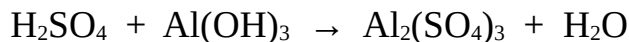


Calcolo della resa di una reazione

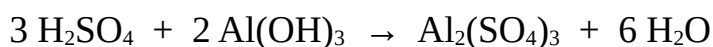
Come determinare la massa dei prodotti che si ottengono da una reazione chimica

Il primo passo è la scrittura ed il bilanciamento della reazione chimica coinvolta. Come esempio in questo documento utilizzeremo la reazione tra l'Acido Solforico e l'Idrossido di Alluminio:



Come si vede la reazione non è bilanciata: tra reagenti e prodotti non c'è lo stesso numero di atomi, per cui bisogna inserire dei coefficienti DAVANTI ai reagenti e prodotti. Ricordiamoci che NON E' POSSIBILE modificare le formule.

I coefficienti "1" vengono omessi e la reazione bilanciata assume questa forma:



In questa maniera viene pienamente rispettata la Legge di Lavoisier: *"Nulla si crea e nulla si distrugge"*.

La reazione, così com'è scritta ci dice che 3 molecole di Acido Solforico reagiscono con 2 molecole di Idrossido di Alluminio per dare 1 molecola di Solfato di Alluminio e 6 molecole di acqua. Nella stessa maniera si potrà dire che 3 moli di Acido Solforico reagiscono con 2 moli di Idrossido di Alluminio per dare 1 mole di Solfato di Alluminio e 2 moli di acqua.

Si può anche dire che, per ottenere 1 mole di Solfato di Alluminio, devo far reagire 2 moli di Idrossido di Alluminio con 3 moli di Acido Solforico.

In questo ultimo caso non abbiamo fatto altro che moltiplicare il tutto per il Numero di Avogadro.

Ma cosa succede quando non si hanno a disposizione esattamente 1 o 2 moli di reagenti?

In questo caso le proporzioni tra i vari reagenti rimangono inalterate: se il rapporto di combinazione è, per esempio di 1 mole di reagente A che reagisce con 3 moli di reagente B, allora, se ho 0,5 moli di reagente A queste reagiranno con 1,5 moli di reagente B e, nella stessa maniera, 3 moli di reagente A reagiranno con 9 moli di reagente B. Tornando alla reazione vista precedentemente si può facilmente notare che, in questo caso, il rapporto di combinazione è di 3 moli di Acido Solforico che si combina con 2 moli di Idrossido di Alluminio.

Dalla reazione si può facilmente dedurre (e lo abbiamo già detto) che si ottiene anche 1 mole di Solfato di Alluminio e 2 moli di acqua. A questo punto cominciamo a fare qualche calcolo.

Supponiamo di aver pesato 5,18 g di Idrossido di Alluminio (ho scelto un numero arbitrario, a caso). Quanto Solfato di Alluminio possiamo, in teoria, ottenere? Quanto Acido Solforico dovremo utilizzare?

Per calcolare il numero di moli di una qualsiasi sostanza si usa la formula:

$$\text{Numero di moli} = \frac{\text{Massa (in grammi)}}{\text{Massa molare}}$$

In questo caso conosciamo la massa della sostanza (Idrossido di Alluminio) ma non conosciamo la massa molare dello stesso. Per calcolarla è indispensabile utilizzare una tabella del sistema periodico che riporti le masse atomiche degli elementi che compongono la sostanza e sommarle tra

loro. Per facilitare i calcoli solitamente le masse atomiche vengono arrotondate all'unità più vicina. Le uniche eccezioni sono il Cloro (35,5 g/mol) ed il Rame (63,5 g/mol)

Visto che la formula dell'Idrossido di Alluminio è $\text{Al}(\text{OH})_3$ si dovranno sommare le masse atomiche dell'Alluminio (Al), dell'Ossigeno (O) e dell'Idrogeno (H). Quindi:

$$\begin{array}{r} 1 \times \text{Massa Atomica di Al} = 1 \times 27 + \\ 3 \times \text{Massa Atomica di O} = 3 \times 16 + \\ 3 \times \text{Massa Atomica di H} = 3 \times 1 = \end{array}$$

$$\text{Massa molare di } \text{Al}(\text{OH})_3 = 78 \text{ g/mole}$$

Ovviamente, a sostanza diversa corrisponde una massa molare diversa. Nel caso dell'Acido Solforico, essendo la formula H_2SO_4 avremo:

$$\begin{array}{r} 2 \times \text{Massa Atomica di H} = 2 \times 1 = 2 + \\ 1 \times \text{Massa Atomica di S} = 1 \times 32 = 32 + \\ 4 \times \text{Massa Atomica di O} = 4 \times 16 = 64 = \end{array}$$

$$\text{Massa Molare di } \text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mole}$$

Come si può notare i valori delle masse atomiche sono stati moltiplicati per il numero di atomi della stessa specie che compongono questa sostanza.

Quindi, nel caso dell'Acido Solforico, si è moltiplicata la massa atomica dell'Idrogeno per 2 e quella dell'Ossigeno per 4 in quanto in ogni singola molecola di Acido Solforico ci sono 2 atomi di Idrogeno e 4 atomi di Ossigeno, oltre ad un atomo di Zolfo.

Nel caso di formule più complesse bisogna operare nella stessa maniera.

Per calcolare la massa molare di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ bisognerà quindi sommare:

$$\begin{array}{r} 3 \times \text{Massa Atomica di Ca} = 3 \times 40 = 120 + \\ 2 \times \text{Massa Atomica di P} = 2 \times 31 = 62 + \\ 8 \times \text{Massa Atomica di O} = 8 \times 16 = 128 = \end{array}$$

$$\text{Massa Molare di } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310 \text{ g/mole}$$

Per i sali idrati bisogna ricordare che il puntino (che sui legge "con") presente nella formula non va confuso con il segno di moltiplicazione: si tratta di una somma! Vediamo un esempio.

Per calcolare la massa molare di $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ devo sommare:

$$\begin{array}{r} 1 \times \text{Massa Atomica di Cu} = 1 \times 63,5 = 63,5 + \\ 1 \times \text{Massa Atomica di S} = 1 \times 32 = 62 + \\ 4 \times \text{Massa Atomica di O} = 4 \times 16 = 64 + \\ 10 \times \text{Massa Atomica di H} = 10 \times 1 = 10 + \\ 5 \times \text{Massa Atomica di O} = 5 \times 16 = 80 = \end{array}$$

$$\text{Massa Molare di } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 249,5 \text{ g/mole}$$

Torniamo ai nostri calcoli: avendo a disposizione 5,18 g di $\text{Al}(\text{OH})_3$ ed essendo la Massa Molare di $\text{Al}(\text{OH})_3$ pari a 78 g/mole e applicando la formula precedente si ha:

$$\text{N}^\circ \text{ di moli} = \frac{\text{Massa (in grammi)}}{\text{Massa molare}} = \frac{5,18}{78} = 0,0664 \text{ moli}$$

Quindi in 5,18 g di $\text{Al}(\text{OH})_3$ abbiamo a disposizione 0,0664 moli.

Ora tutto è più semplice: conosciamo il numero di moli e i rapporti di combinazione e quindi possiamo calcolare gli altri parametri:

Il rapporto di combinazione è di 3 moli di Acido Solforico ogni 2 moli di Idrossido di Alluminio, quindi, avendo a disposizione 0,0664 moli di $\text{Al}(\text{OH})_3$, quante moli di H_2SO_4 ci serviranno?

Anche qui si farà uso di una proporzione: “Se 3 moli di Acido Solforico reagiscono con 2 moli di Idrossido di Alluminio, allora quante moli di Acido Solforico reagiranno con 0,0664 moli di $\text{Al}(\text{OH})_3$?”

Traducendo in cifre:

$$3 : 2 = X : 0,0664$$

da cui si ricava X:

$$X = \frac{0,0664 \times 3}{2} = 0,0996 \text{ moli di } \text{H}_2\text{SO}_4.$$

Quindi ho bisogno di utilizzare 0,0996 moli di H_2SO_4 per completare la reazione.

Ma nel laboratorio di chimica NON HO A DISPOSIZIONE una bilancia tarata in MOLI. Come posso fare?

Basta utilizzare la formula vista prima all'incontrario: se prima ci era servita per calcolare le moli conoscendo la massa e la Massa Molare, ora possiamo utilizzarla per calcolare la massa, in quanto abbiamo a disposizione sia il numero di moli che la Massa Molare, basta capovolgere la formula.

La formula quindi risulta:

$$\boxed{\text{Massa (in g)} = \text{Massa Molare} \times n^\circ \text{ di moli}}$$

In questo modo, moltiplicando il numero di moli di H_2SO_4 per la Massa Molare (sempre di H_2SO_4) otteniamo la massa di Acido solforico necessaria. Quindi:

$$\text{massa di } \text{H}_2\text{SO}_4 = 0,0996 \times 98 = 9,76 \text{ g}$$

Quindi per far avvenire la reazione dovremo mescolare 5,18 g di $\text{Al}(\text{OH})_3$ con 9,76 g di H_2SO_4 .

Nella stessa maniera possiamo calcolare anche la massa di Solfato di Alluminio che possiamo teoricamente ottenere.

Il rapporto di combinazione in questo caso è di 2 a 1, ovvero da 2 moli di Idrossido di Alluminio otteniamo 1 mole di Solfato di Alluminio. Qui il calcolo è semplice: basta dimezzare il numero di moli di Idrossido di Alluminio per avere le moli di Solfato di Alluminio che si formano.

Senza fermarci in calcoli banali troviamo che le moli di sale che si formano sono 0,0332.

Anche qui, moltiplicando le moli per la Massa Molare del Solfato di Alluminio, otteniamo la massa in grammi del sale che, teoricamente potremmo ottenere. Questo valore si chiama RESA TEORICA.

$$\text{Quindi: } 0,0332 \times 342 = 11,35 \text{ g di } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

In teoria, dalla reazione che ho utilizzato, dovrei ottenere 11,35 g di prodotto; in realtà ne ho ottenuti solamente 10,46 g. Questa è la RESA PRATICA.

Posso così calcolare la resa % della reazione:

$$\boxed{\text{Resa teorica} : \text{Resa pratica} = 100 : X}$$

$$\text{Risolvendo ottengo } X = \frac{\text{Resa pratica} \times 100}{\text{Resa teorica}} = \frac{10,46 \times 100}{11,35} = 92,2 \%$$

In questo modo è possibile calcolare teoricamente tutte le masse coinvolte in una reazione, anche la più complicata. Nella pratica però si tende sempre ad utilizzare un lieve eccesso di uno dei reagenti in modo da essere sicuri che tutto l'altro reagente si sia combinato col primo. Con questo sistema si risolvono anche i problemi legati alla purezza dei reagenti: nonostante tutti i progressi tecnologici ancora oggi molti, moltissimi reagenti chimici hanno purezze elevate, ma non sono puri al 100%.

Il presente lavoro, redatto dall' ITP Eligio ZLATICH, nell'ambito della formazione di base per il laboratorio di chimica per l'I.T.I.S. "A.Volta" di Trieste, viene rilasciato con licenza Creative Commons:



(Obbligo di citare la fonte, Opera gratuita, L'opera può essere modificata ma deve essere rilasciata con gli stessi attributi).

Per approfondire: http://it.wikipedia.org/wiki/Creative_Commons