

ESERCIZI SU ATOMI, MOLECOLE, MASSE ATOMICHE E MOLARI

ESERCIZI RISOLTI

- 1.1 Il cloro si presenta in natura come una miscela composta di due isotopi: ^{35}Cl (34,97 u.m.a., abbondanza relativa 75,77%) e ^{37}Cl (36,97 u.m.a., abbondanza relativa 24,23%). Determinare la massa atomica del cloro naturale.

Soluzione

In natura non è possibile prendere singolarmente un isotopo senza che un campione di sostanza venga prima trattato con procedimenti chimico fisici (vedi l'arricchimento dell'Uranio) e di conseguenza non è possibile per una generica quantità di cloro utilizzare l'una o l'altra massa atomica; lo scopo di questo esercizio è quello di determinare matematicamente la massa atomica che meglio rappresenta il campione naturale.

Per giungere al nostro scopo per prima cosa ipotizziamo di prendere una quantità definita di atomi con i quali lavorare; siccome abbiamo a che fare con abbondanze relative che vengono espresse in percentuali ($\times 100$) allora prendiamo un campione di 100 atomi:

$$100 \text{ atomi} \begin{cases} 75,77 \text{ atomi hanno peso atomico pari a } 34,97 \text{ u. m. a.} \\ 24,23 \text{ atomi hanno peso atomico pari a } 36,97 \text{ u. m. a.} \end{cases}$$

Da qui è possibile calcolare la massa totale dei due gruppi di atomi (o in gergo chimico: delle due frazioni):

$$100 \text{ atomi} \begin{cases} 75,77 \text{ atomi pesano } 2649,68 \text{ u. m. a.} \\ 24,23 \text{ atomi pesano } 895,78 \text{ u. m. a.} \end{cases}$$

Complessivamente allora le due frazioni mi diranno che i 100 atomi pesano:

$$Massa_{100 \text{ atomi}} = (2649,68 + 895,78) \text{ u. m. a.} = 3545,46 \text{ u. m. a.}$$

Ma se quello riportato sopra rappresenta la massa di 100 atomi, dividendo per 100 ottengo la massa di un atomo singolo ovvero la massa atomica:

$$M.A. = \frac{Massa_{100 \text{ atomi}}}{100 \text{ atomi}} = \frac{3545,46 \text{ u. m. a.}}{100 \text{ atomi}} = 35,45 \text{ u. m. a./atomo}$$

- 1.2 La massa atomica del bromo naturale è 79,91 u.m.a. e sappiamo che in natura esistono due differenti isotopi ^{79}Br e ^{81}Br aventi masse atomiche 78,92 u.m.a. e 80,92 u.m.a. rispettivamente. Vogliamo determinare l'abbondanza relativa dei due isotopi.

Soluzione

In questo caso è necessario approntare un sistema di due equazioni in due differenti incognite in quanto non conosciamo le due abbondanze (le nostre incognite) ma sappiamo, sulla base dell'esercizio precedente, che se prendiamo un riferimento

specifico di un numero noto di atomi possiamo ricavare una prima equazione in due incognite che permette di calcolare la M.A. naturale del Br; questa sarà:

$$M.A._{naturale} = \frac{a \times 78,92 \text{ u. m. a.} + b \times 80,92 \text{ u. m. a.}}{100 \text{ atomi}}$$

Dove a e b rappresentano le abbondanze relative incognite mentre 100 atomi rappresenta il numero di atomi sui quali abbiamo deciso di lavorare. Se esistono però solo due isotopi in natura allora la somma delle loro abbondanze deve dare per forza 100%; questa rappresenta la seconda equazione in due incognite:

$$a + b = 100$$

Le due equazioni ora possono costituire il sistema che la matematica dice essere determinato, cioè con una soluzione.

$$\begin{cases} \frac{a \times 78,92 + b \times 80,92}{100} = 79,91 \\ a + b = 100 \end{cases}$$

Risoluzione per sostituzione

$$\begin{cases} \frac{(100 - b) \times 78,92 + b \times 80,92}{100} = 79,91 \\ a = 100 - b \end{cases}$$

$$\begin{cases} \frac{100 \times 78,92}{100} + \frac{b(80,92 - 78,92)}{100} = 79,91 \\ a = 100 - b \end{cases}$$

$$\begin{cases} 78,92 + b \frac{2}{100} = 79,91 \\ a = 100 - b \end{cases}$$

$$\begin{cases} b = (79,91 - 78,92) \times \frac{100}{2} = 49,5 \\ a = 100 - 49,5 = 50,5 \end{cases}$$

Risulta allora che il ^{79}Br è presente con una abbondanza relativa del 50,5% mentre il ^{81}Br è presente per il 49,5%.

Risoluzione con Cramer

$$\begin{cases} \frac{a \times 78,92 + b \times 80,92}{100} = 79,91 \\ a + b = 100 \end{cases}$$

$$M = \begin{bmatrix} \frac{78,92}{100} & \frac{80,92}{100} \\ 1 & 1 \end{bmatrix} = \begin{bmatrix} 0,7892 & 0,8092 \\ 1 & 1 \end{bmatrix}; M_a = \begin{bmatrix} 79,91 & 0,8092 \\ 100 & 1 \end{bmatrix};$$

$$M_b = \begin{bmatrix} 0,7892 & 79,91 \\ 1 & 100 \end{bmatrix}; \text{Det}(M) = -0,02; \text{Det}(M_a) = -1,01; \text{Det}(M_b) = -0,99$$

$$a = \frac{\text{Det}(M_a)}{\text{Det}(M)} = \frac{-1,01}{-0,02} = \mathbf{50,5}; b = \frac{\text{Det}(M_b)}{\text{Det}(M)} = \frac{-0,99}{-0,02} = \mathbf{49,5}$$

1.3 Determinare la massa molecolare (M.M.) dell' H_2SO_4 .

Soluzione

La determinazione della Massa Molare di una molecola è cosa semplice da fare, basta ricordare la definizione di M.M. secondo la quale questa deriva dalla somma delle masse atomiche degli elementi costituenti la molecola prese tante volte quante sono le volte che compaiono nella molecola e quindi nella sua formula.

Nel caso specifico dell' H_2SO_4 (ac. Solforico) per prima cosa occorre cercare, nella tavola periodica, le masse atomiche degli elementi interessati che sono: H, S e O. Dalla tavola risulta: $M.A._H = 1,008$ u.m.a., $M.A._S = 32,064$ u.m.a. e $M.A._O = 15,999$ u.m.a.

A questo punto non occorre far altro che sommare queste masse atomiche moltiplicate per i rispettivi indici di formula:

$$\begin{aligned} M.M. &= 2 \times M.A._H + 1 \times M.A._S + 4 \times M.A._O = \\ &= 2 \times 1,008 + 1 \times 32,064 + 4 \times 15,999 = \mathbf{98,076} \text{ u. m. a.} \end{aligned}$$

1.4 Determinare il numero di moli corrispondenti a 52 g di NaOH.

Soluzione

Per il calcolo delle moli di una sostanza a partire dalla sua massa occorre aver presente la definizione di mole: *la mole di una sostanza è la quantità espressa in grammi della sostanza pari alla sua massa molecolare*. Occorrerà allora conoscere la sua massa molare e per prima cosa sarà questo parametro da calcolare. Dalla tavola periodica degli elementi risulta che le massa atomiche dell'Na, H e O sono rispettivamente 22,990 g/mol, 1,008 g/mol e 15,999 g/mol. La massa molare dell'NaOH risulta quindi dalla semplice somma delle tre:

$$M.M._{NaOH} = 22,990 + 1,008 + 15,999 = \mathbf{39,997} \text{ g/mol}$$

Ora il calcolo delle moli di sostanza è cosa semplice, basta risolvere una semplice proporzione in quanto sappiamo che 39,997 g di NaOH corrispondono ad una mole e che abbiamo a che fare con 52 g di NaOH:

$$1 \text{ mol} : 39,997 \text{ g} = x \text{ mol} : 52 \text{ g}$$

Da cui

$$x \text{ mol} = \frac{1 \text{ mol} \times 52 \text{ g}}{39,997 \text{ g}} = \mathbf{1,300} \text{ mol}$$

In seguito non verrà più utilizzata la proporzione per il calcolo delle moli di una sostanza ma il semplice rapporto tra la quantità in grammi della sostanza e la sua massa molare; in questo caso quindi risulterebbe:

$$x \text{ mol} = \frac{\text{grammi}}{M.M.} = \frac{52 \text{ g}}{39,997 \text{ g/mol}} = 1,300 \text{ mol}$$

ESERCIZI DA RISOLVERE

1. Determinare la massa molecolare del $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (Dicromato di Potassio).
2. Determinare il numero di moli corrispondenti a 100 g di $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (Glucosio).
3. Determinare il numero di moli di O_2 che costituiscono 16 g di O_2 e determinare inoltre quante moli di atomi di ossigeno sono presenti nel campione.
4. In natura il silicio si presenta sotto tre differenti isotopi ^{28}Si , ^{29}Si e ^{30}Si rispettivamente di M.A. e abbondanza relativa (27,98 u.m.a.; 92,21%), (28,98 u.m.a.; 4,70%) e (29,97 u.m.a.; 3,09%). Determinare la massa atomica naturale.

SOLUZIONI DEGLI ESERCIZI

1. 255,087 u.m.a.
2. 0,555 mol
3. 0,500 mol; 1,000 mol
4. 28,09 u.m.a.