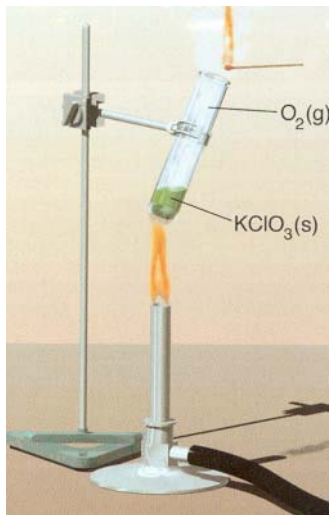


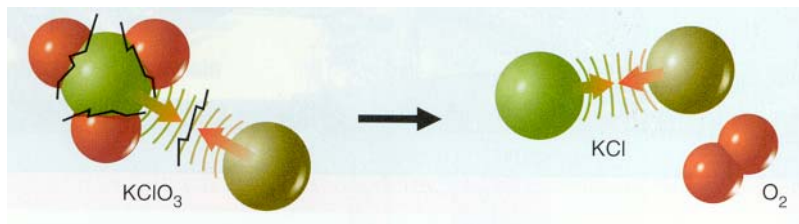
REACCIÓ QUÍMICA



Ajustatge de les equacions químiques

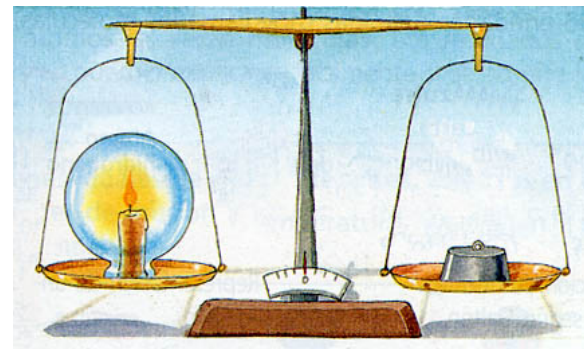
Lleis ponderals

És un procés pel qual una o diverses substàncies inicials, anomenades **REACTIUS**, es transformen en una altra o unes altres substàncies finals, anomenades **PRODUCTES**, diferents de les inicial.



Una **equació química** és la representació escrita i abreujada d'una reacció química, la qual descriu tant **qualitativament** com **quantitativament**.

Consisteix a assignar a cada fórmula un coeficient adequat de manera que en els dos membres hi hagi el mateix nombre d'àtoms de cada element.



Ley de Lavoisier: En tot procés hi ha la mateixa quantitat de matèria abans i després de produir-se. Aleshores, la massa dels reactius és igual que la dels productes.

La relació entre el nombre de mols de les diverses substàncies s'obté a partir de l'equació química ajustada.

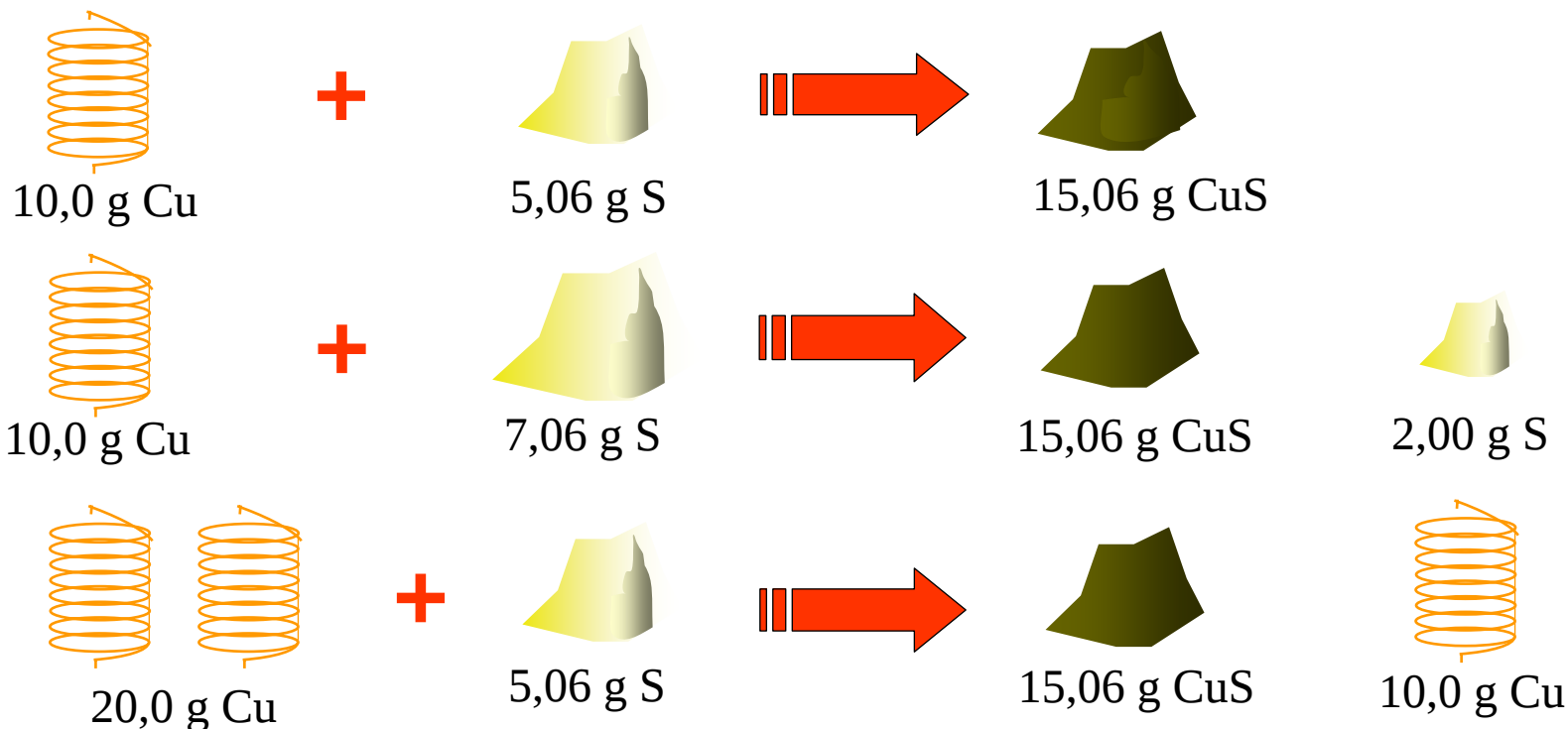


- Llei de les proporcions definides (PROUST)

En 1794 Proust va comprovar experimentalment que la relació en pes entre dues substàncies que intervenen en una reacció química és constant.

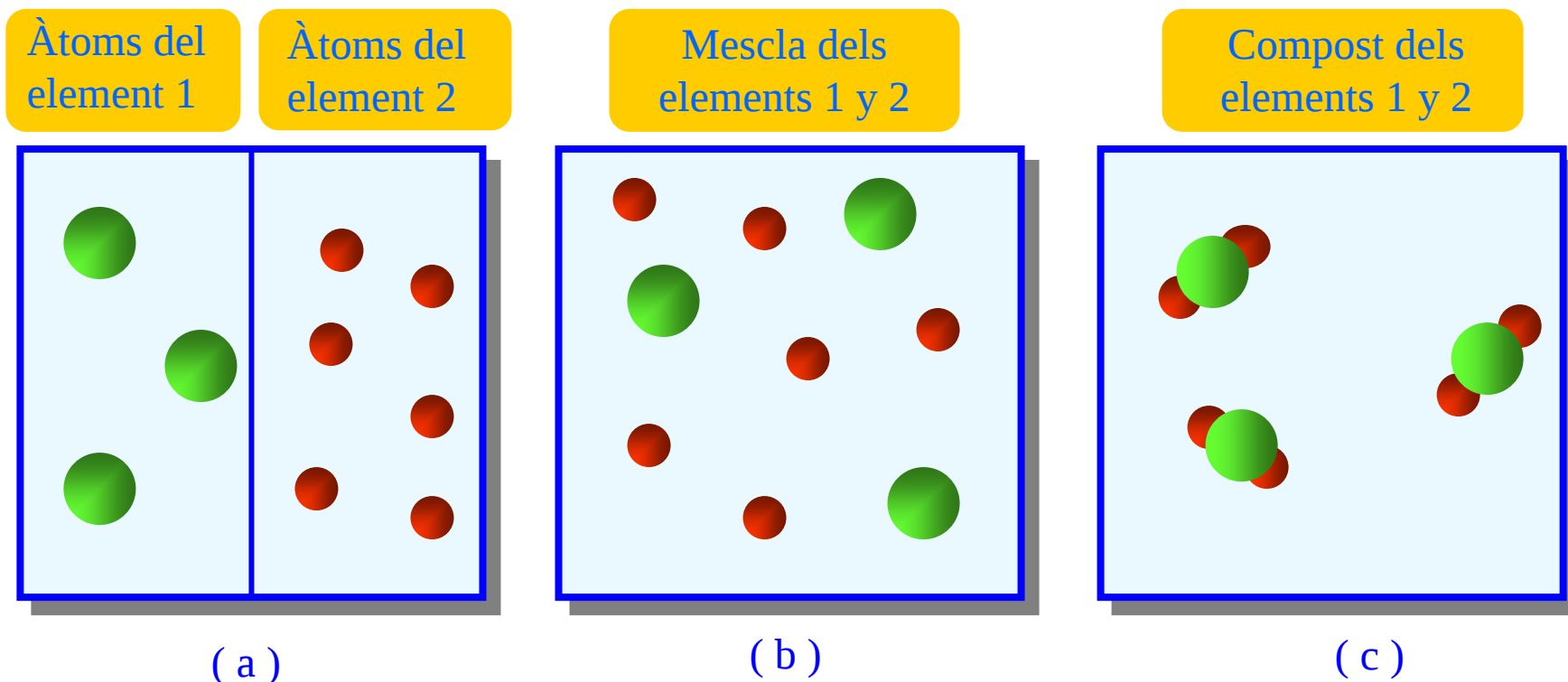
Aixó vol dir que qualsevol mostra d'un compost sempre conté els mateixos elements i en la mateixa proporció.

La proporció entre les masses en què dos o més elements es combinen per a formar un compost determinat és sempre constant i independent del procediment per a formar-lo.



Explicació de la llei de les proporcions definides

Donat que una mostra d'un compost està formada per un conjunt de molècules iguals, la proporció en massa dels seus elements en la mostra, es la mateixa que una molècula individual qualsevol del compost, es a dir, fixa.



Les mescles (b) no impliquen les interaccions íntimes entre àtoms que es troben en els compostos (c)

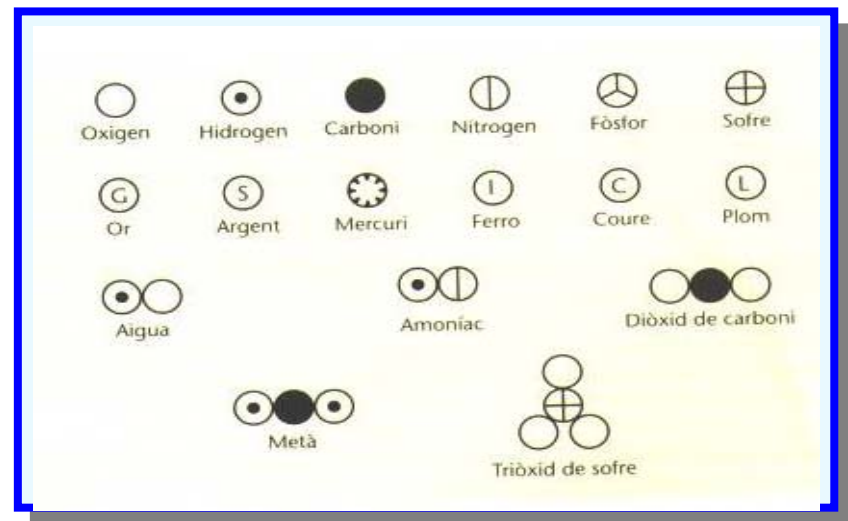
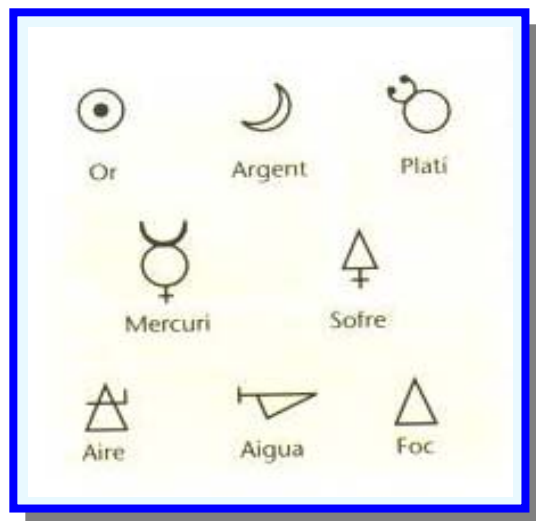


Llei de Dalton o de les proporcions multiples

Quan dos elements es combinen entre ells per a formar més d'un compost, les masses de l'un que es combinen amb una mateixa massa de l'altre, per a donar diferents compostos, estan en una relació de nombres senzills.

Els símbols dels elements

Dalton representava els elements mitjançant un cercle al'interior del qual hi havia algun signe diferenciador. La unió de dos cercles representaria el compost format per combinació dels elements corresponents.

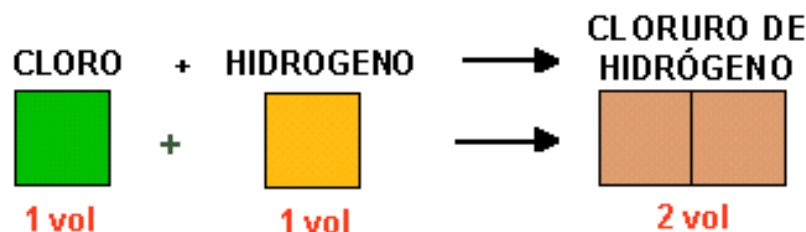


- Per tal de explicar les lleis ponderals, J Dalton, en 1808, va emetre un conjunt de postulats que es coneixen amb el nom de la teoria atòmica de Dalton

- 1 Els elements químics són formats per partícules molt petites e indivisibles i indestructibles, a les quals va anomenar **àtoms**.
- 2 Tots els àtoms d'un mateix element són idèntics entre si, especialment pel que fa al pes.
- 3 Elements diferents són formats per àtoms de pes diferent. Cada element es caracteritzava pel pes del seus àtoms.
- 4 Els àtoms són indestructibles i conserven la seva identitat en els canvis químics
- 5 Els compostos es formen quand àtoms de diferents elements químics es convinen entre sí, en una relació numèrica senzilla, formant entitats definides (avui anomenades molècules)



Lleis volumètriques



Llei dels volums de combinació (o de Gay-Lussac)

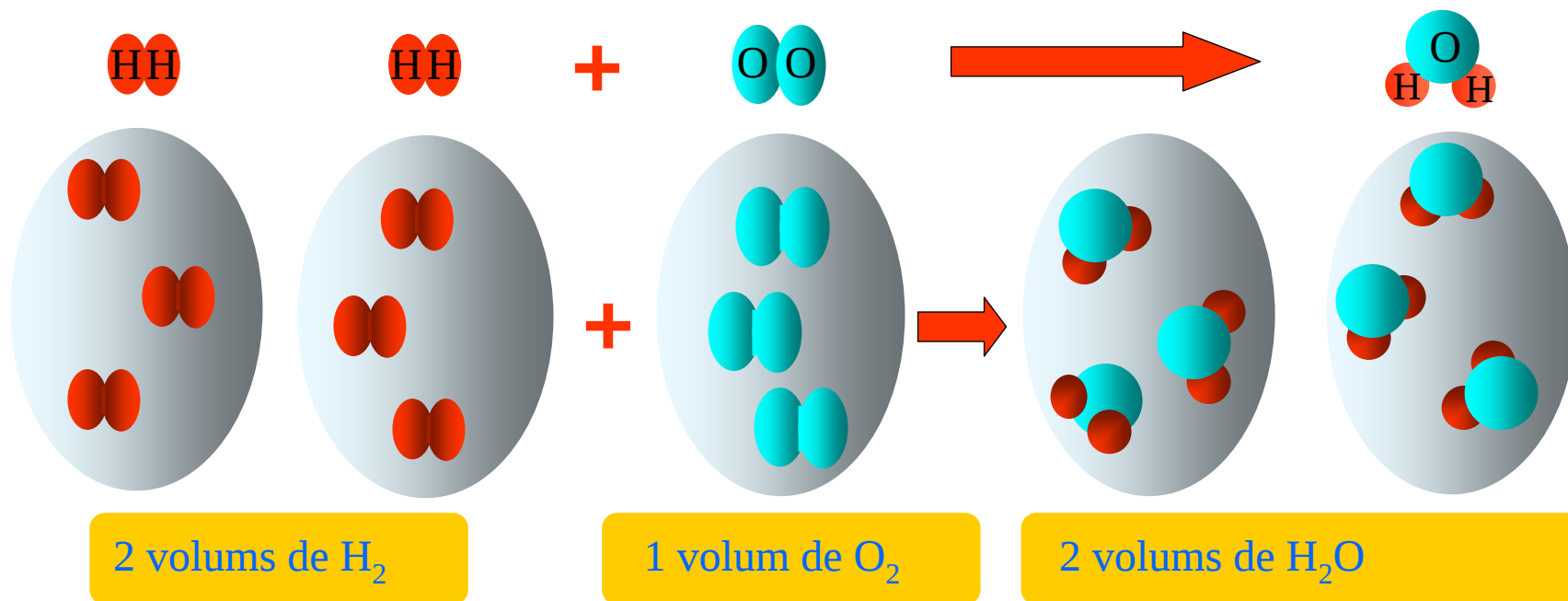
en les reaccions entre gasos, els volums de les substàncies que reaccionen i els volums dels productes mesurats en les mateixes condicions de pressió i temperatura, mantenen una relació de nombres senzills.

Hipòtesis de Avogadro. Concepto de molécula

El químic italià Amedeo Avogadro, va considerar que les partícules d'alguns elements gaseosos estan formades per dos àtoms. A aquestes agrupacions d' àtoms els posà el nom de molècules.

En 1811 va explicar els resultats experimentals de Gay-Lussac, i va enunciar la “hipòtesis d' Avogadro”:

Volums iguals de gasos diferents, en les mateixes condicions de pressió i temperatura, contenen el mateix nombre de molècules.



Àtom : és la menor quantitat d'un element químic que té existència pròpia.

Molècula : és un conjunt d'àtoms, iguals o diferents, que constitueixen la mínima quantitat d'una substància química que manté totes les seves propietats químiques.

Molécules diatomiques

[illegible]

Elements comuns que existeixen com molècules diatòmiques a temperatura ambient



Masses atòmiques

- Es pren com referència, la massa d'un àtom de carboni, a la que s'assigna el valor de 12 u (unitats de massa atòmica). Així la massa d'un àtom d' hidrogen resulta 1 u; i la d'un àtom d' oxigen, 16 u
-
- Anomenem **massa atòmica** d'un element a la massa d'un dels seus àtoms mesurat en unitats de massa atòmica (u)
 - La **massa molecular** d'un compost es la massa d'una de les seves molècules mesurat en unitats de massa atòmica (u)



Concepte de mol

- Un mol d'una substància és la quantitat d'aquesta substància que conté $6,02 \cdot 10^{23}$ de les seves partícules representatives.

En un mol de diferents mostres n'hi ha el mateix nombre de partícules (N_A)

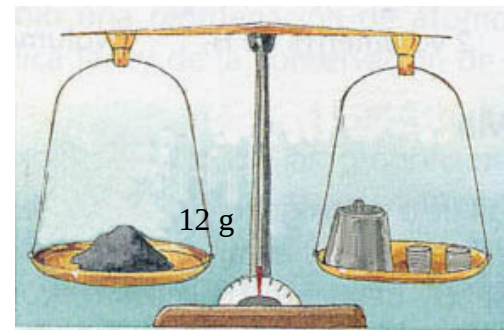
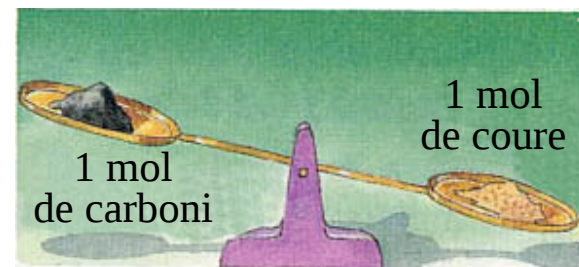
- La massa d'un mol serà proporcional a la massa de les seves partícules representatives

Els àtoms de Cu són més pesats que'ls de C

- La massa en grams d'un mol d'un element o compost, es un número igual a su masa atómica o molecular, respectivamente. Si M es la masa atómica (o molecular) del elemento (o compuesto) A , :

$$\text{N}^\circ \text{ de moles} = \frac{m \text{ (grams)}}{\text{Massa molecular}}$$

$$1 \text{ mol de } A = M \text{ grams de } A$$



Relació entre àtom, molècula i mol

- Molècula de ...
 - un element
 - diatòmic: $H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2$
(cada molècula conté 2 àtoms)
 - monoatòmic: les de la resta d'elements
(cada molècula conté 1 àtom)
 - un compost. Per exemple: $Al_2(SO_4)_3 \Rightarrow$
 - 2 àtoms d'alumini
 - 3 àtoms de sofre
 - 12 àtoms d'oxigen

- 1 mol d'àtoms de Cu és 1 àt-g de Cu. En 1 mol n'hi ha $6,02 \cdot 10^{23}$ àtoms de Cu
- En 1 mol d'àtoms de Cu n'hi ha 63,55 g de Cu
- En 1 mol de molècules d' $Al_2(SO_4)_3$ n'hi ha
 - $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ àtoms d'aluminio
 - $3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ àtoms de sofre
 - $12 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ àtoms d'oxigen
- En 1 mol de molècules d' $Al_2(SO_4)_3$ n'hi ha 342,17 g de substància

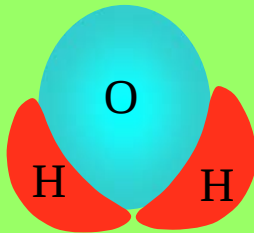


Fórmula empírica i molecular

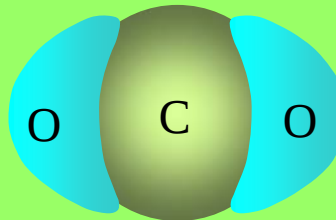
- Les **fórmules moleculars** indiquen la classe i el nombre real d'àtoms que formen la molècula d'una substància

Fórmula molecular i representació d'algunes molècules senzilles

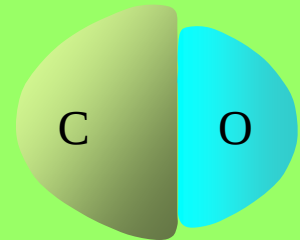
H_2O



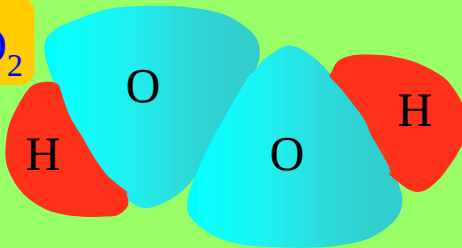
CO_2



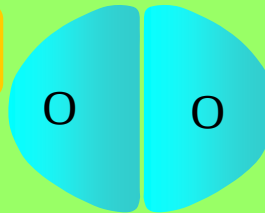
CO



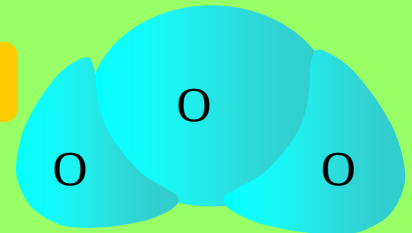
H_2O_2



O_2



O_3



- Les fórmules que indiquen només el nombre relatiu d'àtoms de cada classe present en una molècula s'anomenen **fórmules empíriques**. Els seus subíndices són sempre els nombres enters més baixos possibles
- A vegades totes dues fórmules coincideixen.



Aplicació al càlcul de les fórmules empírica i molecular

L' anàlisi de determinat compost ens mostra que la seva composició en massa és 30,435 % de N i 69,565 % de O. Si la massa molecular del compost és 92, calcular la seva fórmula empírica i la seva fórmula molecular.

DADES : masses atòmiques relatives N = 14u ; O = 16u

a) Càlcul de la fórmula empírica

Element	Massa relativa de l'element	Massa atòmica (M)	Nº relatiu d'àtoms (es divideix la massa per m)	Relació més senzilla (es divideix per el més petit)	Fórmula empírica
Nitrogen	30,435	14	$\frac{30,435}{14} = 2,174$	$\frac{2,174}{2,174} = 1$	NO ₂
Oxigen	69,565	16	$\frac{69,565}{16} = 4,348$	$\frac{4,348}{2,174} = 2$	

b) Càlcul de la fórmula molecular

La fórmula molecular serà un múltiple de l'empírica: (NO₂)_n

$$n (14 + 2 \cdot 16) = 92 \Rightarrow n = 2 \text{ llavors la fórmula molecular és } \text{N}_2\text{O}_4$$



Aplicació al càlcul del volumen molar en diferents condicions

Quin volumen ocupa un mol d'una substància gasosa:

- a) En condicions normals (1 atmosfera de pressió y 0 °C de temperatura)
- b) A 10 atmosferes de pressió i 25 °C

a) Càlcul del volumen molar en condicions normals

$$V = \frac{n R T}{P} = \frac{1 \text{ (mol)} \cdot 0,082 \left[\frac{\text{atm } \ell}{^{\circ}\text{K mol}} \right] \cdot 273 \text{ (}^{\circ}\text{K)}}{1 \text{ (atm)}} = 22,39 \ell$$

b) Càlcul del volumen molar a 10 atmosferes de pressió i 25 °C

$$V = \frac{n R T}{P} = \frac{1 \text{ (mol)} \cdot 0,082 \left[\frac{\text{atm } \ell}{^{\circ}\text{K mol}} \right] \cdot 298 \text{ (}^{\circ}\text{K)}}{10 \text{ (atm)}} = 2,44 \ell$$

