسط میں یوروپین سائنسدانوں نے ہندوستان آنا شروع کیا اور جدید کیمسٹری نے فروغ پانا شروع کیا۔

مندرجہ بالا بحث سے آپ یہ سمجھ سکے ہوں گے کہ کیمسٹری میں مادہ کی ترکیب (Composition)، ساخت (Structure) خصوصیات اور باہمی تعامل کا مطالعہ مادہ کے بنیادی اجزائے ترکیبی (Constituents) کی شکل میں کیا جاتا ہے اور یہ انسانوں کی روزمرہ کی زندگی میں بہت استعمال ہوتی ہے۔ مادہ کے اجزائے ترکیبی **ایٹم اور سالمات** (Molecules) کی شکل میں ان کو بہترین طریقہ سے سمجھا اور بیان کیا جا سکتا ہے۔ اس لیے کیمسٹری کو ایٹم اور سالمات کی سائنس کہا جاتا ہے۔ کیا ہم ان ذرات (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 جا سکتی ہیں۔

1.1 کیمسٹری کی اہمیت (Importance of Chemistry)

سائنس میں کیمسٹری ایک مرکزی کردار ادا کرتی ہے اور اکثر یہ سائنس کی دوسری شاخوں کے ساتھ گندھی ہوئی ہوتی ہے۔ کیمسٹری کے اصول مختلف علاقوں میں استعمال ہوتے ہیں جیسے کہ موسم کے پیٹرن، دماغ کی کارکردگی، کمپیوٹر کے اعمال، کیمیکل انڈسٹری میں تیار ہونے والی اشیا، کیمیائی کھادوں کی پیداوار، الکلی، تیزاب، نمک، رنگ، پولیمر، دوائیں، صابن، ڈٹرجینٹ، دھاتیں، بھرت وغیرہ اور اس میں نئے مادّے بھی شامل ہیں۔

کیمیائی اصول مختلف شعبوں میں اہمیت کے حامل ہیں مثلاً موسموں

© NCERT not to be republished

کی طرز، دماغ کی کارکردگی اور ایک کمپیوٹر کا عمل۔ وہ کیمیائی صنعتیں جن میں فرٹیلائزر، الکلی (Alkali)، تیزاب، نمک، رنگ (Dyes)، پالیمر (Polymer) دوائیں، صابن، ڈٹرجنٹ(Detergent)، دھاتیں، 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 کی بدولت 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۔ کیمسٹری نے ایسی انڈسٹریز قائم کرنے مدد کی ہے جس میں قابلِ استعمال چیزیں مثلاً تیزاب، الکلی ،رنگ، پولیمر، دھاتیں وغیرہ تیار کی جاتی ہیں۔ یہ انڈسٹریاں قومی معیشت میں حصہ دار ہیں اور روزگار کے مواقع فراہم کرتی ہیں۔

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 ماہرین 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 نو ساختہ مادوں کی بڑے پیمانے پر تیاری اور تالیف میں انزائموں کا استعمال کچھ ایسے ذی فہم چیلنجز ہیں جو نئی نسل کے کیمیا دانوں کو درپیش ہیں۔ ہندوستان جیسے ایک ترقی پذیر ملک کو ایسے ہونہار خلاق (Creative) کیمیا دانوں کی ضرورت ہے جو ان چیلنجز کو قبول کر سکیں۔

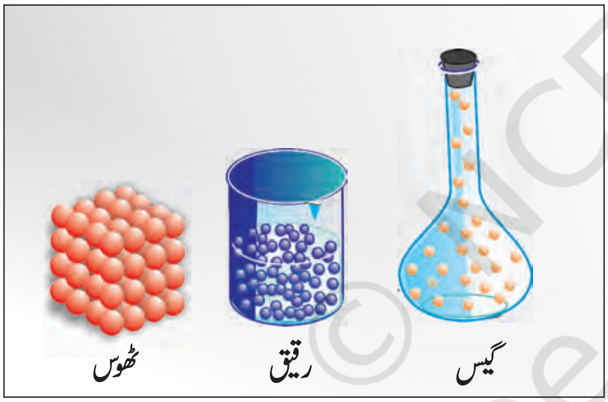
ایک اچھا کیمیا داں بننے کے لئے اور ان تمام چیلنجز کو قبول کرنے کے لئے لازمی ہے کہ پہلے کیمسٹری کے بنیادی تصورات کی سمجھ پیدا ہو جو مادہ کے تصور سے شروع ہوتی ہے۔

آیئے ہم مادّہ کی فطرت سے شروعات کرتے ہیں۔

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۔

آیئے ہم مادّہ کی حالتوں کی ان خصوصیات کو دہرائیں جو آپ اپنی پچھلی جماعتوں میں پڑھ چکے ہیں۔



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

1.2.1 مادّہ کی حالتیں (States of Matter)

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 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:

© NCERT not to be republished

(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۔

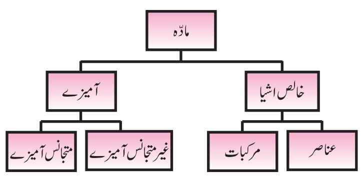
مادہ کی ان تینوں حالتوں کو، درجہ حرارت اور دباؤ کے حالات کو تبدیل کر کے آپس میں بدلا جاسکتا ہے۔

گیس ⇌ (گرم کرکے / ٹھنڈا کرکے) رقیق ⇌ (گرم کرکے / ٹھنڈا کرکے) ٹھوس

ایک ٹھوس گرم کرنے پر، عام طور سے رقیق میں اور مزید گرم کرنے پر رقیق، گیس (یا ابخرات) حالت میں تبدیل ہوجاتا 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۔

1.2.2 ماڈہ کی درجہ بندی (Classification of Matter)

IXجماعت کے باب 2- (Chapter) میں آپ نے پڑھا ہے کہ جب کسی مادے کے تمام ذرات اپنی کیمیائی خصوصیات میں ایک جیسے ہوں، اس کو اصل (خالص Pure) مادہ کہتے ہیں۔ ایک آمیزے میں مختلف قسم کے مادّے پائے جاتے ہیں۔ اجمالی (Macroscopic) یا جسیم (Bulk) سطح پر مادہ کی درجہ بندی 'آمیزہ' (Mixture) یا 'خالص شے' کے تحت کی جاسکتی ہے۔ ان کو مزید اس طرح تقسیم کیا جاسکتا ہے، جیسا کہ شکل 1.2 میں دکھایا گیا ہے۔



شکل 1.2: ماڈہ 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۔ جب کسی ماڈے کے تمام ذرات اپنی کیمیائی خصوصیات میں ایک جیسے ہوں، اس کو اصل (خالص) ماڈہ کہتے ہیں۔ ایک آمیزے میں مختلف قسم کے ماڈے پائے جاتے ہیں۔ اس لئے اس کی ترکیب یکساں نہیں ہوتی۔ ایک آمیزہ **متجانس** (Homogenous) بھی ہوسکتا 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۔ چینی کا محلول اور ہوا یا چائے متجانس آمیزے کی مثالیں ہیں۔ 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 جاسکتا ہے، جیسے ہاتھ سے چن کر، چھان کر، تقطیر (Filter) کر کے، قلماؤ (Crystallization) کے ذریعے، کشید (Distillation) کے ذریعے وغیرہ۔

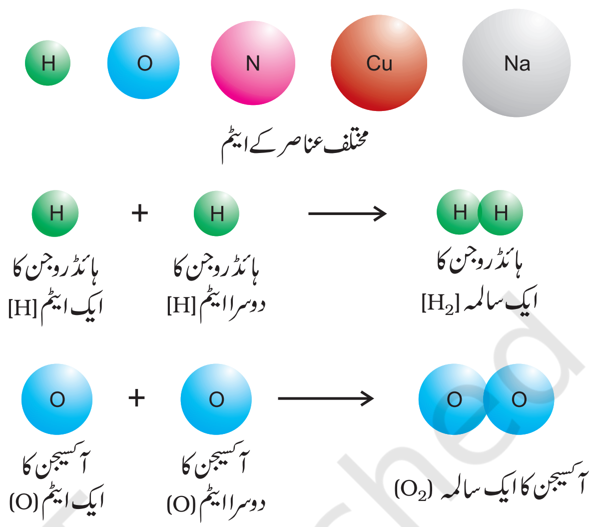
خالص اشیا کی خاصیتیں آمیزوں سے مختلف ہوتی ہیں۔ ان کی ترکیب (Composition) معین ہوتی ہے۔ (جبکہ آمیزوں میں اجزائے ترکیبی کسی بھی نسبت میں ہو سکتے ہیں اور ان کی ترکیب متغیر (Variable) ہوتی ہے)۔ تانبہ، چاندی، سونا، پانی، گلوکوز، خالص اشیا کی کچھ مثالیں ہیں۔ گلوکوز میں کاربن، ہائڈروجن اور آکسیجن ایک مقررہ 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 جاسکتے۔

خالص اشیا کی مزید درجہ بندی **عناصر** (Elements) اور **مرکبات** (Compounds) کے تحت کی جاسکتی ہے۔ ایک عنصر صرف ایک ہی قسم کے ذرات پر مشتمل ہوتا ہے۔ یہ ذرات **ایٹم** (Atom) یا **سالمات** (Molecules) ہو سکتے ہیں۔ غالبًا 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، 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۔

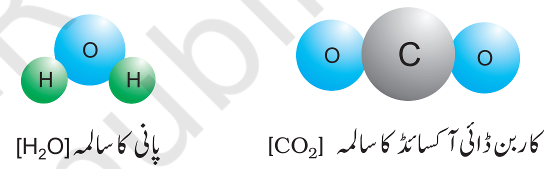
جب دو یا دو سے زیادہ مختلف عناصر کے ایٹم آپس میں متحد ہوتے ہیں، تو **مرکب** (Compound) کا سالمہ حاصل ہوتا ہے۔ مزید یہ کہ مرکب کے اجزائے ترکیبی کو نسبتاً سادہ اشیا میں طبعی طریقوں سے الگ نہیں کیا جاسکتا۔ ان کو کیمیائی طریقوں سے علیحدہ کیا جاسکتا ہے۔ مرکبات کی کچھ مثالیں ہیں: پانی، امونیا، کاربن ڈائی آکسائڈ، شکر وغیرہ۔ پانی اور

© NCERT not to be republished

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 ہیں 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۔

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

1.3.1 طبیعی اور کیمیائی خصوصیات (Physical and Chemical Properties)

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

طبیعی 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 طبیعی 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۔ طبیعی خصوصیات کی پیمائش کے لئے تبدیلی کا واقع ہونا لازمی نہیں ہے۔

1.3.2 طبیعی خصوصیات کی پیمائش (Measurement of Physical Properties)

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۔

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 رضا مند ہوگئیں۔ ہر ایک جدید صنعتی ملک (جس میں ہندوستان بھی شامل ہے)، میں ایک نیشنل میٹرولوجی 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 پیمائش کے قومی معیاروں کو قائم رکھتی ہے۔ ان معیاروں کا موازنہ، ایک دوری مدت کے بعد، دنیا کے دوسرے ممالک میں قائم نیشنل میٹرولوجی انسٹی ٹیوٹ اور پیرس میں قائم معیاروں کے بین الاقوامی بیورو (International Bureau of Standards) کے معیاروں سے کیا جاتا رہتا ہے۔

© NCERT not to be republished

جدول 1.1: اساسی طبعی مقداریں اوران 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)	T	کیلون (Kelvin)	K
شے کی مقدار (Amount of Substance)	n	مول (Mole)	mol
برقی رو (Electric Current)	I	ایمپیر (Ampere)	A
درخشاں شدت (Luminous Intensity)	I_v	کنڈیلا (Candela)	cd

جدول 1.2: SI بنیادی اکائیوں کی تعریفیں

لمبائی کی اکائی	میٹر	میٹر، علامت m، لمبائی کی SI اکائی ہے۔ اس کی تعریف ویکیوم میں روشنی کی چال (c) کی مقررہ عددی قدر 299792458 لے کر کی جاتی ہے جب کہ اسے ms^{-1} میں ظاہر کیا گیا ہو، جہاں سیکنڈ کی تعریف سیزیم فریکوئنسی ΔVes کے ارکان میں کی جاتی ہے۔
کمیت کی اکائی	کلوگرام	کلوگرام، علامت kg، کمیت کی SI اکائی ہے۔ اس کی تعریف پلانک مستقلہ (h) کی مقررہ عددی قدر $6.66070015 \times 10^{-34}$ لے کر کی جاتی ہے جب کہ اسے J s اکائی میں ظاہر کیا جاتا ہے جو kgm^2s^{-1} کے مساوی ہے، جب کہ میٹر اور سیکنڈ کی تعریف C اور ΔVes کے ارکان میں کی جاتی ہے۔
وقت کی اکائی	سیکنڈ	سیکنڈ، علامت s، وقت کی SI اکائی ہے۔ اس کی تعریف سیزیم فریکوئنسی ΔVes (سیزیم 133 ایٹم کی غیر مضطرب گراؤنڈ اسٹیٹ ہائپر فائن عبوری فریکوئنسی) کی مقررہ عددی قدر 9192631770 لے کر کی جاتی ہے جب کہ اسے Hz اکائی میں ظاہر کیا گیا ہو جو S^{-1} کے مساوی ہے۔
برقی رو (کرنٹ) کی اکائی	ایمپیر	ایمپیر، علامت A، برقی رو (کرنٹ) کی SI اکائی ہے۔ اس کی تعریف ایلیمنٹری چارج e کی مقررہ عددی قدر $1.602176634 \times 10^{-19}$ لے کر کی جاتی ہے جب کہ اسے C اکائی میں ظاہر کیا گیا ہو جو As کے مساوی ہے، جب کہ میٹر اور سیکنڈ کی تعریف c اور ΔVes کے ارکان میں کی جاتی ہے۔
حرحرکیاتی درجہ حرارت کی اکائی	کیلون	کیلون، علامت K، حرحرکیاتی درجۂ حرارت کی SI اکائی ہے۔ اس کی تعریف بولٹز مین مستقلہ K کی مقررہ عددی قدر 1.380649×10^{-23} لے کر کی جاتی ہے جب کہ اسے JK^{-1} اکائی میں ظاہر کیا گیا ہو جو $Kgm^2s^{-2}K^{-1}$ کے مساوی ہے، جب کہ کلوگرام، میٹر اور سیکنڈ کی تعریف h، c اور ΔVes کے ارکان میں کی جاتی ہے۔
شے کی مقدار کی اکائی	مول	مول، علامت mol، شے کی مقدار کی SI اکائی ہے۔ ایک مول بعینہٖ $6.02214076 \times 10^{23}$ ایلیمنٹری موجودات (اینٹیٹیز) پر مشتمل ہوتا ہے۔ یہ عدد ایووگاڈرو مستقلہ، N_A، کی مقررہ عددی قدر ہے، جب کہ اسے mol^{-1} اکائی میں ظاہر کیا گیا ہو، اور یہ ایووگاڈرو عدد کہلاتا ہے۔ کسی نظام میں شے کی مقدار، علامت n، معینہ ایلیمنٹری موجودات کی تعداد کی پیمائش ہے۔ ایلیمنٹری موجودات کوئی ایٹم، سالمہ، آین، الیکٹران یا کوئی دوسرا ذرہ یا ذرات کا مخصوص گروپ ہوسکتا ہے۔
نوری حدت (درخشاں شدت)	کینڈیلا	کینڈیلا، علامت cd، کسی دی ہوئی سمت میں درخشاں شدت (نوری حدت) کی SI اکائی ہے۔ اس کی تعریف 540×10^{12} Hz فریکوئنسی والے یک رنگی اشعاع، K_{ed} کی نوری اثرانگیزی (Luminous efficacy) کی مقررہ عددی قدر کو 683 لے کر کی جاتی ہے جب کہ اسے $1 m.W^{-1}$ اکائی میں ظاہر کیا گیا ہو جو $cd.sr.W^{-1}K^{-1}$ یا $cd kg^{-1}m^{-2}s^3$ کے مساوی ہے، جب کہ کلوگرام، میٹر اور سیکنڈ کی تعریف c,h اور ΔVes کے ارکان میں کی جاتی ہے۔

© NCERT not to be republished

ابتدا میں دنیا کے مختلف حصّوں میں، پیمائش کے دو مختلف نظام، یعنی کہ ''انگلش نظام'' اور ''میٹرک نظام'' استعمال کیے جا رہے تھے۔ میٹرک نظام، جو سب سے پہلے، اٹھارہویں 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۔

1.3.3 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 ہے SI۔ اوزان اور پیمائشوں کی گیارہویں عمومی کانفرنس (General Conference on Weights and Measures) [فرانسیسی 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 بنائی گئی تھی 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}

1.3.4 کمیت اور وزن (Mass and Weight)

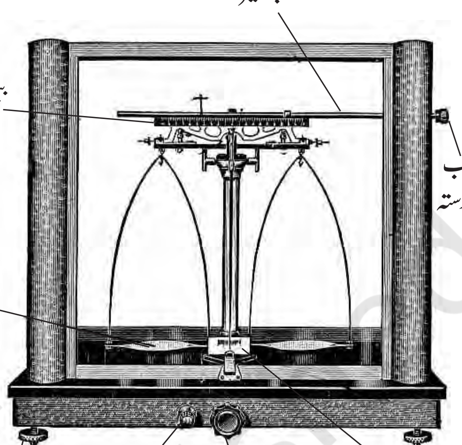
ایک شے کی کمیت اس شے میں پائے جانے والے مادے کی مقدار ہے، جب کہ اس کا وزن اس پر ثقل (Gravity) کے باعث لگنے والی قوت ہے۔ شے کی کمیت مستقلہ ہے، جب کہ اس کا وزن، ایک مقام سے دوسرے مقام پر کشش ثقل کی تبدیلی کی وجہ سے تبدیل ہوسکتا ہے۔ آپ کو ان اصطلاحات استعمال کرتے وقت احتیاط سے کام لینا چاہیے۔

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)۔

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

© NCERT not to be republished

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 تعریفوں کے 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 میٹر یولوجی انسٹی ٹیوٹ اور پیرس میں قائم معیاروں کے بین الاقوامی بیورو (International Bureau of Standards) کے معیاروں سے کیا جاتا رہتا ہے۔

1.3.5 حجم (Volume)

کسی شئے کے ذریعہ گھیری ہوئی جگہ کی مقدار حجم ہوتا ہے۔ 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۔

1.3.6 کثافت (Density)

دو خصوصیات جن کا ذکر اوپر کی سطروں میں کیا گیا ہے وہ درج ذیل طریقہ سے ظاہر کی جاتی ہیں

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

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:

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

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

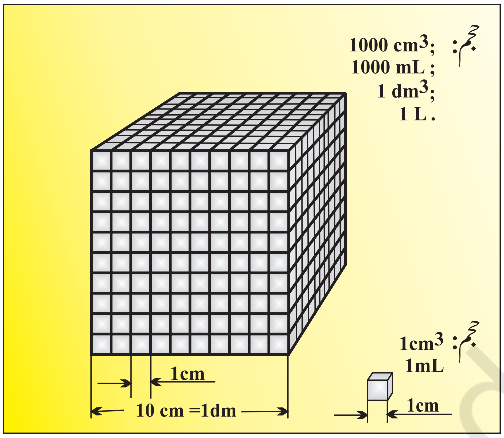
یہ اکائی کافی بڑی ہے اور ایک کیمیاداں، اکثر کثافت $g\ cm^{-3}$ میں ظاہر کرتا ہے، جہاں کمیت گرام میں اور حجم cm^3 میں ظاہر کیا جاتا ہے۔

کسی مادہ کی کثافت ہمیں بتاتی ہے کہ اس کے ذرات کتنے قریب قریب پیک ہیں۔ اگر کثافت زیادہ ہے تو اس کا مطلب ہے کہ ذرات بہت قریبی انداز میں پیک ہیں۔

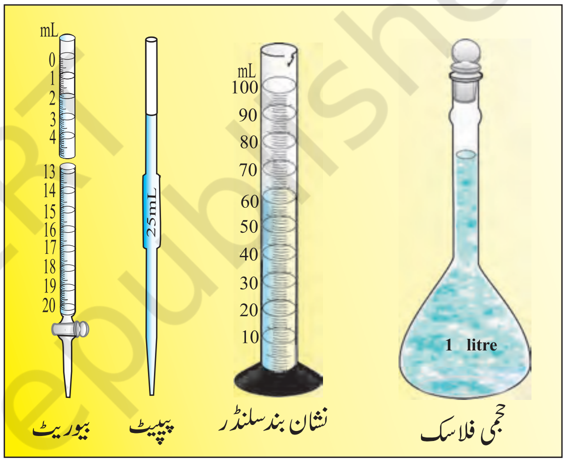
1.3.7 درجہ حرارت (Temperature)

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

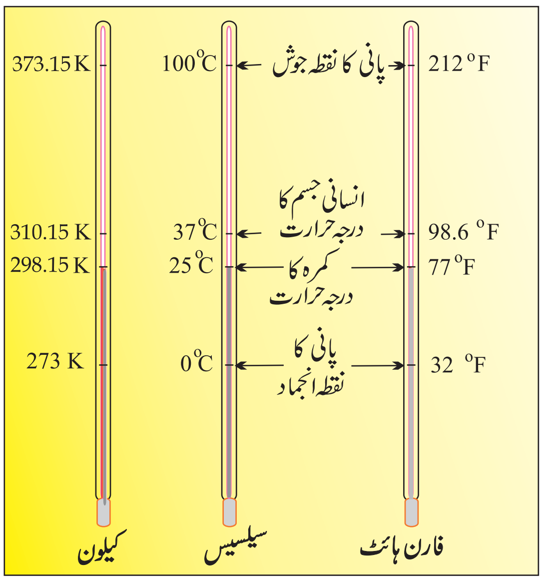
© NCERT not to be republished



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

بالترتیب نقطہ انجماد (Freezing Point) اور نقطہ جوش (Boiling Point) ہیں۔ فارن ہائٹ اسکیل 32 سے 212 تک ظاہر کیا جاتا ہے۔

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 پیمائش کی اکائی کی تعریف کرنے کے بعد سائنس داں حوالہ معیاروں پر متفق ہوئے جو تمام پیمائشی آلات کی پیمانہ بندی (Calibration) کرنے کو ممکن بناتے ہیں۔ قابلِ اعتماد پیمائشیں (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 پیمائش کی جاسکے۔ 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 پیمائش 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 پیمائش پر مرکوز ہے۔ ایسے ایک طریقے کی درستگی 10^6 میں ایک حصہ ہے، جس میں انتہائی خالص (Ultra Pure) سلیکان 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۔

© 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 ویکیوم 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 بامعنی 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 Notation)

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 مضحکہ خیز معلوم ہو سکتا 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 $N\ 10^n$ کی شکل میں ظاہر کیا جاسکتا ہے، جہاں N ایک قوت نما (Exponent) ہے، جس کی قدر مثبت یا منفی ہو سکتی ہے اور N، 1.000..... اور 9.999..... کے درمیان کوئی عدد ہوسکتا ہے۔

اس لیے ہم سائنسی ترسیم میں 232.508 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 درج ذیل نکات 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 :

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

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

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

© 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 8.95×10^3 کو جمع کرنے کے لیے اس طرح لکھا جائے گا: $(6.65\times10^4+0.895\times10^4)$ تاکہ 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 درج 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 Figures)

ہر ایک تجرباتی پیمائش کے ساتھ کچھ نہ کچھ عدم یقینی منسلک ہوتی ہے۔ پیمائشی آلات کی محدودیت کی وجہ سے اور پیمائش کرنے والے کی مہارت کی وجہ سے۔ مثال کے طور پر پلیٹ فارم ترازو کا استعمال کرتے ہوئے ایک شے کا وزن 9.4 گرام حاصل ہوتا ہے۔ تجرباتی ترازو میں تولنے پر اس کا وزن 9.4213 گرام حاصل ہوتا ہے۔ تجرباتی ترازو کے ذریعہ تولا گیا وزن پلیٹ فارم ترازو کے ذریعہ حاصل کئے گئے وزن کے مقابلے میں تھوڑا سا زیادہ ہے۔ لہٰذا عدد 4 جو اعشاریہ کے بعد ہے وہ غیر یقینی 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 285 cm میں، تین بامعنی ہندسے ہیں اور 0.25 mL 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 0.0052 میں دو بامعنی ہندسے ہیں۔

(3) دو غیر 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۔ لیکن 100 میں تین بامعنی اعداد ہیں اور 100.0 میں چار بامعنی ہندسے ہیں۔ ایسے اعداد کو سائنسی ترقیم / ترسیم (Notation) میں بہتر طریقہ سے ظاہر کیا جا سکتا ہے۔ ہم 100 کو ایک بامعنی ہندسہ کے لئے 1×10^2، دو بامعنی ہندسوں کے لئے 1.0×10^2 اور تین بامعنی ہندسوں کے لئے 1.00×10^3 سے ظاہر کرتے ہیں۔

(5) قطعی اعداد (Exact Numbers) میں بامعنی ہندسوں کی تعداد لامتناہی ہوتی ہے۔ مثلاً، 2 گیندوں یا 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۔
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۔

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۔

© NCERT not to be republished

تجرباتی یا تحسیب کی گئی قدروں میں عدم یقینی کی نشاندہی بامعنی 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۔

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

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:

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

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 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 کردیا 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 کردیا 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؟

حل

ہم جانتے ہیں کہ 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

© NCERT not to be republished

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

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

حل

کیونکہ $1\ \text{L} = 1000\ \text{cm}^3$

اور $1\ \text{m} = 100\ \text{cm}$ اس سے ملتا ہے

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

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۔

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

اب $2\ \text{L} = 2 \quad 1000\ \text{cm}^3$

اوپر دی ہوئی مساوات کو اکائی جز ضربی سے ضرب کرتے ہیں

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

مثال

2 دن میں کتنے سیکنڈ ہوتے ہیں؟

حل

یہاں ہم حل جانتے ہیں 1 دن=24 گھنٹے (h)

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

پھر $1\ \text{h} = 60\ \text{min}$

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

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

یعنی Sec.__________=_______(دن)2

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

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

$= 2 \quad 24 \quad 60 \quad 60\ \text{s}$

$= 172800\ \text{s}$

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 انیٹونی لیووسیر (Antoino Lavoisier) نے پیش کیا۔مندرجہ بالا نتیجے پر پہنچنے کے لیے انہوں نے احتراقی تعاملات (Combustion Reactions) کا ہوشیاری سے تجرباتی مطالعہ کیا اور اس نتیجہ پر پہنچا کہ تمام طبعی اور کیمیائی تبدیلیوں میں اس عمل کے دوران کل کمیت میں کوئی تبدیلی واقع نہیں ہوتی ۔اس قانون کی بنیاد پر کیمسٹری میں بعد میں کئی اضافے ہوئے۔ دراصل یہ لیووسیر 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 همیشه یکساں هوتا هے۔

پرآؤسٹ نے کیوپرک کاربونیٹ (Cupric Carbonate) کے دونمونوں پر

© NCERT not to be republished

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۔

	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 جو ایک ساتھ جڑے ہوئے ہیں وہ کمیت کے حساب سے 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 پر آکسائڈ تشکیل دیتی ہے۔

ہائڈروجن + آکسیجن ← پانی
2g   16g   18g

ہائڈروجن + آکسیجن ← ہائڈروجن پر آکسائڈ
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)

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 دباؤ پر ہوں۔

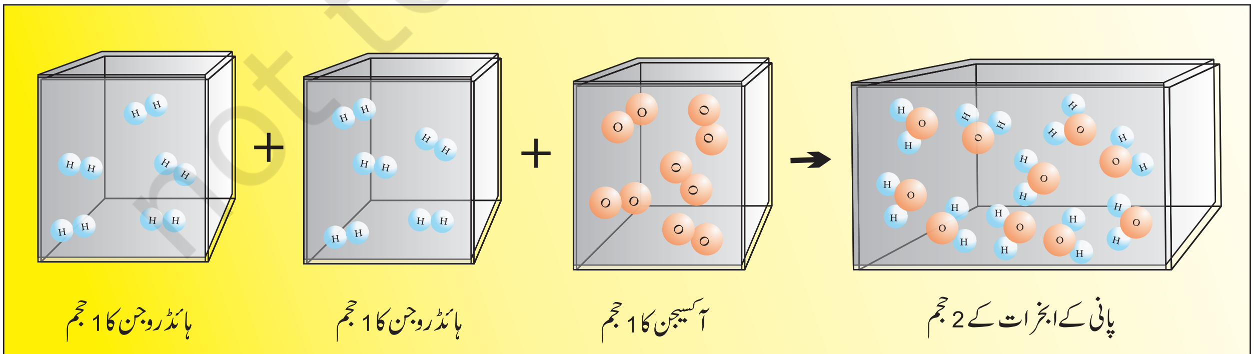
جوزف لوئس گے لوسک

اس لیے 100 mL ہائڈروجن، 50 mL آکسیجن سے متحد ہو کر 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's Law)

لورینزو رومانو امی ڈیو
کارلو ایووگاڈرو ڈی
کوارپکا ایڈی کرے ٹو
(1776-1856)

1811 میں ایووگاڈرو نے تجویز کیا کہ یکساں درجہ حرارت اور دبائو پر تمام 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 دوایٹمی 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 سے مل کر بنتا ہے، 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 یہ نظریہ دوبارہ ابھرنا شروع ہوا جنھوں نے مندرجہ بالا قوانین تک رہنمائی کی۔

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۔ مختلف عناصر کے ایٹموں کی کمیت میں فرق ہوتا ہے۔

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۔ اگر چہ یہ گیسوں کے حجم کے قانون کی وضاحت نہیں کر سکا۔ یہ ایٹموں کے جڑنے کی وجوہات مہیا نہیں کر سکا، جس کا جواب بعد میں دوسرے سائنسدانوں نے دیا۔

© NCERT
not to be republished

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۔

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 کر دی 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

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

ایک ہائڈروجن ایٹم کی کمیت $= 1.6736 \quad 10^{-24}$ 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) کے 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۔ جب ہم شماریات میں عناصر کی ایٹمی کمیتیں استعمال کرتے ہیں تو در اصل ہم 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:

$$(0.98892)\ (12 \text{ u}) + (0.01108)\ (13.00335 \text{ u}) +$$
$$(2 \quad 10^{-12})\ (14.00317 \text{ u})$$
$$= 12.011 \text{ u}$$

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 کر دیا 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 $(C_6H_{12}O_6)$ سالمے کی سالماتی کمیت کا حساب لگائیے

حل

گلوکوز $(C_6H_{12}O_6)$ کی سالماتی کمیت

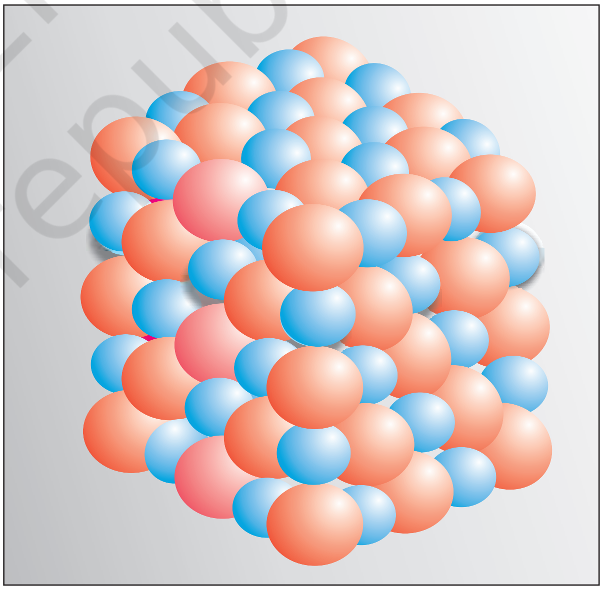
= 6 (12.011 u) + 12 (1.008 u) + 6 (16.00 u)

= (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 آئن) اور منفی (کلورائڈ آئن) اشیا (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^- آئنوں کی پیکنگ

یہ نوٹ کیا جاسکتا ہے کہ سوڈیم کلورائڈ میں ایک Na^+ آئن چھ Cl^- آئن سے گھرا ہوتا ہے اور اس کے برعکس بھی۔

سالماتی کمیت کی بجائے 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 سوڈیم کلورائیڈ 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 منفرد اشیا (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۔

مول، علامت mol، شے کی مقدار کی SI اکائی ہے۔ ایک مول بعینہٖ $6.02214076 \times 10^{23}$ ایلیمنٹری موجودات (اینٹیٹیز) پر مشتمل ہوتا ہے۔ یہ عدد ایوو گاڈرو مستقلہ، NA، کی مقررہ عددی قدر ہے، جب کہ اسے mol^{-1} اکائی میں ظاہر کیا گیا ہو، اور یہ ایوو گاڈرو عدد کہلاتا ہے۔ کسی نظام میں شے کی مقدار، علامت n، معینہ ایلیمنٹری موجودات کی تعداد کی پیمائش ہے۔ ایلیمنٹری موجودات کوئی ایٹم، سالمہ، آین، الیکٹران یا کوئی دوسرا ذرہ یا ذرات کا مخصوص گروپ ہوسکتا 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، $1.992648 \times 10^{-23}g$ ہے۔ یہ جانتے ہوئے کہ کاربن کے ایک مول کا وزن 12g ہے، اس میں موجود ایٹموں کی تعداد مندرجہ ذیل کے مساوی ہے:

$$\frac{12g / mol\ ^{12}C}{1.992648 \times 10^{-23} g / ^{12}C\ atom}$$

$$= 6.0221367 \times 10^{23} atoms / mol$$

1 mol میں ایٹموں کی تعداد کا یہ عدد اتنا اہم ہے کہ اسے ایک علیحدہ نام، **ایوو گاڈرو مستقلہ** (Avogadro Constant) یا ایوو گاڈرو عدد دیا گیا اور علامت (N_A) سے ظاہر کیا جاتا ہے۔ یہ عدد کتنا بڑا ہے اسے سمجھنے

© NCERT not to be republished

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

(ایٹم)$6.022 \quad 10^{23}$ = ہائڈروجن ایٹم کا ایک مول

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

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

شکل 1.11 مختلف اشیا کا ایک مول

مول کی تعریف کر لینے کے بعد، شے یا اجزائے ترکیبی چیزوں 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 اشیاء 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

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

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 12.01 + 6 (1.008 + 16.00) g

= 46.068 g

کاربن کی فی صد کمیت

$$= \frac{24.02 \text{ g}}{46.068 \text{ g}}\times100 = 52.14\%$$

ہائڈروجن کی فی صد کمیت

$$= \frac{6.048 \text{ g}}{46.068 \text{ g}}\times100 = 13.13\%$$

© NCERT not to be republished

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 و شمار 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 ہو تو 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۔ یہ مرکب میں موجود اجزا کے مول کی تعداد بتائے گا۔

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 ہر ایک مول قدر کو ان میں سے 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 2:1:1 حاصل ہوتی ہے۔

اگر یہ نسبت مکمل اعداد کی شکل میں نہ ہو، تو انھیں مناسب ضریب (Coefficient) سے ضرب کرکے 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 کرکے ایمپریکل فارمولا کمیت معلوم کیجیے۔ CH_2Cl کے لیے، ایمپریکل فارمولا کمیت ہے:

$12.01 + (2 \times 1.008) - 35.453$

$= 49.48\ g$

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

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

$= 2 = (n)$

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

ایمپریکل فارمولا $= CH_2Cl;\ n = 2$

اس لیے سالماتی فارمولا $= C_2H_4Cl_2$

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

© NCERT not to be republished

ایک کیمیائی مساوات کومتوازن کرنا (Balancing a Chemical Equation)

کمیت کی بقا کے قانون کے مطابق ایک متوازن کیمیائی مساوات میں، مساوات کے دونوں طرف عنصر کے ایٹوں کی تعداد یکساں ہوتی ہے۔کئی کیمیائی مساواتوں کوسعی وخطا (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) غیرمتوازن 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 ایٹوں 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 تاکہ بائیں طرف آکسیجن کے ایٹوں کی تعداد، مساوات کے دائیں طرف آکسیجن کے ایٹوں 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۔

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

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 (6 = 2 3 CO_2 میں اور 4 = 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۔

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:

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

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۔

© NCERT not to be republished

O_2 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 کر کے، $CO_2(g)$ 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 کر کے، $CO_2(g)$ کا ایک سالمہ اور $H_2O(g)$ کے دو سالمات بناتا ہے۔
- CH_4 (g) کے 22.4L، O_2 (g) کے 45.4L کے ساتھ تعامل کر کے $CO_2(g)$ کے 22.7L اور $H_2O(g)$ کے 45.4L بناتا ہے۔
- CH_4 (g) کے 16g، O_2 (g) کے 32 g 2 سے تعامل کر کے، $CO_2(g)$ کے 44 g اور $H_2O(g)$ کے 18 g 2 بناتے ہیں۔

ان رشتوں کی مدد سے دیے ہوئے اعداد و شمار 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 (2 + 16)

$= 2 \times 18 = 36$ g

H_2O مول 1 $= 18\ gH_2O \Rightarrow \frac{18\ g\ H_2O}{1\ mol\ H_2O} = 1$

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۔

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

CO_2 (g) کے مول کی تعداد

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

$$= 0.5\ mol\ CO_2(g)$$

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

1.10.1 تحدیدی 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 سب سے 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 سب سے پہلے استعمال ہو جاتا ہے تشکیل پانے والے ماحصل کی مقدار کو محدود کر دیتا ہے اور اس لیے **تحدیدی متعامل شے** (Limiting Reagent) کہلاتا ہے۔ تناسب پیمائی تحسیب میں اس پہلو کو بھی دھیان میں رکھنا چاہیے۔

© NCERT not to be republished

مسئلہ 1.5

10.0 (kg) کے H_2 (g) اور 50.0 kg کے N_2 (g) 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 تحدیدی 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 کی تعداد

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

$$= 17.86 \times 10^2\ mol$$

H_2 کے مول کی تعداد

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

$$= 4.96 \times 10^3\ mol$$

مندرجہ بالا مساوات کے مطابق، تعامل کے لیے 1 mol N_2(g) کو 3 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۔

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

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

لیکن ہمارے پاس صرف 4.96×10^3 mol H_2(g) ہے۔ اس لیے ڈائی ہائڈروجن اس صورت میں تحدیدی متعامل ہے۔ اس لیے ہائڈروجن کی دستیاب مقدار، یعنی کہ 4.96×10^3 mol سے ہی، NH_3(g)، بنے گی۔

کیونکہ، 3 mol H_2 (g)، 2 mol NH_3 (g) دیتی ہے۔

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

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

3.30×10^3 mol NH_3(g) حاصل ہوگی۔

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

$$1\ mol\ NH_3\ (g) = 17.0\ g\ NH_3\ (g)$$

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

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

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

$$= 56.1\,kg\ NH_3$$

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۔

1. کمیت فی صد *(Mass Per Cent)*

یہ مندرجہ ذیل رشتے کو استعمال کرکے 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 کرکے ایک محلول تیار کیا جاتا ہے۔ منحل (Solute) کی کمیت فی صد معلوم کیجیے۔

حل

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

© NCERT not to be republished

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

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

$$= 10\ \%$$

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:

A کی مول کسر = (A کے مولوں کی تعداد) / (محلول کے مولوں کی تعداد)

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

B کی مول کسر = (B کے مولوں کی تعداد) / (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

مولاریت (M) = (منحل کے مولوں کی تعداد) / (محلول کا حجم (لیٹر میں))

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

NaOH 1M 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 1M محلول سے 0.2m محلول بنانے کے لیے ہمیں NaOH کے 0.2 مول لینے ہوں گے اور اس میں پانی ملا کر 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: $M_1 \ V_1 = M_2 \ V_2$ 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

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

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

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 لگائیے۔

حل

مولاریت (M) = (منحل کے مولوں کی تعداد) / (محلول کا حجم (لیٹر میں))

© NCERT not to be republished

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

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

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

$= 0.4\ \text{M}$

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 لگائیے۔

حل

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

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

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

$(\text{کثافت} = 1.25\ \text{g mL}^{-1})$

$\text{محلول میں پانی کی کمیت} = 1250 - 175.5$

$= 1074.5\ \text{g}$

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

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

$= 2.79\ m$

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 زیادہ تر 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۔ پیائش کے بہت سے 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 و شمار 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 و شمار 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**، **صنفی 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 u 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 پیمائی** کہلاتا ہے۔ تناسب پیمائی 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 برخلاف 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 ہوسکتی 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 ہوسکتی 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 وشمار 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 وشمار 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 3.0×10^8 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 2.00×10^3 g ڈائی نائٹروجن، 1.00×10^3 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_2CO_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۔(پانی کی کثافت کو 1.0 مانیے)

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