

## Relatív atomtömeg és moláris tömeg (2. fejezet)

Mint ahogyan már megvizsgáltuk, az atomok mérete és tömege nagyon kicsi. **Egy darab atom tömegét nem tudjuk megmérni**, azonban a kémikusnak egy reakció elvégzéséhez valahogy mégis tudnia kell, hogy a reagáltatni kívánt anyagokból mekkora mennyiséget mérjen össze a lombikba. Ezért a tudósok bevezettek egy viszonyítási alapot, a **relatív atomtömeget**, amelynek jele  $A_r$ . **A relatív atomtömeg egy mértékegység nélküli viszonyszám, és azt mutatja meg, hogy egy atom hányszor nagyobb tömegű a 12-es tömegszámú szénizotóp  $\frac{1}{12}$ -ed részénél.**

A 12-es tömegszámú szénizotóp relatív atomtömegét szükségképpen és definíció szerint rögzítjük:  $A_r(^{12}\text{C})=12,000$ . Ennek a tizenketted része az az egység, ( $\frac{12,000}{12} = 1$ ), melyhez minden más izotóp tömegét viszonyítva megkapjuk annak relatív atomtömegét. Fontos megjegyezni, hogy a  $^{12}\text{C}$  kivételével az összes többi izotóp relatív atomtömege nem egész szám, legfeljebb nagyon közel van az egészhez.

Az tömegszám és a relatív atomtömeg közötti kapcsolat: A tömegszám az atomban található protonok és neutronok számának az összege. Értéke így mindig egész szám. **A relatív atomtömeg ( $A_r$ ) megközelítőleg megegyezik a tömegszámmal, azonban csak szigorúan megközelítőleg!** Az eltérés oka **egyrészt**, hogy a valóságban a proton és neutron tömege nem pontosan egyenlő, de a tömegszám megállapításakor mi mind a kettőt egységnyinek (mintegy egyenlő nagyságúnak) vettük. **Másrészt** az atom tényleges tömege mindig kisebb lesz, mint az őt alkotó elemi részecskék tömegének összege (ez a tömegdefektus jelensége). Amikor a magfúziós folyamatok során kialakulnak az atommagok, majd az atomok és a magterők megjelennek az atommagon belül, akkor hatalmas mennyiségű energia szabadul fel (gondolj csak a Napra). *Ez az energia tömegeből származik; mérések alapján tudjuk, hogy éppen abból a tömegkülönbségből, ami az atomok és a diszkrét elemi részecskék tömegei között fennáll. A tömeg és az energia között a híres, einsteini összefüggés teremt kapcsolatot:  $E=mc^2$ , ahol  $E$  az (esetünkben) felszabaduló energia,  $m$  a tömeg,  $c$  a fénysebesség.*

**Harmadrészt**, a relatív atomtömegben benne van az elektronok tömege, míg a tömegszámában nem (ez nem okoz jelentős különbséget).

Szükség volt olyan un. SI-alapmennyiség definiálásra, amely mögött **az atomok és molekulák darabszáma rejlik**. Az anyag mindennapi életben előforduló mennyiségeiben, makroszkopikus mennyiségű átalakulásaiban a **részecskék rendkívül nagy sokasága** van jelen, ill. vesz részt. A kémia jellegzetesen az a tudományterület, amely ezekkel a nagyszámú részecskéből álló halmazokkal foglalkozik. Célszerű tehát az adatokat jól definiált, nagy mennyiségű részecskére (elemi egységre) vonatkoztatni.

**AZ ANYAGMENNYISÉG** jele az  $n$ . Mértékegysége a mól (engl. mole), melynek jele: mol.

**1 mól annak a rendszernek az anyagmennyisége, amely annyi elemi entitást tartalmaz, mint ahány atom van 0,012000 kilogramm  $^{12}\text{C}$ -ban.**

Ez a szám egy univerzális állandó, az értéke  $6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$ , amelyet Amedeo **Avogadro** itáliai kémikus tiszteletére **Avogadro-állandó**nak neveztek el, jele  $N_A$ , mértékegysége 1/mol.

Tehát bármely anyagi rendszer, részecske 1 móljában éppen  $N_A$  mennyiségű, azaz  $6 \cdot 10^{23}$  db részecske, illetve általánosan fogalmazva entitás található.

Bármely részecskék anyagmennyisége ( $n$ ) és részecskeszáma, darabszáma ( $N$ ) között tehát az alábbi univerzális (vagyis a világmindenség bármely pontján igaz) összefüggés áll fent:

$$N_A = \frac{N}{n}$$

Az Avogadro-állandó olyan hatalmas szám, melyet elképzelni is nehéz (érdekességképpen, melyből a korábban tanult atomok méretével kapcsolatban is elgondolkodhatunk: a Földön eddig valaha élt és jelenleg is élő embernek nem volt még összesen  $6 \cdot 10^{23}$  db hajszála)!

Mivel mi a gyakorlatban nem anyagmennyiséget, hanem tömeget tudunk mérni, ezért az anyagmennyiség és a tömeg között érdemes kapcsolatot teremteni! Definiáljuk az alábbi mennyiséget: **MOLÁRIS TÖMEG!** **A moláris tömeg, mint mennyiség megadja 1 mól bármilyen anyag, részecske tömegét.** Jele:  $M$ , mértékegysége: g/mol.

A tömeg és az anyagmennyiség között egyenes arányosság van, vagyis nagyobb tömegű halmazban több részecske található:

$$M = \frac{m}{n}$$

ahol  $M$  a moláris tömeg,  $m$  a (mérlegesen lemérhető) tömeg és  $n$  az anyagmennyiség.

**A moláris tömeg számértéke éppen megegyezik a relatív atom- vagy molekulatömeg számértékével**, azonban a fenti meghatározás értelmében természetesen a moláris tömegnek (a relatív atom- vagy molekulatömeggel ellentétben) van mértékegysége is!

Például:

A salétromsav képlete: **HNO<sub>3</sub>**.

A salétromsav relatív molekulatömege:

$$A_r(\text{H}) + A_r(\text{N}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = 1 + 14 + 3 \cdot 16 = \mathbf{63}.$$

A salétromsav moláris tömege:  **$M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ g/mol}$** .

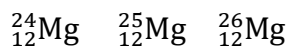
Az elemek periódusos rendszerét tanulmányozva azt tapasztaljuk, hogy **az elemek relatív atomtömege, vagy moláris tömege** (periódusos rendszertől függ, hogy éppen mi van feltüntetve, de beláthatjuk, hogy ez gyakorlatilag teljesen mindegy) **nem egész szám**.

Ne feledjük, hogy a <sup>12</sup>C kivételével a többi atom relatív atomtömege sem egész szám már! **Az elemek – ráadásul – azonban a természetben izotópjaik keverékeként fordulnak elő**. A periódusos rendszerben szereplő moláris tömeg (vagy az elem –és nem az atom! – relatív atomtömege) már egy –megfelelően – **súlyozott átlagszám**, melynek megállapítása során nem csak azt vesszük figyelembe, hogy **milyen tömegszámú izotópjai** léteznek az adott elemnek, hanem azt is, hogy a természetben ezek az izotópok a kérdéses elem atomjainak **hány %-át** alkotják.

Hogy miért van erre szükség? Azért, mert enélkül sok esetben durva hibák lennének valamely anyag egy konkrét mennyiségének precíz kimérésekor. Az is hibát okozna, ha nem vennék figyelembe minden ténylegesen előforduló izotópot és az is, ha ezeket nem a megfelelő arányban vennék figyelembe.

Ennek szemléltetésére vizsgáljuk meg az alábbi példát!

A magnéziumnak három természetes izotópja ismert:



A valóságban ezeknek az előfordulási aránya a fenti sorrendben: 78,99 %; 10 %; 11,01 %.

A súlyozást úgy végezzük, hogy az izotópoknak megfelelő relatív atomtömegeket (esetünkben a tömegszámokat) megszorozzuk a megfelelő százalék-értékekkel és összeadjuk őket, majd végül leosztjuk 100%-kal!

$$A_r(\text{magnézium}) = \frac{24 \cdot 78,99 \% + 25 \cdot 10,00 \% + 26 \cdot 11,01 \%}{100 \%} = 24,32$$

*Érdekesség, nem kell emelt szinten tudni: Az izotópok eloszlása a Földön nem egyenletes, ezért a IUPAC ma már nem is konkrét moláris tömegeket/relatív atomtömegeket ad meg az elemekre, hanem egy moláristömeg-tartományt.*