

## ЛЕКЦ №1

# ХИМИЙН ҮНДСЭН ОЙЛГОЛТ, ГОЛ ХУУЛИУД

*Лекцийн товч агуулга:* Атомын ба молекулын харьцангуй масс, атомын массыг тодорхойлох аргууд, молекулын массыг тодорхойлох аргууд, бодисын масс ба энерги хадгалагдах хууль, тэдгээрийн хоорондох хамаарал, найрлага тогтмолын хууль, бүхэл тооны харьцааны хууль, эквивалентийн хууль, дан ба нийлмэл бодисын эквивалент массыг тодорхойлох аргууд, хийн эзлэхүүний харьцааны хууль, Авогадросгийн хууль, хийн төлвийн тэгшитгэлүүд, хийн парциаль даралтын тухай цогц мэдлэгийг олгоно.

*Түлхүүр үг:* Атомын масс, молекулын масс, бодисын найрлага, хийн төлөв, хийн даралт, моль хийн эзлэхүүн, эквивалент масс, атомын болон молекулын масс

### 1.1 Атомын ба молекулын харьцангуй масс

Атом нь  $10^{-10}$  м диаметр бүхий жижиг хэмжээтэй учир түүний масс нь өчүүхэн бага хэмжигдэхүүн байдаг. Жишээ нь устөрөгчийн атомын масс  $1.67 \cdot 10^{-27}$  кг, хүчилтөрөгчийнх  $26.63 \cdot 10^{-27}$  кг гэх мэт. Ийм бага бутархай тоогоор химийн тооцоог хийхэд төвөгтэй учир атомын массын оронд атаомын харьцангуй массыг нь авах болсон. 1962 оноос эхлэн атом массын олон улсын нэгжээр нүүрстөрөгчийн нэгжийг сонгож хэрэглэдэг болсон. Энэ нь нүүрстөрөгчийн  ${}^6\text{C}^{12}$  изотопийн массын  $1/12$ -тэй тэнцүү хэмжээ юм. Нүүрстөрөгчийн атомын массын  $1/12$  нь  $19.93 \cdot 10^{-27}/12 = 1.66 \cdot 10^{-27}$  кг болно. Ийнхүү тухайн элементийн атомын масс нь С-ийн атомын  $1/12$ -ээс хэд дахин хүнд болохыг харуулсан тоог уг элементийн атомын харьцангуй масс  $A_r$  гэнэ. Жишээ нь:  $A_r(\text{Cl}) = 35.46$  н.н,  $A_r(\text{Fe}) = 56$  н.н байна.

Молекул нь атомуудаас тогтдог учир түүний масс нь тухайн молекулыг бүрдүүлэгч атомуудын харьцангуй массуудын нийлбэр байх болно. Молекулын харьцангуй масс нь атомын адил мөн л нүүрстөрөгчийн нэгжээр илэрхийлэгдэнэ. Молекулын харьцангуй массыг  $M_r$  гэж тэмдэглэнэ. Жишээ нь: усны молекулын харьцангуй массыг олвол:

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = (2 \cdot 1.67 \cdot 10^{-27} + 26.63 \cdot 10^{-27}) / 1.66 \cdot 10^{-27} = 18 \text{ н.н болно.}$$

**Моль:** СИ системд бодисын тоо хэмжээг моль гэдэг нэгжээр илэрхийлдэг.

0.012 кг нүүрстөрөгчийн изотопи  ${}^6\text{C}^{12}$  дотор агуулагдаж байгаа атомын тоотой тэнцүү атом, молекул, ион, электрон гэх мэт жижиг хэсгийг агуулсан бодисын тоо хэмжээг моль гэнэ.

### 1.2 Химийн гол хуулиуд

Бодисуудын харилцан үйлчлэлцлийг судлахын тулд чанарын ба тооны шинжилгээ нэн чухал ач холбогдолтой. 18-р зууны сүүлч үеэс эхлэн химийн шинжлэх ухаан нарийн шинжлэх ухаан болон хөгжиж ирсэн байна. Химийн процессуудыг тооны талаас судалснаар химийн чухал хуулиуд нээгдэн гарчээ. Тэдгээр хуулиудаас авч үзье.

### Бодисын масс ба энерги хадгалагдах хууль

Оросын их эрдэмтэн М.В Ломоносов 1748 онд өөрийнхөө туршилтын үндсэн дээр дээрх хуулийг батлан дараах байдлаар томьёолжээ.

**Урвалд орсон бүх бодисын массын нийлбэр нь урвалаас үүсэн гарсан бүх бодисын массын нийлбэртэй ямагт тэнцүү байна.**



Дээрх тэгшитгэлээс харахад урвалд орсон бодисуудын массын нийлбэр урвалаас үүссэн бодисуудын массын нийлбэртэй тэнцүү байна. Энэ хууль нь мөн материйн мөнх болохыг баталдаг юм. Дараа нь Францын эрдэмтэн А.Лавуазье химийн урвалын үед зөвхөн бодисуудын масс хадгалагдаад зогсохгүй, элемент бүрийн масс хадагалагддаг болохыг дахин нотолсон юм.

### Энерги хадгалагдах ба хувирах хууль

Энерги хадгалагдах ба хувирах хуулийг олон эрдэмтэд судалжээ. Германы эрдэмтэн Р.Майер, Г.Гельмгольц, Ж.Джоуль нар 1842 онд энерги нь чанар хэлбэрийн хувьд хувирдаг болохыг туршилтын үндсэн дээр баталж уг хуулиа дараах байдлаар томьёолсон байна.

**Энерги нь устаж үгүй болдоггүй, оргүй хоосон зүйлээс үүсдэггүй, тэр нь зөвхөн нэг хэлбэрээс нөгөө хэлбэрт зохих хэмжээгээр шилжинэ** гэжээ.

Өөрөөр хэлбэл урвалд орж байгаа бодисуудын агуулсан системийн энерги нь урвалын дүнд үүссэн бодисуудын агуулсан системийн энергитэй тэнцүү гэж үзэж болно. Дээрх хоёр хуулиудыг 20 р зууны эхэн хүртэл харилцан бие биетэйгээ ямарч холбоо хамаарал байхгүй гэж үзэж байсан байна. Гэвч биетээс энерги ялгарахад түүний масс хорогдож, энерги шингээхэд масс нь ихсэж нэмэгддэг нь олон талын судалгаагаар нотлогдсон байдаг. 1899 онд Оросын эрдэмтэн П.Н. Лебедев гэрэл даралт үүсгэдгийг баталж үүнийг хэмжсэнээрээ гэрэл масстай болохыг илрүүлж, биет гэрэл цацруулбал түүний масс хорогддог болохыг баталсан. Мөн 1905 онд Германы агуу их физикч А.Эйнштейн өөрийн судалгааны үндсэн дээр масс, энерги хоёрын хооронд харилцан нягт холбоо байдаг зүй тогтлыг нээсэн явдал юм.

Эйнштейны тэгшитгэлийг бичвэл:  $E = mc^2$  буюу  $\Delta E = \Delta mc^2$

Эйнштейний энэ харьцаа нь массгүй энерги, энергигүй масс байхгүй болохыг нотолж байна. Аливаа химийн урвал явагдахад энерги өөрчлөгддөг юм.

Мөн энэ нээлт нь материйн мөнх болохыг дахин баталж байгаа юм.

### Найрлага тогтмолын хууль

Бодисын масс хадгалагдах хуулийн үндсэн дээр судалгааны олон арга болвсрогдон гарч олон тооны бодисын найрлагыг тогтоосон байна.

19- р зууны эхэн үеэр Францын эрдэмтэн Ж.Пруст тухайн үед мэдэгдэж байсан олон тооны хүдэрт анализ хийж, үүний үр дүнд химийн нэгдлийн найрлага нь гаргах цаг хугацаа, орчин нөхцлөөс хамаарахгүй хатуу тогтмол байдгийг баталжээ. Ийнхүү уг хуулийг дараах байдлаар томьёолжээ.

**Химийн цэвэр бодис бүхэн гаргаж авах арга, орчин нөхцлөөс хамаарахгүй хатуу тогтмол тооны ба чанарын найрлагатай байна.**

Жишээ нь: Ус гаргах аргыг авч үзье.

Синтезийн аргаар ус гаргавал:  $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$  энд Н: О = 1: 8

Саармагжих аргаар ус гаргавал:  $2\text{KOH} + 2\text{HNO}_3 = 2\text{KNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$   
Энд мөн Н : О = 1: 8 байгаа нь дээрх хуулийг нотолж байна.

### Бүхэл тооны харьцааны хууль

Хоёр элемент хоорондоо нэгдэж хэдэн янзын нэгдэл үүсгэх боломжтой байдаг. Английн эрдэмтэн Д.Дальтон 1804 онд бүхэл тооны харьцааны хуулиа өөрийн туршилтын үндсэн дээр нээж дараах байдлаар томъёолжээ.

***Хэрвээ хоёр элемент хоорондоо нэгдэж хэд хэдэн химийн нэгдэл үүсгэж байвал тэдгээр нэгдлүүдийн доторх нэг элементийн нэг ижил массд ноогдох нөгөө элементийн массууд өөр хоорондоо энгийн бүхэл тооны харьцаатай байна.***

Жишээ нь:  $\text{CH}_4$  ба  $\text{C}_2\text{H}_4$  нэгдлүүд дэхь нүүрстөрөгчийн харьцааг авч үзвэл:  $12:24 = 1:2$   
 $\text{CO}$  ба  $\text{CO}_2$  нэгдлүүд дэхь хүчилтөрөгчийн харьцааг авч үзвэл:  $16:32 = 1:2$  байна.

### Эквивалентийн хууль

Бүхэл тооны харьцааны хуультай хугацааны хувьд маш ойролцоо эквивалентийн хууль нээгджээ.

Химийн урвалаар нэг моль атом устөрөгч буюу найман моль атом хүчилтөрөгчтэй нэгдэж чаддаг, эсвэл тийм хэмжээний устөрөгч ба хүчилтөрөгчийг нэгдлээс нь түрж чадах нөгөө элементийн (бодисын) хэмжээг молиор илэрхийлснийг **эквивалент** гэнэ.

Жишээ нь:  $\text{HBr}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$  нэгдлүүд дэхь Br, O, N-ийн эквивалент нь харгалзан 1 моль, 1/2 моль, 1/3 моль болно.

Нэг эквивалент элементийн (бодисын) массыг түүний эквивалент масс гэнэ. Эквивалент массыг г/моль - иор илэрхийлдэг. Иймээс дээрх нэгдлүүд дэхь бром, хүчилтөрөгч, азотын эквивалент массууд нь харгалзан 79.9 г/моль, 8 г/моль, 4.67 г/моль болно. Найрлага тогтмолын хууль ёсоор элементүүд бие биетэйгээ массын тодорхой харьцаагаар нэгддэг юм. Химийн тооцоонд устөрөгчийн эквивалент масс 1 г/моль, хүчилтөрөгчийнх 8 г/моль эквивалент массыг ашиглан бусад бодисын эквивалент массыг олдог.

Дан бодисын эквивалент массыг олохдоо түүний атомын харьцангуй массыг валентад нь харьцуулдаг.

$$\text{Э} = \text{Ar} / \text{V}$$

Нийлмэл бодисуудын эквивалент массыг дараах аргуудаар олж болно.

Хүчлийн эквивалент массыг олохдоо түүний молийн массыг, түүний найрлаганд байгаа устөрөгчийн атомын тоонд хуваадаг.

$$\text{Э}_{(\text{хүчил})} = \text{Mr}_{(\text{хүчил})} / n_{(\text{H})}$$

Суурийн молийн массыг нь түүний гидроксидын бүлгийн тоонд хувааж, суурийн эквивалент массыг олно.

$$\text{Э}_{(\text{суурь})} = \text{Mr}_{(\text{суурь})} / n_{(\text{OH})}$$

Давсны эквивалент массыг олохдоо түүний молийн массыг тухайн давсны найрлаганд орсон металлын тоог нь валентаар нь үржүүлсэн үржвэрт хуваадаг.

$$\text{Э}_{(\text{давс})} = \text{Mr}_{(\text{давс})} / n_{(\text{Me})} \text{V}_{(\text{Me})}$$

Оксидын эквивалент массыг олохдоо түүний молийн массыг элементийн атомын тоо ба валентын үржвэрт хуваадаг.

$$\text{Э}_{(\text{оксид})} = \text{Mr}_{(\text{оксид})} / n_{(\text{элемент})} \text{V}_{(\text{элемент})}$$

Хэвийн нөхцөлд байгаа нэг эквивалент хийн эзлэхүүнийг түүний **эквивалент эзлэхүүн** гэдэг. Жишээ нь: устөрөгчийн эквивалент масс 1 г/моль тул түүний эквивалент эзлэхүүн 11.2 л/ моль, хүчилтөрөгчийн эквивалент масс 8 г/моль учир хүчилтөрөгчийн эквивалент

эзлэхүүн 5.6 л/моль болно. Исэлдэх ангижрахын эквивалентийг олох аргыг исэлдэх ангижрах урвалын сэдэв дээр үзэх болно.

Эдгээр ойлголтуудын үндсэн дээр Немцийн эрдэмтэн И.В Рихтер 1791 онд эквивалентийн хуулийг дараах байдлаар томъёолсон байна.

**Химийн урвалд орж байгаа ба урвалын дүнд үүсэж байгаа бодис, элементүүдийн массын харьцаа тэдгээрийн эквивалент массын харьцаатай шууд хамааралтай байна.**

Энэ хуулийн математик илэрхийллийг бичвэл:

$$m_1 : m_2 = \mathcal{E}_1 : \mathcal{E}_2 \text{ болно.}$$

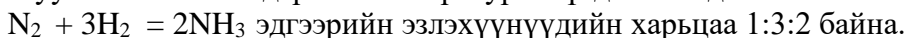
Эквивалентийн хуулийн томъёог ашиглан урвалд орж байгаа бодисын масс, эквивалент массыг олж болно.

### Хийн эзлэхүүний харьцааны хууль. Авогадروгийн хууль

Химийн урвалд орсон ба урвалын дүнд үүссэн хий байдалтай бодисуудын эзлэхүүнийг хэмжих туршилтын үр дүнд Францын эрдэмтэн Гей-Люссак 1808 онд хийн эзлэхүүний харьцааны хуулиа нээжээ.

**Химийн урвалд орсон ба урвалын дүнд үүссэн хий байдалтай бодисын эзлэхүүнүүд өөр хоорондоо энгийн бүхэл тоогоор харьцана.**

Энэ хууль нь тогтмол даралт температурын үед биелэгдэнэ. Жишээ нь:



1811 онд Италийн физикч эрдэмтэн А.Авогадро Гей-Люссакийн судалгаанд үндэслэн урвалд орж байгаа ба урвалаар үүссэн хийнүүдийн эзлэхүүний хооронд энгийн харьцаа байдгийг олж ажиглан дараах дүгнэлтийг гаргасан байна.

**Ижил даралт ба температурт байгаа тэнцүү эзлэхүүнтэй хийнүүдэд адил тооны молекул агуулагдана.** Үүнийг Авогадروгийн хууль гэдэг. Авогадро атомууд нэгдэж молекул үүсгэдэг, энгийн хийнүүдийн молекулууд хоёр атомаас тогтдог гэж үзсэн. Жишээ нь:  $H_2$   $Cl_2$   $O_2$   $N_2$  гэх мэт.

Дээрх хуулиас дараах дүгнэлтийг хийж болно. Хийн төлөвт оршиж байгаа бодисын молийн эзлэхүүн нь молийн массыг нягтад харьцуулсан харьцаатай тэнцүү байдаг. Үүнийг жишээгээр үзүүлвэл:

Энгийн хийнүүдийн томъёо	Нэршил	Молекулын масс, г/моль	Хийн нягт, г/ л	1 моль хийн эзлэхүүн, л /хийн массыг нягтад харьцуулвал/
$H_2$	устөрөгч	2	0.09	22.4
$Cl_2$	хлор	71	3.17	22.4
$O_2$	хүчилтөрөгч	32	1.43	22.4
$CO_2$	Нүүрсний диоксид	44	1.9	22.4
$N_2$	азот	28	1.25	22.4

Гэхдээ аливаа хийн эзлэхүүн нь оршиж буй нөхцөл болох  $P$ ,  $T$ -аас хамаарч өөрчлөгдөж байдаг ба  $P_0 = 760 \text{ мм м.у.б}$  буюу  $101.325 \text{ кПа}$  даралт,  $t^0 = 0^0 \text{ С}$  буюу  $273 \text{ К}$  температуртай нөхцлийг хэвийн нөхцөл гэж нэрлэдэг. Хэвийн нөхцөлд байгаа 1 моль дурын хий 22.4 л эзлэхүүнтэй байдаг.

Дээрх хууль ёсоор ижил  $T$  ба  $P$ -д байгаа тэнцүү эзлэхүүнтэй хий бүхэнд  $6.02 \cdot 10^{23}$  ширхэг молекул агуулагддаг.  $N_0 = 6.02 \cdot 10^{23}$  гэсэн тоог *Авогадروгийн тоо* гэдэг. Иймд нэг моль

хэмжээтэй аливаа бодис элемент, ион гэх мэт жижиг хэсгүүд нь  $6.02 \cdot 10^{23}$ -тэй тэнцүү тооны молекул, атом, ионыг агуулдаг. Үүнийг ашиглан атом ба молекулын жинхэнэ массыг тооцоолон олж болно.

### 1.3 Хийн төлвийн тэгшитгэлүүд

Хийн  $P$ ,  $V$ ,  $T$  ба молийн тоог холбосон тэгшитгэлийг хийн төлвийн үндсэн тэгшитгэл гэнэ. Энэ тэгшитгэлийг Гей-Люссак, Бойль-Мариотт, Авогадрийн хуулиудаас гаргаж болно.

**Гей-Люссакийн хууль:** *Тогтмол даралтын үед тодорхой масстай хийн эзлэхүүний өөрчлөлт нь температурын өөрчлөлттэй шууд хамааралтай.*

$$P = \text{const}; \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

**Бойль-Мариоттын хууль:** *Тогтмол температурын үед хийн даралт нь эзлэхүүнтэйгээ урвуу хамааралтай.*

$$PV = \text{const}; \quad \frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

Дээрх хамаарлуудыг нэгтгэж тэгшитгэл болгохын тулд пропорционалийн коэффициент болох  $R$ -ийг оруулж, нэг моль дурын хийд тохируулан бичвэл: тэгшитгэл дараах байдалтай болно.

$$PV = nRT$$

Энд  $n = m/M$  молийн тоо, иймээс молийн тооны бүрэн утгыг орлуулвал:

$$P \cdot V = \frac{m}{Mr} \cdot RT$$

болох ба үүнийг Клапейрон – Менделеевийн тэгшитгэл гэдэг.

Энэ тэгшитгэлийг ашиглан тооцоо хийх тохиолдолд хийн нийтлэг тогтмол  $R$ -ийн утгыг бодлогын нэгжийн нөхцлөөс хамааруулж дараах байдлаар илэрхийлж болно.

Үүнд:  $R = 62400$  мм мл/мольК,  $R = 0.082$  атм л/мольК,  $R = 8.31$  Ж/моль,  $K = 8.31$  Н м/мольК  
Хий байдалтай бодисууд даралт, температурын янз бүрийн утгатай нөхцөлд байж болох учраас дээрх тэгшитгэлийг хийн төлвийн шилжилтэнд захируулан бичиж болно. Хэрвээ хий /1/ төлвөөс /2/ төлөвт шилжсэн гэвэл дараахи хэлбэртэй бичигдэнэ.

$$P_1 V_1 = nRT_1 \quad P_2 V_2 = nRT_2$$

Энэ хоёр тэгшитгэлийг нэгтгэвэл:

$$V_1 P_1 / T_1 = V_2 P_2 / T_2$$

Үүнийг хийн ерөнхий төлвийн тэгшитгэл буюу Бойль- Мариотт, Гей-Люссакийн нэгдсэн тэгшитгэл гэнэ. Энэхүү тэгшитгэлийг ашиглан хийн даралт, эзлэхүүн, температурын утгыг нэг төлвөөс нөгөө төлөвт шилжүүлдэг.

### 1.4 Парциаль даралтын хууль

Английн эрдэмтэн Дж. Дальтон 1803 онд парциаль даралтын хуулийг нээсэн.

**Бие биетэйгээ химийн харилцан үйлчлэлд ордоггүй хийн холимгийн ерөнхий даралт нь холимгийн найрлаганд орсон хий тус бүрийн парциаль даралтын нийлбэртэй тэнцүү байдаг.**

Иймээс  $P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$

$P$  – ерөнхий даралт,  $P_n$  – хий тус бүрийн парциаль даралт.

Өгөгдсөн хийн парциаль даралт гэдэг нь холимгийн нийт эзлэхүүнд уг хий дангаараа оршиж байхад илрэх даралтыг хэлнэ.

Жишээ нь: 101.3 кПа даралттай 2 л  $\text{CO}_2$ , 96.9 кПа даралттай 5.6 л азотыг хольжээ. Холимог дахь хийнүүдийн парциаль даралт ба холимгийн ерөнхий даралтыг олъё.

$$\frac{V_{ep}}{V_{\text{CO}_2}} = \frac{7.6 \text{ л}}{2 \text{ л}} = \frac{0.076 \text{ м}^3}{0.02 \text{ м}^3} = 3.8 \quad \frac{V_{ep}}{V_{\text{N}_2}} = \frac{7.6 \text{ л}}{5.6 \text{ л}} = \frac{0.076 \text{ м}^3}{0.056 \text{ м}^3} = 1.357 \text{ тэгвэл}$$

$$P_{\text{CO}_2} = \frac{101.3 \text{ кПа}}{3.8} = 26.65 \text{ кПа} \quad P_{\text{N}_2} = \frac{96.9 \text{ кПа}}{1.357} = 71.40 \text{ кПа}$$

$$P = P_{\text{CO}_2} + P_{\text{N}_2} = 98.05 \text{ кПа}$$

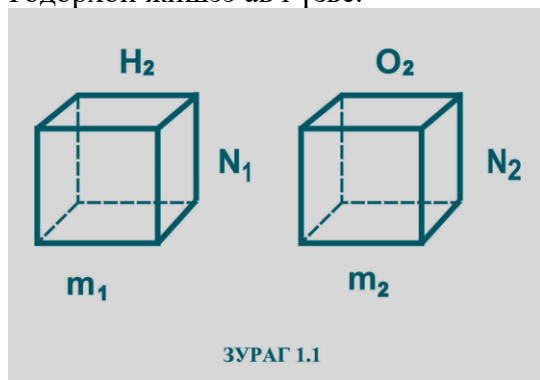
Мөн хийн холимог дахь биеэ даасан хий тус бүрийн молийн долиг олох замаар парциаль даралтыг тооцоолж болдог.

### 1.5 Хийн молекул массыг олох аргууд

Хий байдалтай бодисын молекул массыг дараах аргуудаар олно.

#### а. Хийн харьцангуй нягтаар тодорхойлох

Энэ арга нь Авогадрийн хуулиас гарах адил нөхцөлд байгаа тэнцүү эзлэхүүнтэй хийнүүдэд ижил тооны молекул агуулагдана гэсэн нэгэн мөрдлөгөөн дээр үндэслэгддэг. Тодорхой жишээ авч үзье.



Адил даралт температурт ижил эзлэхүүнтэй хоёр куб сав авч (Зураг 1.1) тус бүрийг хоёр өөр хийгээр дүүргэсэн гэж санавал: үүнд нэг дэхь савыг устөрөгчөөр дүүргэж, энэ хийн массыг  $m_1$ , молекулын тоог  $N_1$ , түүний молекулын массыг  $M_1$ , хоёр дахь савыг хүчилтөрөгчөөр дүүргэж, энэ хийн массыг  $m_2$ , молекулын тоог  $N_2$ , түүний молекулын массыг  $M_2$  гэж тэмдэглэе. Авогадрийн хууль ёсоор тэдгээрт байх молекулын тоо ижил учраас нэг хийн массыг, хоёр дахь хийн масстай харьцуулсан харьцаа бол

хийн харьцангуй нягт болно. Үүнийг  $D$  – ээр тэмдэглэдэг. Энэхүү харьцангуй нягт бол уг чанартаа хоёр хийн молекул массын харьцаа юм. Иймээс дараах илэрхийллийг бичиж болно.

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1 N_1}{M_2 N_2} = \frac{M_1}{M_2} \Rightarrow D = \frac{M_1}{M_2}$$

Дээрх томъёог ашиглаж нэг дэхь хийн молекул массыг олж болно.  $M_1 = D \cdot M_2$

#### б. Хийн тодорхой эзлэхүүний массыг ашиглаж молекул массыг олох.

Хэвийн нөхцөлд байгаа моль хий бүхэн 22.4 л эзлэхүүнтэй бөгөөд 1 моль хэмжээтэй хийн масс нь түүний молийн масстай тэнцүү байна. Жишээ нь: хэвийн нөхцлийн үед 0.824 г нэгэн хий 0.260 л эзлэхүүнтэй байсан бол энэ хийн молекул массыг олъё.

Бодолт: Хийн молийн эзлэхүүнийг ашиглана. Хэвийн нөхцлийн үед 1 моль хий бүхэн 22.4 л эзлэхүүнтэй байдаг. Өгөгдсөн хийн 22.4 л эзлэхүүний масс нь түүний молекулын масс байдаг.

Иймд:

0.824 г ----- 0.260 л

X г ----- 22.4 л            X = 71 г/моль

**с. Клапейрон-Менделеевийн тэгшитгэлийг ашиглан молийн масс тодорхойлох.**

Нэг моль дурын хийд тохирох тэгшитгэлийг бид өмнөхөөс мэднэ.

$$PV = nRT \quad \text{буюу} \quad P \cdot V = \frac{m}{Mr} \cdot RT \quad \text{эндээс хийн молекул массыг олвол:}$$

$$Mr = \frac{mRT}{PV} \quad \text{болно. Мөн үүнээс гадна бусад параметруудийг олж болно.}$$

**Атомын массыг тодорхойлох аргууд:**

19-р зууны эхээс эхлэн эрдэмтэд атомын масс олох дараах аргуудыг боловсруулжээ.

**Дюлонг-Питийн арга:** Атом массыг тодорхойлох үндсэн аргын нэг юм. Эдгээр эрдэмтэд 1819 онд тухайн үед нээгдсэн металлуудын дулаан багтаамжийг судлан үүнийгээ үндэслэн дараах аргыг болвсруулсан байна. Хатуу байдалд байгаа дан металлуудын хувийн дулаан багтаамжийг элементийн атомын массаар үржүүлсэн үржвэр нь ихэнх элементэд адилхан бөгөөд ойролцоогоор 26 Ж/моль·К байсан ба үүнийг атомын дулаан багтаамж гэж нэрлэсэн. Атомын дулаан багтаамжийг  $C_0$  тэмдэглэвэл:  $C_0 = 6.3 \text{ кал/г·град} = 26 \text{ Ж/моль·К}$  байдаг. Энэ нь 1 моль атом элементийн температурыг  $1^\circ\text{C}$  -ээр ихэсгэхэд зарцуулагдах дулааны хэмжээ юм. Харин 1 г бодисын температурыг  $1^\circ\text{C}$  -ээр ихэсгэхэд зарцуулагдах дулааны хэмжээг бодисын хувийн дулаан багтаамж  $C_x$  гэнэ. Дюлонг-Пти нарын дүрмийг дараах байдлаар илэрхийлнэ.

$$C_0 = C_x \cdot A_r = 26 \text{ Ж/моль·К}$$

Эндээс атомын барагцаалсан масс нь

$$A_r = \frac{C_0}{C_x} = \frac{26}{C_x} \quad \text{ба үүнийг ашиглан валентыг нь олж болно.}$$

$$V = \frac{A_r}{\rho} \quad \text{эндээс атомын нарийвчилсан массыг олвол:} \quad A_n = V \cdot \rho \quad \text{болно.}$$

**Канниццарогийн арга:** Италийн эрдэмтэн С.Канниццаро 1858 онд хий байдалтай нэгдэл үүсгэдэг элементийн атомын массыг тодорхойлох арга боловсруулжээ. Энэ аргаар ямар нэгэн элементийн атомын массыг тодорхойлохдоо эхлээд түүний үүсгэдэг хий байдалтай нэгдлүүдийн молекулын массыг хийн харьцангуй нягтыг ашиглаж ( $M_1 = D \cdot M_2$ ) томъёогоор олно. Дараа нь тэдгээр нэгдлийн найрлага дахь тэр элементийн массын хэмжээг процентоор илэрхийлж нэгдэл нэг бүрийн нэг молекул дахь уул элементийн хэмжээ нь С-ийн хэдэн нэгжтэй тэнцүү болохыг олоод хамгийн бага утгыг өгөгдсөн элементийн атом масс гэж үзнэ. Канниццарогийн аргаар атомын барагцаалсан харьцангуй масс олдоно. Хлорын атомын харьцангуй массыг олох жишээ авч үзье.

Хлорын хий байдалтай нэгдлүүд	$D_{\text{гаар}}$	Нэгдлүүдийн молекулын харьцангуй масс	Нэгдлүүд дэх хлорын агуулга, % -оор	1 моль нэгдэл дэх хлорын масс, н.н -ээр
HCl	1.258	36.5	97.2	35.5
Cl <sub>2</sub> O	3.0	87.0	81.6	71.0
ClO <sub>2</sub>	2.327	67.5	52.59	35.5
COCl <sub>2</sub>	3.41	99.0	71.71	71.0

Мөн изоморфизмын үзэглийг ашиглан атомын массыг олж болдог.

