1. મોડ્યુલ અને તેની રચનાની વિગતો

મોડ્યુલની વિગત	
વિષયનું નામ	રસાયણવિજ્ઞાન
કોર્સનું નામ	રસાયણવિજ્ઞાન 01 (ધોરણ XI સિમેસ્ટર 01)
મોડ્યુલનું નામ / શીર્ષક	રસાયણવિજ્ઞાનની કેટલીક પાયાની સંકલ્પનાઓ: ભાગ 3
મોડ્યુલ Id	kech_10103
પૂર્વજ્ઞાન	પરમાણુ, અણુ, દ્રવ્ય, દ્રવ્યના વિવિધ પ્રકારના ગુણધર્મો
હેતુઓ	આ મોડ્યુલના અભ્યાસથી તમે ..... • રાસાયણિક સંયોગીકરણના નિયમો સમજાવી શકશો. • ડાલ્ટનનો પરમાણ્વીય સિદ્ધાંત સમજાવી શકશો. • એવોગેડ્રો આંક પર્યાય સમજાવી શકશો. • પરમાણ્વીય દળ એકમને વ્યાખ્યાયિત કરી શકશો. • પરમાણ્વીય દળ, સરેરાશ પરમાણ્વીય દળ, આણ્વીય દળ, સૂત્ર દળને વિભેદિત કરી શકશો
ચાવીરૂપ શબ્દો	દળ સંચયનો નિયમ, નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ, ગુણક પ્રમાણનો નિયમ, ગે લ્યુસેકનો નિયમ, ડાલ્ટનનો પરમાણ્વીય સિદ્ધાંત, એવોગેડ્રો આંક, પરમાણ્વીય દળ એકમ, સરેરાશ પરમાણ્વીય દળ, આણ્વીય દળ, સૂત્ર દળ

2. વિકાસ ટીમ

કામગીરી	નામ	સંસ્થા
રાષ્ટ્રીય MOOC સંયોજક (NMC)	પ્રો. અમરેન્દ્ર પી. બેહેરા	CIET,NCERT, ન્યુ દિલ્હી
કાર્યક્રમ સંયોજક	ડૉ. મોહમદ મામુર અલી	CIET, NCERT, ન્યુ દિલ્હી
અભ્યાસક્રમ સંયોજક (CC)/ PI	પ્રો. આર. કે. પરાશર	DESM, NCERT, ન્યુ દિલ્હી
અભ્યાસક્રમ સહ સંયોજક / Co-PI	ડૉ. એરૂમખાન	CIET, NCERT, ન્યુ દિલ્હી
વિષય વસ્તુ નિષ્ણાંત (SME)	ડૉ. કોમલ એસ. ખત્રી	જી.બી. પંત ઇન્સ્ટીટ્યુટ ઓફ પોલીટેકનીક, ઓખલા-II, ન્યુ દિલ્હી
સમીક્ષા ટીમ	ડૉ. અલકા મેહરોત્ર ડૉ. એરૂમખાન	DESM, NCERT, ન્યુ દિલ્હી CIET, NCERT, ન્યુ દિલ્હી

અનુવાદક	પ્રો.(ડૉ.) મયૂર સી.શાહ	પ્રોફેસર (રસાયણવિજ્ઞાન) ગૂજરાત વિદ્યાપીઠ, અમદાવાદ

વિષયવસ્તુનું કોષ્ટક

1 પ્રસ્તાવના
2.રાસાયણિક સંયોગીકરણના નિયમો
2.1 દળ સંચયનો નિયમ
2.2 નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ
2.3 ગુણક પ્રમાણનો નિયમ
2.4 ગે લ્યુસેકનો વાયુમય કદનો નિયમ
2.5 એવોગેડ્રો નિયમ
3. ડાલ્ટનનો પરમાણ્વીય સિદ્ધાંત
4. પરમાણ્વીય અને આણ્વય દળ
5. સારાંશ

1. પ્રસ્તાવના

મોડ્યુલ-1 માં તમે શીખ્યા છો કે રસાયણવિજ્ઞાન દ્રવ્યના સંઘટન, બંધારણ અને ગુણધર્મો સાથે સબંધિત છે. આ બાબતોને દ્રવ્યના મૂળ ઘટકો -પરમાણુઓ અને અણુઓની દ્રષ્ટીએ ઉત્તમ રીતે વર્ણવી શકાય. એ નોંધવું રસપ્રદ છે કે ભૌતિકવિજ્ઞાન અને જીવવિજ્ઞાનની યોગ્ય પ્રગતિ પરમાણુઓના જ્ઞાન વિના થઇ શકી છે પરંતુ રસાયણવિજ્ઞાનની પ્રગતિની શરૂઆત પરમાણ્વીય ઉત્કલ્પનાની રચના પછી થઇ હતી. રાસાયણિક સંયોગીકરણના નિયમો આપણને પરમાણુઓના અસ્તિત્વનો પ્રથમ પુરાવો પૂરો પાડ્યો હતો, જેના આધારે જહોન ડાલ્ટને 'દ્રવ્યનો પરમાણ્વીય સિદ્ધાંત' રજૂ કર્યો હતો. તમે આ સિંદ્ધાંત વિષે આ મોડ્યુલમાં પછીથી શીખશો.

તમે તમારા પહેલાના ધોરણોમાં જાણ્યું હશે કે વૈજ્ઞાનિકોએ તત્વો અને સંયોજનો વચ્ચેના તફાવતને માન્યતા આપી તથા તેઓ તત્વો કેવી રીતે અને શા માટે જોડાય છે અને જયારે તે જોડાય છે ત્યારે શું થાય છે તે શોધવામાં રસ ધરાવતા હતા. એન્ટોની એલ. લેવોઝીયરે રાસાયણિક સંયોગીકરણના બે નિયમો પ્રસ્થાપિત કરીને રાસાયણિક વિજ્ઞાનનો પાયો નાંખ્યો હતો.

2.રાસાયણિક સંયોગીકરણના નિયમો

હાલમાં તે જાણીતું છે કે રાસાયણિક પ્રક્રિયાઓમાં સંયોજનો બનાવવા માટેના તત્વોના સંયોગીકરણ પ્રક્રમ અથવા સંયોજનની તેના મૂળ ઘટકોમાં વિયોજન પામવાના પ્રક્રમ સમાયેલા હોય છે. આ બધા પ્રક્રમ નીચે દર્શાવેલ પાયાના પાંચ નિયમો દ્વારા થતા હોય છે.

1. દળ સંચયનો નિયમ
2. નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ
3. ગુણક પ્રમાણનો નિયમ
4. એવોગેડ્રો નિયમ
5. કદ સંયોગીકરણનો નિયમ અથવા ગે લ્યુસેકનો વાયુમય કદનો નિયમ

આ પાંચ નિયમો પૈકી પ્રથમ ચાર નિયમો દળ સાથે સબંધિત છે, જયારે પાંચમો નિયમ એટલેકે ગે

લ્યુસેકનો વાયુમય કદનો નિયમ પ્રક્રિયા પામતા વાયુઓના કદ સાથે સબંધિત છે.

2.1 દળ સંચયનો નિયમ

આ નિયમ 1789 માં ફ્રેંચ રસાયણ વિજ્ઞાની એન્ટોની લેવોઝીયરે(આકૃતિ 1) રજૂકર્યો હતો. તેમણે દહન પ્રક્રિયાઓનો કાળજીપૂર્વક પ્રાયોગિક અભ્યાસ કરેલો અને એ તારણ પર પહોચ્યા હતા કે બધા ભૌતિક અને રાસાયણિક ફેરફારો અથવા પ્રક્રિયાઓમાં પ્રક્રીયકોના કુલ દળ અને નીપજોના કુલ દળ સમાન હોય છે. આમ, આ નિયમ મુજબ પ્રક્રમ દરમિયાન દળમાં કોઈ ચોખ્ખો ફેરફાર થતો નથી. દળ સંચયના નિયમને એ રીતે રજૂ કરી શકાય કે 'દ્રવ્યનું સર્જન કે નાશ થતો નથી'.

એન્ટોની લેવોઝીયર (1743 - 1794)

(સ્રોત: https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/7/78/Antoine_laurent_lavoisier.jpg)

આપણા રોજીંદા જીવનમાં ઘણા પ્રક્રમો એવા છે કે જે આ નિયમના ઉદાહરણો છે. ઉદાહરણ તરીકે બરફના ટુકડાનું પાણીમાં રૂપાંતરણ. જો આપણે ફલાસ્કમાં બરફના ટુકડાને લઈને ફલાસ્કને બૂચ વડે બંધ કરીને ગરમ કરીએ તો બરફનો ટૂકડો પાણીમાં ફેરવાય છે. પાણી ભરેલા ફલાસ્કનું વજન કરીએ તો એ જોવા મળે છે કે પાણીના ભૌતિક ફેરફારના કારણે તેના દળમાં કોઈ ફેરફાર થતો નથી. આ નિયમને પ્રયોગશાળામાં સહેલાઈથી ચકાસી શકાય છે. CuSO4 (કોપર સલ્ફેટ)ના દ્રાવણ અને BaCl2(બેરીયમ ક્લોરાઈડ) ના દ્રાવણ વચ્ચે પ્રક્રીયા થાય તો પ્રક્રિયા પહેલાના અને પછીના પ્રક્રિયા ફલાસ્કમાં રહેલા પદાર્થના વજનને નીચેની પ્રવૃત્તિ દ્વારા સમજાવી શકાય છે:

1. કોનિકલ ફલાસ્કમાં 10 mL મંદ CuSO4 નું દ્રાવણ લો.
2.ફલાસ્કમાં BaCl2 ભરેલી દહનનળીને ઉભી રાખો, કાળજી રાખો કે બંને દ્રાવણો મિશ્ર ન થઇ જાય.
3. ફલાસ્કમાંના પદાર્થોને સાચવવા માટે ફલાસ્કના મુખ પર બૂચ લગાવો.
4. પ્રક્રિયા ગોઠવણનું વજન કરો.
5.ફલાસ્ક અને દહનનળીમાંના પ્રક્રીયકોને નમાવી, હલાવી મિશ્ર કરો.

6. $BaSO_4$ ના સફેદ અવક્ષેપનું નિર્માણ રાસાયણિક પ્રક્રિયા પૂર્ણ થયાનું સૂચવે છે.
7. પ્રક્રિયા ગોઠવણનું ફરીથી વજન કરો.
આ નિયમ રસાયણવિજ્ઞાનમાં થયેલા કેટલાક પશ્ચાત વિકાસમાં પાયારૂપ બન્યો છે. આ નિયમ પ્રક્રિયકો અને નીપજોના દળના ચોક્કસ માપન અને લેવોઝીયરે કાળજીપૂર્વક કરેલા યોજનાબદ્ધ પ્રયોગોનું પરિણામ હતું.

2.2 નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ

આ નિયમ ફ્રેંચ રસાયણવિજ્ઞાની જોસેફ પ્રાઉસ્ટ દ્વારા રજૂ થયેલો. તેમણે નિવેદિત કર્યું કે આપેલ સંયોજન હંમેશા વજનથી સરખા પ્રમાણમાં તત્વો ધરાવે છે. પ્રાઉસ્ટે કોપર કાર્બોનેટના બે નમૂના સાથે કાર્ય કરેલું, જેમાનો એક કુદરતી સ્રોતમાંથી મેળવેલ અને બીજો સાંશ્લેષિત હતો.

આકૃતિ 2 જોસેફ પ્રાઉસ્ટ (1754 – 1826)

(સ્રોત: http://dic.academic.ru/pictures/wiki/files/106/joseph-louis_proust.jpg)

તેમણે નોંધ્યું કે નીચે દર્શાવ્યા મુજબ બંને નમૂનામાં રહેલા તત્વોનું સંઘટન સરખું છે.

	કોપરના %	ઓક્સિસજનના %	કાર્બનના %
કુદરતી નમૂનો	51.35	9.74	38.91
સાંશ્લેષિત નમૂનો	51.35	9.74	38.91

આમ, સ્રોત ગમે તે પ્રકારના હોવા છતાં પણ આપેલ સંયોજનમાં સમાન તત્વો સરખા પ્રમાણમાં રહેલા હોય છે. આ નિયમની યથાર્થતા જુદા-જુદા પ્રયોગોથી નક્કી થયેલી છે. કેટલીક વખત તે નિશ્ચિત સંઘટનના નિયમ તરીકે દર્શાવાય છે.

ઉદાહરણ -1:

કોઈપણ દેશના કૂવા, નદી, સમુદ્ર અથવા તળાવ જેવા કોઈપણ સ્રોતમાંથી મેળવેલ શુદ્ધ પાણી, હંમેશા હાઇડ્રોજન અને ઓક્સિજન પરમાણુઓના દળથી સમાન નિશ્ચિત ગુણોત્તર 1:8 પ્રમાણે સંયોજાવાથી

બનેલું હોય છે.

કાર્બન ડાયોક્સાઈડ તેના નિર્માણના પ્રક્રમ એટલે કે ચૂનાના પથ્થર($CaCO_3$) ને ગરમ કરવાથી, કોલસાને હવામાં બાળવાથી કે સોડીયમ હાઇડ્રોજન કાર્બોનેટ($NaHCO_3$) ને ગરમ કરવાથી વગેરે પર આધાર રાખ્યા વિના કાર્બન અને ઓક્સિજનનો નિશ્ચિત ગુણોત્તર 12:32 ધરાવે છે.

જો નમૂનામાં રહેલા સંયોજનો તત્વોના જુદા-જુદા સમસ્થાનિકો ધરાવતો હોય તો સંયોજનોના જુદા-જુદા નમૂનામાં રહેલા તત્વોનો ગુણોત્તર જુદો-જુદો હોય છે. ઉદાહરણ તરીકે C-12 સમસ્થાનિક ધરાવતા CO_2 માં બંને તત્વો દળથી ગુણોત્તર 12:32 પ્રમાણે સંયોજાયેલા હોય છે.જો CO_2 અણુ C-14 સમસ્થાનિક ધરાવતો હોય તો તેમાં કાર્બન અને ઓક્સિજનનો દળથી ગુણોત્તર 14:32 હોય છે. વળી, તે પણ શક્ય છે કે જુદા-જુદા સંયોજનોમાં રહેલા તત્વોના ગુણોત્તર સમાન હોય. ઉદાહરણ તરીકે ઇથેનોલ (C_2H_5OH) અને મિથોક્સીમિથેન (CH_3OCH_3) સમાન આણ્વીયસૂત્ર C_2H_6O ધરાવતા બે જુદા જુદા સંયોજનો છે જે C:H:O નો સમાન ગુણોત્તર એટલે કે 24:6:16 ધરાવે છે.

કોયડો: 6.448 g લેડ 1.002g ઓક્સિજન સાથે સીધું જોડાઈને લેડ પેરોક્સાઈડ બનાવે છે. લેડ નાઈટ્રેટને ગરમ કરીને પણ લેડ પેરોક્સાઈડ બનાવવામાં આવે છે અને લેડ પેરોક્સાઈડમાં રહેલા ઓક્સિજનનું પ્રમાણ 13.38%જોવા મળ્યું હતું. આ માહિતીનો ઉપયોગ કરી નિશ્ચિત પ્રમાણના નિયમને સમજાવો.

ઉકેલ: પ્રથમ પ્રયોગમાં, બનેલા લેડ પેરોક્સાઈડનું દળ = (6.488 + 1.002) = 7.490g , 7.490g લેડ પેરોક્સાઈડ 1.002g ઓક્સિજન ધરાવે છે.
તેથી 100g લેડ પેરોક્સાઈડ $(1.002/7.490)\times100=13.38$g ઓક્સિજન અથવા 13.38% ઓક્સિજન ધરાવશે.

બીજા પ્રયોગમાં, લેડ પેરોક્સાઈડમાં રહેલા ઓક્સિજનનું પ્રમાણ 13.38% આપેલું છે.
બંને પ્રકારના લેડ પેરોક્સાઈડના નમૂનામાં ઓક્સિજનનું ટકાવાર પ્રમાણ સમાન જોવા મળ્યું. આમ આ ઉદાહરણ નિશ્ચિત પ્રમાણના નિયમને સમજાવે છે.

2.3 ગુણક પ્રમાણનો નિયમ

આ નિયમ ડાલ્ટને (આકૃતિ 3) 1803 માં રજૂ કર્યો હતો. આ નિયમ મુજબ, જ્યારે બે તત્વો સંયોજાઈને એક કરતા વધારે સંયોજનો બનાવે છે ત્યારે એક તત્વના દળ, બીજા તત્વના સંયોજાતા નિશ્ચિત દળ સાથે જોડાય છે જે નાની પૂર્ણાંક સંખ્યાના ગુણોત્તરમાં હોય છે.

આકૃતિ 3 જહોન ડાલ્ટન

(સ્રોત:https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/d/d4/John_Dalton_by_Charles_Turner.jpg)

ઉદાહરણ તરીકે હાઇડ્રોજન, ઓક્સિજન સાથે સંયોજાઈને બે સંયોજનો પાણી અને હાઇડ્રોજન પેરોક્સાઈડ બનાવે છે.

હાઈડ્રોજન + ઓક્સિજન → પાણી
2 g 16 g 18 g

હાઈડ્રોજન + ઓક્સિજન → હાઈડ્રોજન પેરોક્સાઈડ
2 g 32 g 34 g

અહિયા ઓક્સિજનના દળ (16 g અને 32 g) જે હાઈડ્રોજનના નિશ્ચિત દળ (2g) સાથે સંયોજાય છે, તે સાદો ગુણોત્તર દર્શાવે છે. એટલે કે 16:32 અથવા 1:2.

ગુણક પ્રમાણના નિયમનું અન્ય ઉદાહરણ નાઈટ્રોજન અને ઓક્સિજન ધરાવતા સંયોજનો છે. નાઈટ્રોજન અને ઓક્સિજન બે તત્વો સંયોજાઈને કોષ્ટક 1 માં દર્શાવ્યા મુજબના વિવિધ સંયોજનો બનાવે છે. આ સંયોજનો પૈકીના દરેકમાં નાઈટ્રોજનનું નિશ્ચિત દળ એટલેકે 14 ભાગ ઓક્સિજનના ગુણક દળ સાથે સંયોજાઈને વિવિધ પ્રકારના સંયોજનો આપે છે. આ દળ એકબીજા માટે સાદા ગુણોત્તર 1:2:3:4:5 ને અનુસરે છે.

કોષ્ટક 1 નાઈટ્રોજન અને ઓક્સિજન એકબીજા સાથે સંયોજાઈને બનાવતા વિવિધ સંયોજનો

	નાઈટ્રોજન ઓક્સાઈડ	નામ	N નું દળ	O નું દળ	N ના નિશ્ચિત દળ એટલે કે 14 ભાગ સાથે સંયોજાતું ઓક્સિજનનું દળ	ઓક્સિજન નો સાદો ગુણોત્તર
1	N_2O	નાઈટ્રસ ઓક્સાઈડ	28	16	8	1
2	NO	નાઈટ્રિક ઓક્સાઈડ	14	16	16	2
3	N_2O_3	નાઈટ્રોજન ટ્રાયોક્સાઈડ	28	48	24	3
4	N_2O_4	નાઈટ્રોજન ટેટ્રોક્સાઈડ	28	64	32	4
5	N_2O_5	નાઈટ્રોજન પેન્ટોક્સાઈડ	28	80	40	5

કોયડો: કાર્બનના બે ઓક્સાઈડ સંયોજનોમાં રહેલા કાર્બનનું ટકાવાર પ્રમાણ નીચે દર્શાવેલ છે. તમે દર્શાવો કે કાર્બનના આ ઓક્સાઈડ સંયોજનો ગુણક પ્રમાણના નિયમને સમજાવે છે.

પ્રથમ ઓક્સાઈડમાં રહેલા કાર્બનનું ટકાવાર પ્રમાણ	બીજા ઓક્સાઈડમાં રહેલા કાર્બનનું ટકાવાર પ્રમાણ
42.9	27.3

ઉકેલ: બે ઓક્સાઈડ સંયોજનોમાં રહેલા કાર્બન અને ઓક્સિજનના ટકાવાર સંઘટનની ગણતરી નીચે દર્શાવેલ કોષ્ટક 2 માં દર્શાવ્યા પ્રમાણે કરી શકાય છે.

સંયોજનમાં હાજર તત્વ	પ્રથમ ઓક્સાઈડ	દ્વિતીય ઓક્સાઈડ
કાર્બન (આપેલ)	42.9%	27.3%
ઓક્સિજન (તફાવત દ્વારા)	57.1%	72.7%

આમ, 100g પ્રથમ ઓક્સાઈડમાં 42.9g કાર્બન અને 57.1g ઓક્સિજન સંયોજાયેલા છે. તેથી 1g કાર્બન 57.1/42.9g ઓક્સિજન અથવા 1.૩૩ g ઓક્સિજન સાથે સંયોજાયેલ છે. 100g દ્વિતીય ઓક્સાઈડમાં 27.3g કાર્બન અને 72.7g ઓક્સિજન સંયોજાયેલા છે. તેથી 1g કાર્બન 72.7/27.3g ઓક્સિજન અથવા 2.66g ઓક્સિજન સાથે સંયોજાયેલ છે. કાર્બન(નિશ્ચિત દળ)ના 1g સાથે સંયોજાતા ઓક્સિજનના દળનો ગુણોત્તર 1.૩૩:2 અથવા 1:2 છે. આ સાદો પૂર્ણાંક ગુણોત્તર છે. આમ, આ કાર્બનના ઓક્સાઈડ સંયોજનો ગુણક પ્રમાણનો નિયમ સમજાવે છે.

2.4 ગે લ્યુસેકનો વાયુમય કદનો નિયમ

આ નિયમ ગે લ્યુસેકે (આકૃતિ 4) 1808 માં રજૂ કર્યો હતો. તેણે અવલોકન કર્યું કે જ્યારે રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં વાયુઓ સંયોજાય છે અથવા ઉત્પન્ન થાય છે ત્યારે જો વાયુઓ સમાન તાપમાને અને દબાણે હોય તો તેમના કદ સાદો ગુણોત્તર દર્શાવે છે.

આકૃતિ 4 જોસેફ લુઇસ ગે લ્યુસેક
(સ્રોત:https://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/2/2f/Gaylussac.jpg/170px-Gaylussac.jpg)

આમ, 100 mL હાઇડ્રોજન 50 mL ઓક્સિજન સાથે સંયોજાય તો 100 mL પાણીની બાષ્પ મળે છે.

હાઈડ્રોજન + ઓક્સિજન → પાણી (બાષ્પ)

100 mL 50 mL 100 mL

આમ, હાઇડ્રોજન અને ઓક્સિજનના કદ (એટલે કે 100 mL અને 50 mL) જયારે સંયોજાય છે, ત્યારે તેમના કદનો સાદો ગુણોત્તર 2:1 હોય છે. ગે લ્યુસેકનો કદના સંયોજાવાના સંબંધમાં પૂર્ણાંક ગુણોત્તર હકીકતમાં કદથી નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ છે. અગાઉ સમજાવેલ નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ દળના અનુસંધાનમાં હતો. ગે લ્યુસેકના નિયમને યોગ્ય રીતે એવોગેડ્રોના કાર્યોના આધારે 1811 માં સમજાવવામાં આવ્યો હતો.

કોયડો: 40 mL એસિટીલીન (C_2H_2)ના સંપૂર્ણ દહન માટે ઓક્સિજનના કેટલા કદની જરૂર પડશે? કાર્બન ડાયોક્સાઈડનું કેટલું કદ બનશે. એસિટીલીન અને ઓક્સિજન વચ્ચેની પ્રક્રિયાનુ રાસાયણિક સમીકરણ નીચે દર્શાવેલ છે.

$2C_2H_2 (g) + 5O_2 (g) \rightarrow 4CO_2 (g) + 2H_2O$

ઉકેલ: નીચે દર્શાવેલ સમીકરણ મુજબ એસિટીલીનના 2 કદ ઓક્સિજનના 5 કદ સાથે સંયોજાય છે.

$2C_2H_2(g) + 5O_2(g) \longrightarrow 4 CO_2(g) + 2H_2O$

2 કદ 5 કદ 4 કદ 2 કદ

1 કદ (5/2) કદ $CO_2(g)$ નું 4/2 કદ

40 mL (5/2)× 40 mL (4/2)× 40 mL

40 mL 100mL 80 mL

આમ, 40 mL એસિટીલીનના સંપૂર્ણ દહન માટે 100mL ઓક્સિજન જરૂરી છે અને 80 mL CO_2 ઉત્પન્ન થાય છે.

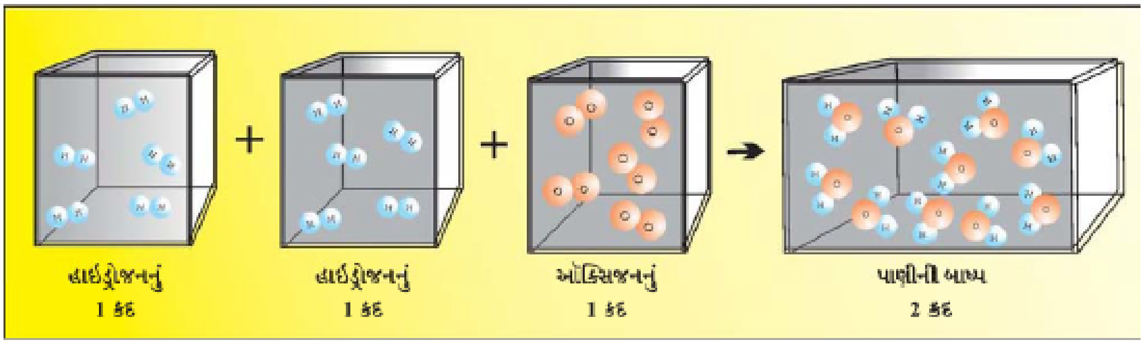
2.5 એવોગેડ્રો નિયમ

1811 માં એવોગેડ્રોએ સૂચવ્યું કે સમાન તાપમાને અને દબાણે વાયુઓના સમાન કદ, સમાન સંખ્યામાં અણુઓ ધરાવે છે. એવોગેડ્રોએ પરમાણુ અને અણુ વચ્ચે ભેદ સમજાવ્યો, જે હાલના સમયમાં સ્પષ્ટ સમજી શકાય છે.

આકૃતિ 5 લોરેન્ઝો રોમેનો એમિડો કાર્લો એવોગેડ્રો એડીકાર્લો
(સ્રોત: https://whewellsghost.files.wordpress.com/2015/08/avogadro_amedeo-251x300.jpg)

જો આપણે હાઇડ્રોજન અને ઓક્સિજનના સંયોજાવાથી પાણી બનવાની પ્રક્રિયાનો ફરી વિચાર કરીએ તો કહી શકાય કે હાઈડ્રોજનના બે કદ, ઓક્સિજનના એક કદ સાથે સંયોજાઈને પ્રક્રિયા પામ્યા વિનાનો ઓક્સિજન બાકી રાખ્યા વિના બે કદ પાણી બનાવે છે.

વાસ્તવમાં, એવોગેડ્રો ઉપરના પરિણામોને અણુ બહુપરમાણ્વીય હોય છે, તેમ સ્વીકારીને સમજાવી શક્યા હોત. જો હાઇડ્રોજન અને ઓક્સિજનને જેમ હાલના સમયમાં સ્વીકારાયેલ છે તેમ દ્વિપરમાણ્વીય ગણ્યા હોત તો ઉપરોક્ત પરિણામો સરળતાથી સમજી શકાય છે. આકૃતિ 6 આ બાબત સમજાવે છે. અહી નોંધનીય છે કે દરેક બોક્સમાં અણુઓની સંખ્યા સમાન છે.



આકૃતિ 6 હાઇડ્રોજનના બે કદ, ઓક્સિજનના એક કદ સાથે જોડાઈને બે કદ પાણીની બાષ્પ બનાવે છે.

(સ્રોત: એકમ 1, પૃષ્ઠ નં.12, ધોરણ-XI પાઠ્યપુસ્તક, NCERT)

એવોગેડ્રોની દરખાસ્ત ફ્રેંચ Journal de Physidue માં પ્રકાશિત થયેલી અને તે સાચી હોવા છતાં પણ

તેને ખાસ ટેકો મળ્યો ન હતો. ડાલ્ટન અને અન્ય વૈજ્ઞાનિકો માનતા હતા કે એક જ પ્રકારના પરમાણુઓ એકબીજા સાથે સંયોજાઈ શકે નહિ અને હાઇડ્રોજન કે ઓક્સિજનના બે પરમાણુઓ ધરાવતો અણુ સંભવી શકે નહિ. ત્યારબાદ આશરે 50 વર્ષ પછી 1860 માં જર્મનીના કર્લશ્રુહેમાં મળેલી રસાયણવિજ્ઞાનની પ્રથમ આંતરરાષ્ટ્રીય કોન્ફરન્સની સભાએ કેટલાક ઠરાવો કર્યા હતા. આ સભામાં સ્ટેનીસલાઓ કેનિઝારોએ રાસાયણિક તત્વજ્ઞાનના અભ્યાસનો એક સ્કેચ રજૂ કર્યો હતો, જેથી એવોગેડ્રોના કાર્યની અગત્યને મહત્વ અપાયું હતું.

3. ડાલ્ટનનો પરમાણ્વીય સિધ્ધાંત

દ્રવ્યના નાણા અવિભાજ્ય કણો a-tomio (જેનો અર્થ થાય છે કે અવિભાજ્ય)નું પગેરું ગ્રીક તત્વજ્ઞાની ડેમોક્રીટસ(ઈ.પૂ. 460- 370) સુધી જાય છે. આ કેટલાક પ્રાયોગિક અભ્યાસના પરિણામ સ્વરૂપે ફરી પ્રગટ થયું જે ઉપરના નિયમો તરફ દોરી ગયું. જહોન ડાલ્ટન એ માન્ચેસ્ટરમાં અંગ્રેજી શાળામાં શિક્ષક હતા અને તે પ્રથમ વૈજ્ઞાનિક હતા કે જેમણે પરમાણુઓના અસ્તિત્વ માટે રાસાયણિક સંયોગીકરણના નિયમો સૂચવ્યા હતા. 1808 માં ડાલ્ટને 'A New System of Chemical Philosophy'(રાસાયણિક તત્વજ્ઞાનની નવી પદ્ધતિ) પ્રકાશિત કરી હતી, જેમાં નીચે પ્રમાણેની રજૂઆત કરવામાં આવી હતી:

1. દ્રવ્ય અવિભાજ્ય પરમાણુઓનું બનેલું છે.

2.આપેલ તત્વના બધાજ પરમાણુઓ સમાન ગુણધર્મ ધરાવે છે, જેમાં સમાન દળનો પણ સમાવેશ થાય છે. જુદા-જુદા તત્વોના પરમાણુઓના દળ જુદા-જુદા હોય છે.

3. જયારે જુદા-જુદા તત્વોના પરમાણુઓ કોઈ નિશ્ચિત પ્રમાણમાં (ગુણોત્તરમાં) જોડાય છે ત્યારે સંયોજન બને છે.

4. રાસાયણિક પ્રક્રિયામાં પરમાણુઓની ફેરગોઠવણીનો સમાવેશ થાય છે. પરમાણુઓને રાસાયણિક પ્રક્રિયા દરમિયાન ઉત્પન્ન કરી શકાતા નથી અથવા નાશ કરી શકાતા નથી.

ડાલ્ટનનો સિધ્ધાંત રાસાયણિક સંયોગીકરણના નિયમો સમજાવી શક્યો છે. આ સિધ્ધાંત સમજાવે છે કે તત્વની સંખ્યા જેટલા ઘણા વિવિધ પ્રકારના પરમાણુઓ છે. જો કે ડાલ્ટનનો સિધ્ધાંત વાયુમય કદનો નિયમ સમજાવી શક્યો નહિ. તે પરમાણુઓના સંયોગીકરણના કારણો આપી શક્યો નહિ. તેનાથી બીજા ઘણા પ્રશ્નો ઊભા થયા છે જેવા કે પરમાણુનો આકાર કેવો હોય છે? પરમાણુમાં શું રહેલું હોય છે? અણુમાં પરમાણુઓ કેવી રીતે ગોઠવાયેલા હોય છે? કે જેના જવાબો પછીથી બીજા વૈજ્ઞાનિકો દ્વારા આપવામાં આવ્યા.

4. પરમાણ્વીય અને આણ્વીય દળ

પરમાણુ અને અણુ પર્યાયો વિષે કંઈક ખ્યાલ આવ્યા પછી અહિયાં એ યોગ્ય છે કે આપણે પરમાણ્વીય અને આણ્વીય દળો એટલે શું તે સમજીએ.

પરમાણ્વીય દળ: પરમાણ્વીય દળ અથવા પરમાણુનું દળ હકીકતમાં ઘણું ઓછું હોય છે. કારણકે પરમાણુ અતિ નાના હોય છે. હાલમાં આપણે ખુબ જ આધુનિક પદ્ધતિ દા.ત., દળ સ્પેક્ટ્રોમિતિ, જેના ઉપયોગથી વધુ ચોકસાઈથી પરમાણ્વીયદળ નક્કી કરી શકીએ છીએ. પરંતુ ઓગણીસમી સદીમાં વૈજ્ઞાનિકો એક પરમાણુનું દળ બીજા પરમાણુની સાપેક્ષમાં પ્રાયોગિક રીતે નક્કી કરી શક્યા હતા. હાઇડ્રોજન જે સૌથી હલકો પરમાણુ છે તેનું અડસટ્ટે દળ 1 ગણવામાં આવ્યું (કોઈ પણ એકમ વગર) અને બીજા પરમાણુનું દળ તેની સાપેક્ષમાં દર્શાવવામાં આવ્યા હતા.

જોકે આ માટેની સંમતિ 1961માં સધાઈ હતી. પરમાણ્વીયદળની હાલની પદ્ધતિમાં કાર્બન-12ને પ્રમાણિત ગણવામાં આવે છે. કાર્બન-12 કાર્બનનો એક સમસ્થાનિક છે, જેને 12 C તરીકે દર્શાવાય છે. આ પદ્ધતિમાં ^{12}C નું દળ 12 પરમાણ્વીય એકમ(amu) નક્કી કરવામાં આવ્યું અને બીજા બધા જ પરમાણુના દળ આની સાપેક્ષમાં નક્કી કરવામાં આવેલ છે. એક પરમાણ્વીયદળ એકમ(amu)ની વ્યાખ્યા આ રીતે આપી શકાય છે કે તે કાર્બન-12 પરમાણુના દળના 1/12 ભાગ જેટલો છે.

અને 1 amu = 1.66056×10 -24 g

એક હાઇડ્રોજન પરમાણુનું દળ = 1.6736×10 -24 g
આથી, હાઇડ્રોજન પરમાણુનું amu એકમમાં દળ= (1.6736 ×10 –24 g)/(1.66056 ×10 –24 g)
= 1.0078 amu
= 1.0080 amu

તેજ પ્રમાણે ઓક્સિજન-16 નું (^{16}O)નું દળ 15.995 amu થશે. હાલમાં amuના સ્થાને u લખાય છે. જેને એકીકૃત દળ કહે છે. આપણે જયારે ગણતરીમાં તત્વના પરમાણ્વીયદળ લઈએ ત્યારે ખરેખર તત્વના સરેરાશ પરમાણ્વીયદળ લઈએ છીએ જે નીચે પ્રમાણે સમજાવેલ છે.

સરેરાશ પરમાણ્વીયદળ: કુદરતી રીતે મળતા ઘણા તત્વો એક કરતા વધારે સમસ્થાનિકો ધરાવતા હોય છે, જયારે આપણે આ સમસ્થાનિકોનું અસ્તિત્વ અને તેમની સાપેક્ષ પ્રચુરતા(ટકામાં પ્રમાણ) ધ્યાનમાં લઈએ તો તેના પરથી તત્વનું સરેરાશ પરમાણ્વીયદળ ગણી શકીએ.

ઉદાહરણ તરીકે કાર્બનના નીચે દર્શાવેલા ત્રણ સમસ્થાનિકો કોષ્ટક ૩માં દર્શાવ્યા મુજબની સાપેક્ષ પ્રચુરતા અને દળ ધરાવે છે.

કોષ્ટક 3: કાર્બનના સમસ્થાનિકોની સાપેક્ષ પ્રચુરતા અને દળ

સમસ્થાનિકો	સાપેક્ષ પ્રચુરતા(%)	પરમાણ્વીય દળ
^{12}C	98.892	12
^{13}C	1.108	13.00335
^{14}C	2×10-10	14.00317

ઉપરની માહિતી પરથી કાર્બનનું સરેરાશ પરમાણ્વીયદળ નીચે દર્શાવ્યા પ્રમાણે મળશે:
(0.98892) (12 u) + (0.01108) (13.00335 u) + (2 × 10 -12) (14.00317 u) = 12.011 u
આ જ પ્રમાણે બીજા તત્વોના સરેરાશ પરમાણ્વીયદળની ગણતરી કરી શકાય. તત્વોના આવર્તકોષ્ટકમાં જુદા-જુદા તત્વોના દર્શાવેલ પરમાણ્વીયદળ ખરેખર સરેરાશ પરમાણ્વીયદળ જ છે.

કોયડો: ક્લોરીન બે સમસ્થાનિકો ધરાવે છે, તેમના દળ અનુક્રમે 34.97u અને 36.97 u છે. આ બે સમસ્થાનિકોની સાપેક્ષ પ્રચુરતા અનુક્રમે 0.755 અને 0.245 છે. ક્લોરિનનું સરેરાશ દળ ગણો.

ઉકેલ: સરેરાશ પરમાણ્વીયદળ =(34.97 × 0.755) + (36.97 × 0.245) = 35.46

આણ્વીયદળ : આણ્વીયદળ એક અણુમાં રહેલા બધાજ તત્વોના પરમાણ્વીયદળના સરવાળા બરાબર હોય છે. તે દરેક તત્વના પરમાણ્વીયદળ અને દરેક પરમાણુની સંખ્યાનો ગુણાકાર કરીને તે બધાનો સરવાળો કરી મેળવી શકાય છે. ઉદાહરણ તરીકે મિથેન અણુ એક કાર્બન અને ચાર હાઇડ્રોજન પરમાણુઓ ધરાવે છે. મિથેન અણુનું આણ્વીય દળ નીચે પ્રમાણે ગણી શકાય:

મિથેનનું આણ્વીય દળ, (CH_4)= (1× કાર્બન પરમાણુનું પરમાણ્વીયદળ) +(4× હાઇડ્રોજનપરમાણુનું પરમાણ્વીયદળ)

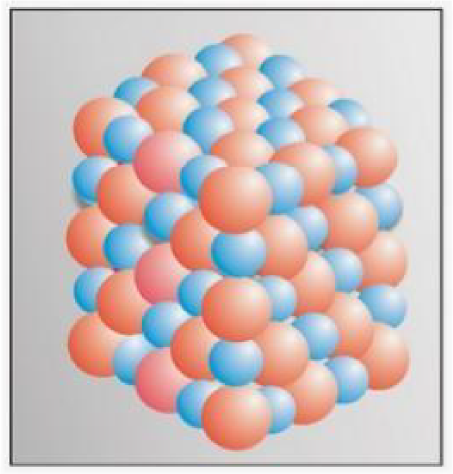
= (12.011 u) + 4(1.008 u)
= 16.043 u

તે જ પ્રમાણે પાણી હાઇડ્રોજનના 2 પરમાણુઓ અને ઓક્સિજનનો એક પરમાણુ ધરાવે છે.
આમ, પાણીનું આણ્વીયદળ= 2 (1.008 u) + 16.00 u = 18.02u

કોયડો: ગ્લુકોઝ અણુ($C_6H_{12}O_6$)નું આણ્વીયદળ ગણો.

ઉકેલ: ગ્લુકોઝનું આણ્વીયદળ=6 × (12.011 u) + 12 × (1.008 u) + 6 × (16.00 u)
= 180.162 u

સૂત્રદળ: કેટલાક પદાર્થો, ખાસ કરીને આયનીય સંયોજનો જેવા કે સોડીયમ ક્લોરાઈડ(NaCl), પોટેશિયમ નાઈટ્રેટ (KNO_3) વગેરે તેમના બંધારણીય એકમો તરીકે સ્વતંત્ર અણુ ધરાવતા નથી. આવા સંયોજનોમાં ધન(સોડીયમ અથવા પોટેશિયમ) અને ઋણ (ક્લોરાઈડ અથવા નાઈટ્રેટ) સ્પિસીઝ ત્રિપરિમાણીય રચનામાં ગોઠવાયેલી હોય છે.



આકૃતિ 4 સોડીયમ ક્લોરાઈમાં Na+ અને Cl- આયાનોનું પેકિંગ

(સ્રોત: એકમ 1, પૃષ્ઠ નં. 14, ધોરણ XI પાઠ્યપુસ્તક, NCERT)

એ નોંધવું જોઈએ કે સોડીયમ ક્લોરાઈડમાં દરેક Na^+ , 6 Cl^- વડે ઘેરાયેલ હોય છે અને તેનાથી ઉલટું દરેક Cl^- , 6 Na^+ વડે ઘેરાયેલ હોય છે. NaCl નું સૂત્ર તેનું સૂત્રદળ ગણવા માટે વપરાય છે. આણ્વીયદળની ગણતરીને બદલે સૂત્રદળ ગણવામાં આવે છે કારણકે ઘન સ્થિતિમાં સોડીયમ ક્લોરાઈડ એકાકી સ્પિસીઝ તરીકે હોતું નથી.

આથી સોડીયમ ક્લોરાઈડનું સૂત્રદળ= સોડિયમનું પરમાણ્વીયદળ + ક્લોરિનનું પરમાણ્વીયદળ
= 23.0 u + 35.5 u
= 58.5 u

5. સારાંશ

આ મોડ્યુલમાં આપણે શીખ્યા કે જુદા-જુદા પરમાણુઓનું સંયોગીકરણ રાસાયણિક સંયોગીકરણના પાયાના નિયમોને આધીન થાય છે. આ નિયમો- દળ સંચયનો નિયમ, નિશ્ચિત પ્રમાણનો નિયમ, ગુણક પ્રમાણનો નિયમ, વાયુમય કદનો ગે લ્યુસેકનો નિયમ, અને એવોગેડ્રોનો નિયમ છે. આ બધા જ નિયમો ડાલ્ટનના પરમાણુ સિદ્ધાંત તરફ દોરી ગયા જે દર્શાવે છે કે બધા જ પરમાણુઓ દ્રવ્યના બંધનના પાયાના ઘટકો છે. કાર્બનના સમસ્થાનિક 12 C કે જેનું ખરેખર દળ 12u છે તેની સાપેક્ષે તત્વના પરમાણ્વીયદળ દર્શાવાય છે. સામાન્ય રીતે પરમાણ્વીયદળનો ઉપયોગ તત્વ માટે થાય છે, જે સરેરાશ પરમાણ્વીયદળ હોય છે અને તે તત્વના જુદા-જુદા સમસ્થાનિકોની કુદરતી પ્રચુરતાને દયાનમાં લઈને મેળવવામાં આવે છે.

અણુનું આણ્વીયદળ અણુમાં રહેલા જુદા-જુદા પરમાણુઓના દળના સરવાળા તરીકે લેવામાં આવે છે. આયનીય સંયોજનો માટે આણ્વીયદળને બદલે સૂત્રદળ મેળવવામાં આવે છે.