

Lezione 5 – La mole

Lezione 5 – La mole

- La mole
- Massa molare

Massa atomica

- Unità di massa atomica:

1/12 della massa del ^{12}C = 1 amu (atomic mass unit) = 1 Dalton

- Massa di un atomo di ^{12}C = 12 amu

- Massa ^{12}C = $1.9926 \cdot 10^{-23}$ g

$$1 \text{ amu} = 1.9926 \cdot 10^{-23} \text{ g} / 12 = 1.6606 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

- Le masse atomiche degli elementi sono riferite all'unità di massa atomica:

H 1.008

He 4.003

N 14.007

O 15.999

Mole di un elemento

He = 4.003 amu; H = 1.008 amu.



n. di atomi di He in 4.003 g = n. di atomi di H in 1.008 g



- Massa espressa in grammi numericamente uguale alla massa atomica
- Massa di un elemento che contiene lo stesso numero di atomi contenuto in 12 g di ^{12}C .

$$\frac{12[\text{g}]}{1.66057 \cdot 10^{-24} \left[\frac{\text{g}}{\text{atomi}} \right]} = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ atomi}$$

- Massa di un elemento contenente $6.022 \cdot 10^{23}$ atomi

$$N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$$

Numero di Avogadro

Mole

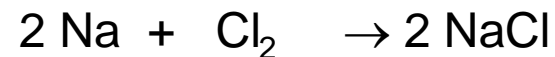
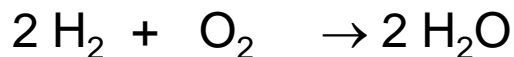
Una mole di atomi di alcuni elementi comuni. Dietro (da sinistra a destra): bromo (79.9 g), alluminio (27.0 g), mercurio (200.6 g), rame (63.5 g). Davanti (da sinistra a destra): zolfo (32.1 g), zinco (65.4 g), ferro (55.8 g).



La mole

- La mole (mol) è la massa di sostanza che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi in 12 g di carbonio-12 (^{12}C) ovvero contiene $6,022 \times 10^{23}$ entità.

• Mole di atomi	O	16.00 amu	16.00 g/moli
• Mole di molecole	O ₂	32.00 amu	32.00 g/mol
	H ₂ O	18.02 amu	18.02 g/mol
• Moli di formule	NaCl	58.44 amu	58.44 g/mol
• Mole di ioni	Na ⁺	22.99 amu	22.99 g/mol
	Cl ⁻	35.45 amu	35.45 g/mol
• Mole di elettroni			

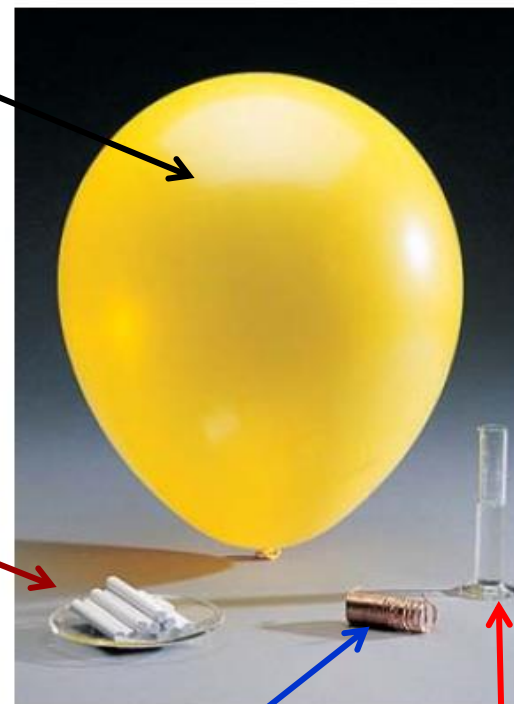


1 mol (32,00 g) di O₂ gassoso

1 mol (100,09 g) di carbonato di calcio (CaCO₃)

1 mol (63,55 g) di rame (Cu)

1 mol (18,02 g) di H₂O liquida



Massa molare

- La massa molare (M) degli elementi monoatomici, espressa in grammi per mole, è numericamente uguale alla massa atomica, espressa in unità di massa atomica.
- La massa molare (M) di un composto è la massa, espressa in grammi per mole, numericamente uguale alla somma delle masse, in unità di massa atomica, degli atomi della formula del composto.

O	16.00 amu	16.00 g/mol
O ₂	32.00 amu	32.00 g/mol
H ₂ O	18.02 amu	18.02 g/mol
NaCl	58.44 amu	58.44 g/mol

- Massa molare di O₂ = 2 x M di O
= 2 x 16,00 = 32,00 g/mol
- Massa molare di SO₂ = 1 x M di S + 2 x M di O
= 32,00 + 2(16,00) = 64,00 g/mol

*Informazioni contenute nella formula del glucosio $C_6H_{12}O_6$
($M = 180,16 \text{ g/mol}$)*

	Carbonio (C)	Idrogeno (H)	Ossigeno (O)
Atomi/molecola di composto	6 atomi	12 atomi	6 atomi
Moli di atomi/moli composto	6 mol di atomi	12 mol di atomi	6 mol di atomi
Atomi/mole di composto	$6(6,022 \times 10^{23})$ atomi	$12(6,022 \times 10^{23})$ atomi	$6(6,022 \times 10^{23})$ atomi
Massa/molecola di composto	$6(12,01 \text{ u})$ $= 72,06 \text{ u}$	$12(1,008 \text{ u})$ $= 12,10 \text{ u}$	$6(16,00 \text{ u}) = 96,00 \text{ u}$
Massa/mole di composto	72,06 g	12,10 g	96,00 g

Percentuale in massa dalla formula chimica di un composto

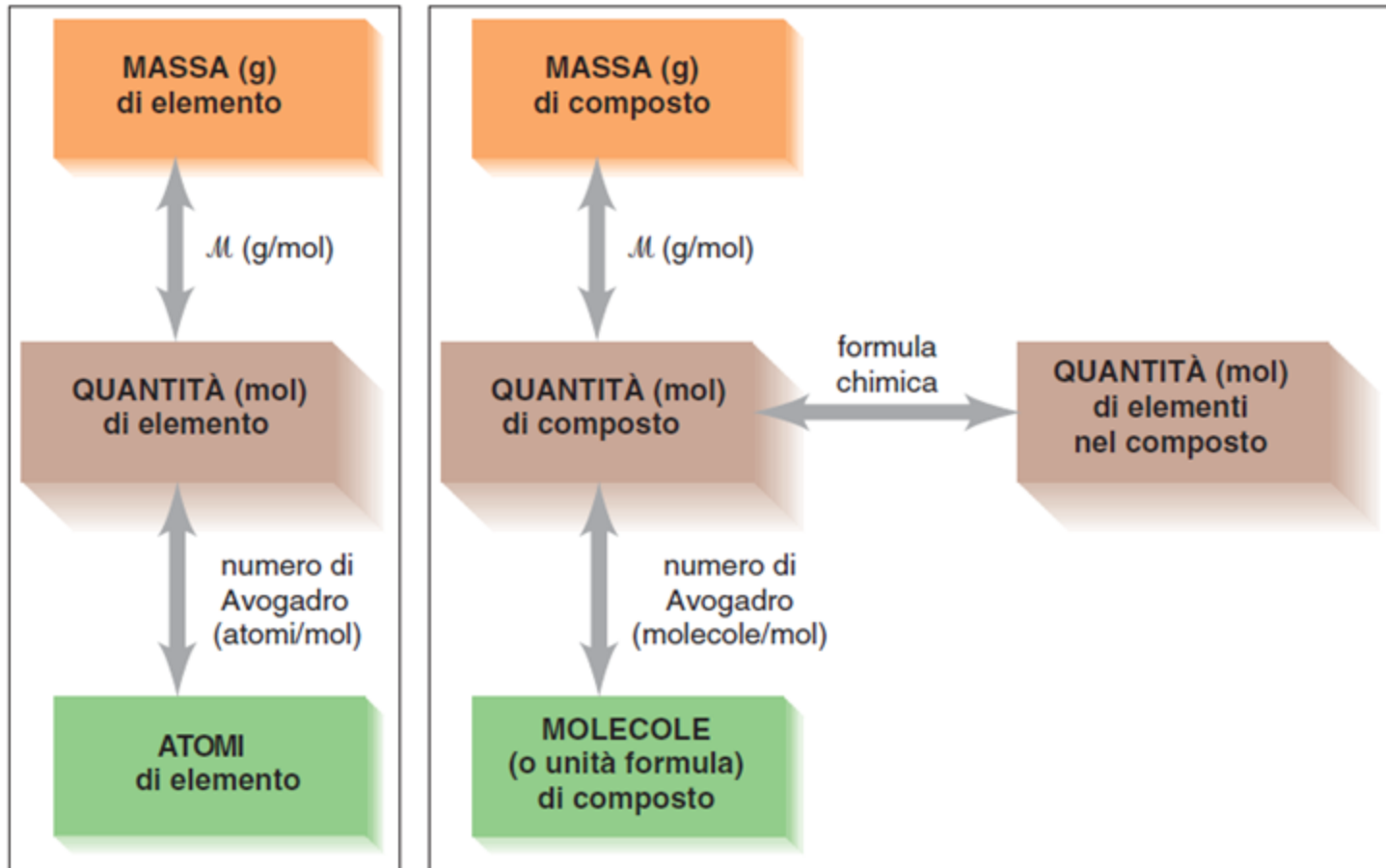


% in massa dell'elemento Y =

$$\frac{\text{atomi di Y} \times \text{massa atomica di Y (u)}}{\text{massa molecolare (o massa formula) del composto (u)}} \times 100$$

$$\frac{\text{moli di Y nella formula} \times \text{massa molare di Y (g/mol)}}{\text{massa molare del composto (g/mol)}} \times 100$$

- La percentuale in massa può anche essere utilizzata per calcolare la massa di un particolare elemento in una data massa di composto.



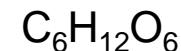
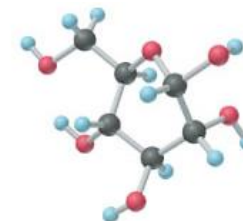
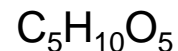
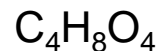
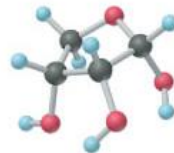
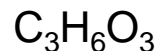
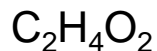
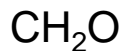
Formule empiriche e molecolari

- La **formula empirica** indica la composizione atomica relativa di un composto (rapporti tra gli atomi espressi con i più piccoli numeri interi)
La formula empirica del perossido di idrogeno è HO.
- La **formula molecolare** indica gli elementi ed il numero di atomi di ogni elemento che costituiscono la molecola di un composto
La formula molecolare del perossido di idrogeno è H₂O₂
- La formula molecolare è ***un multiplo secondo un numero intero*** della formula empirica.

$$\frac{\text{massa molare (g/mol)}}{\text{massa della formula empirica (g/mol)}} = \text{multiplo intero}$$

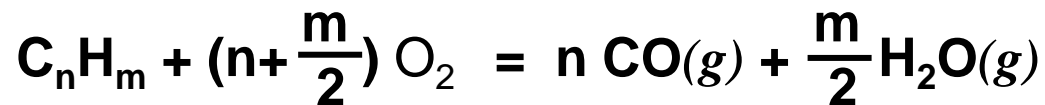
Composti con formula empirica CH₂O
(40,0% C; 6,71% H; 53,3% O; in massa)

Nome	Formula molecolare	Multiplo intero	<i>M</i> (g/mol)
formaldeide	CH ₂ O	1	30,03
acido acetico	C ₂ H ₄ O ₂	2	60,05
acido lattico	C ₃ H ₆ O ₃	3	90,09
eritrosio	C ₄ H ₈ O ₄	4	120,10
ribosio	C ₅ H ₁₀ O ₅	5	150,13
glucosio	C ₆ H ₁₂ O ₆	6	180,16



Determinazione delle formule empiriche dei composti organici

Analisi per combustione



Problemi

- Calcolare le moli e la massa di H e O contenuti in 1.00 g di H₂O
- Calcolare la massa di NaCl che contiene 10.0 g di Na.
- Sapendo che una miscela eterogenea di SnBr₂ e SnCl₄ contiene il 44.87% di Br e il 11.86% di Cl, calcolare la composizione percentuale della miscela.
- Calcolare la % di Br presente in una miscela costituita dal 40.0% di CaBr₂ e dal 60.0% di NaBr.
- Calcolare la massa di zolfo contenuta in 250 g di un minerale che contiene il 65.0 % di FeS₂ e il 35.0% di ZnS.
- Un minerale contiene il 7.00% di NiS. Calcolare la quantità di minerale che contiene 135.0 g di Ni
- Un composto organico contenente C, H, N, ha dato all'analisi i seguenti risultati: C, 75.90 %; H, 6.40% mentre la differenza è costituita da azoto. Determinare la formula minima del composto.
- Un minerale contenente Cu, Fe e S ha dato all'analisi i seguenti risultati: Cu, 34.36%; Fe, 30.55%; S, 34.65%. Determinare la formula del minerale.
- Un campione del minerale berillo ha dato all'analisi i seguenti risultati: BeO 14.03%; Al₂O₃, 18.73%; SiO₂, 67.01%. Calcolare la formula del minerale.
- Un composto contiene C, H, O. 1.621 g di composto per combustione danno 1.902 g di H₂O e 3.095 g di CO₂. Calcolare la formula minima del composto.
- .