

u.m.a: 1/12 della massa dell'isotopo 12 del carbonio

$$1.6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Massa atomica: massa media degli atomi in un campione naturale

valore virtuale

Mole: numero di atomi contenuto in 12 g di ^{12}C

$$\begin{aligned} N &= \frac{\text{massa del campione}}{\text{massa di un atomo}} \\ &= \frac{12 \text{ g}}{12 \text{ g} \times 1.660 \times 10^{-24} \text{ g/atomo}} \\ &= 6.0223 \times 10^{23} \text{ atomi} \end{aligned}$$

Numero di Avogadro

Se A una è la massa atomica di un elemento generico. A g di quell'elemento contengono una mole di atomi.

$$N^{\circ} \text{ di atomi} = \frac{\text{massa (g)}}{\text{massa di un atomo (g)}}$$

$$N^{\circ} \text{ di atomi} = \frac{A \text{ (g)}}{A \times 1.6605 \times 10^{-24} \text{ g}} =$$
$$= 6.0223 \times 10^{23}$$

Massa molare di un elemento

massa di una mole di atomi dell'elemento stesso

massa atomica espressa in g

Un campione contiene 1.0×10^{23} atomi di zolfo. Quante moli di atomi ci sono? Quante molecole con formula S_8 ? Quante moli di molecole? Qual è la massa del campione?

$$\text{moli di zolfo} = \frac{1.0 \times 10^{23} \text{ atomi di S}}{6.02 \times 10^{23} \text{ atomi di S/mole}} = 0.17 \text{ moli}$$

$$\text{molecole di } S_8 = \frac{1.0 \times 10^{23} \text{ atomi di S}}{8 \text{ atomi di S/molecola}} = 1.2 \times 10^{22} \text{ molecole}$$

$$\text{moli di } S_8 = \frac{0.12 \times 10^{23} \text{ molecole di } S_8}{6.02 \times 10^{23} \text{ molecole/mole}} = 0.020 \text{ moli}$$

Massa del campione

Massa atomica di S 32.06 uma

Massa molecolare di S₈ 8 × 32.06 = 256.5 uma

Massa molare di S₈ 256.5 g mol⁻¹

Massa di 0.020 moli di S₈ =
256.5 g mol⁻¹ × 0.020 mol = 5.2 g

Calcolare la massa di Fe_2S_3 che bisogna prelevare per avere un campione contenente 1.26×10^{28} atomi di ferro.

$$\text{PM} (\text{Fe}_2\text{S}_3) = 2 \times 55.85 + 3 \times 32.064 = 207.89 \text{ uma}$$

$$1 \text{ mole} (\text{Fe}_2\text{S}_3) = 207.89 \text{ g}$$

1 mole di Fe_2S_3 contiene 2 moli di Fe e 3 moli di S

$$\frac{1.26 \times 10^{28} \text{ atomi di Fe}}{6.02 \times 10^{23} \text{ atomi di Fe/mole}} = 2.09 \times 10^4 \text{ moli di Fe}$$

$$\frac{2.09 \times 10^4 \text{ moli di Fe}}{2 \text{ moli di Fe/mole di } \text{Fe}_2\text{S}_3} = 1.05 \times 10^4 \text{ moli di } \text{Fe}_2\text{S}_3$$

$$\text{massa di } \text{Fe}_2\text{S}_3 = 207.89 \text{ g} \times 1.05 \times 10^4 \text{ moli} = 2.18 \times 10^6 \text{ g}$$

1. Quanti atomi ci sono in 3.80 g di fluoro?

M.A. (F) = 19.00 u.m.a.

1 mole (F) = 19.00 g

$$\mathbf{3.80\text{ g (F)} = \frac{3.80\text{ g}}{19.00\text{ g/mole}} = 0.200\text{ moli}}$$

$$\mathbf{N^\circ\text{ atomi} = N^\circ\text{ moli} \times 6.02 \times 10^{23} = 1.20 \times 10^{23}\text{ atomi}}$$

2. Sapendo che la massa atomica del bromo (Br) è **79.909** uma. qual è la massa di **4.63×10^{20}** atomi di bromo?

$$\text{moli di Br} = \frac{4.63 \times 10^{20} \text{ atomi di Br}}{6.02 \times 10^{23} \text{ atomi /mole}} = 7.69 \times 10^{-4} \text{ (moli di Br)}$$

$$1 \text{ mole (Br)} = 79.909 \text{ g}$$

$$7.69 \times 10^{-4} \text{ (moli di Br)} = 6.14 \times 10^{-2} \text{ g}$$

3. Quanti atomi di O ci sono in 0.10 moli di $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$? Quanti grammi?

Moli di O = 6 x moli di $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$

0.10 moli di $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ = 0.60 moli di O

$0.60 \times \text{NA} = 3.6 \times 10^{23}$

**0.60 moli di O = 16.00 g/mole x 0.60 moli =
9.6 g di O**

4. Quante moli di atomi di azoto ci sono in 0.10 moli di $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$?

Moli di N = 2 x moli di $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

0.10 x moli di $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ = 0.20 Moli di N

5. Quanti grammi di O ci sono in 0.150 g di P₂O₅?

Quante moli di atomi? Quante moli di composto?

Massa molare di P₂O₅ = 2 x P + 5 x O

$$= 2 \times 30.97 + 5 \times 16.00 = 141.94 \text{ g /mole}$$

$$\% \text{ O} = \frac{80.00 \text{ g di O}}{141.94 \text{ g di campione}} \times 100 = 56.4 \%$$

$$\text{Massa di O in } 0.150 \text{ g} = 0.564 \times 0.150 = 0.0846 \text{ g}$$

Quante moli di atomi? Quante moli di composto?

$$\mathbf{0.150\text{ g di } P_2 O_5 = 1.06 \times 10^{-3} \text{ moli} = \frac{0.150 \text{ g di campione}}{141.94 \text{ g} \times \text{mol}^{-1}}$$

$$\mathbf{\text{moli di O} = 5 \times \text{moli } P_2 O_5}$$

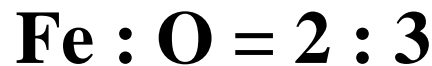
$$\mathbf{0.150\text{ g di } P_2 O_5 = 5.30 \times 10^{-3} \text{ moli di O}}$$

$$\mathbf{0.150\text{ g di } P_2 O_5 = 7.42 \times 10^{-3} \text{ moli di atomi}}$$

$$\mathbf{0.150\text{ g di } P_2 O_5 \text{ contengono } 8.48 \times 10^{-2} \text{ g di O}} \\ \mathbf{(16.0 \text{ g/mole} \times 5.30 \times 10^{-3} \text{ moli}) =}$$

6. Quando il **ferro (Fe)** è riscaldato all'aria, si consuma **ossigeno (O)** secondo un rapporto di **3** atomi di **O** per ogni **2** atomi di **Fe**.

Quale sarà la massa del prodotto ottenuto dal riscaldamento di **1.50 g** di **Fe**?



$$1.50 \text{ g (Fe)} = \frac{1.50 \text{ g}}{55.85 \text{ g/mole}} = 2.68 \times 10^{-2} \text{ moli}$$

$$\text{Moli di O} = \text{moli di Fe} \frac{3}{2} = 4.03 \times 10^{-2} \text{ moli di O}$$

g di O consumati : $4.03 \times 10^{-2} \times 16.00 \text{ g/mole} = 0.644 \text{ g}$

g di prodotto = g di Fe + g di O = 2.14 g

8. Quante moli di P_2O_5 si possono ottenere da 2.00 g di P e 5.00 g di O?

$$2.00 \text{ g (P)} = \frac{2.00 \text{ g}}{30.97 \text{ g/mole}} = 6.46 \times 10^{-2} \text{ moli}$$

Moli di P_2O_5 da P = moli di P /2= 3.23×10^{-2} moli

$$5.00 \text{ g (O)} = \frac{5.00 \text{ g}}{16.00 \text{ g/mole}} = 0.312 \text{ moli}$$

Moli di P_2O_5 da O = moli di O /5= $0.321/5= 0.0625$ moli

Moli di P_2O_5 ottenute= 3.23×10^{-2} moli

9. Una goccia di H_2O ha un volume di circa **0.050 ml**. La densità di H_2O a temperatura ambiente è **1.0 g/ml**.

Quante molecole di acqua ci sono in una goccia?

10. Una miscela gassosa è costituita solo da **NO** e **H_2O** . Sapendo che in tutto ci sono **0.240 moli** e che la massa del campione è **4.80 g**, calcolare la **percentuale** (in massa) di **NO** nel campione.