

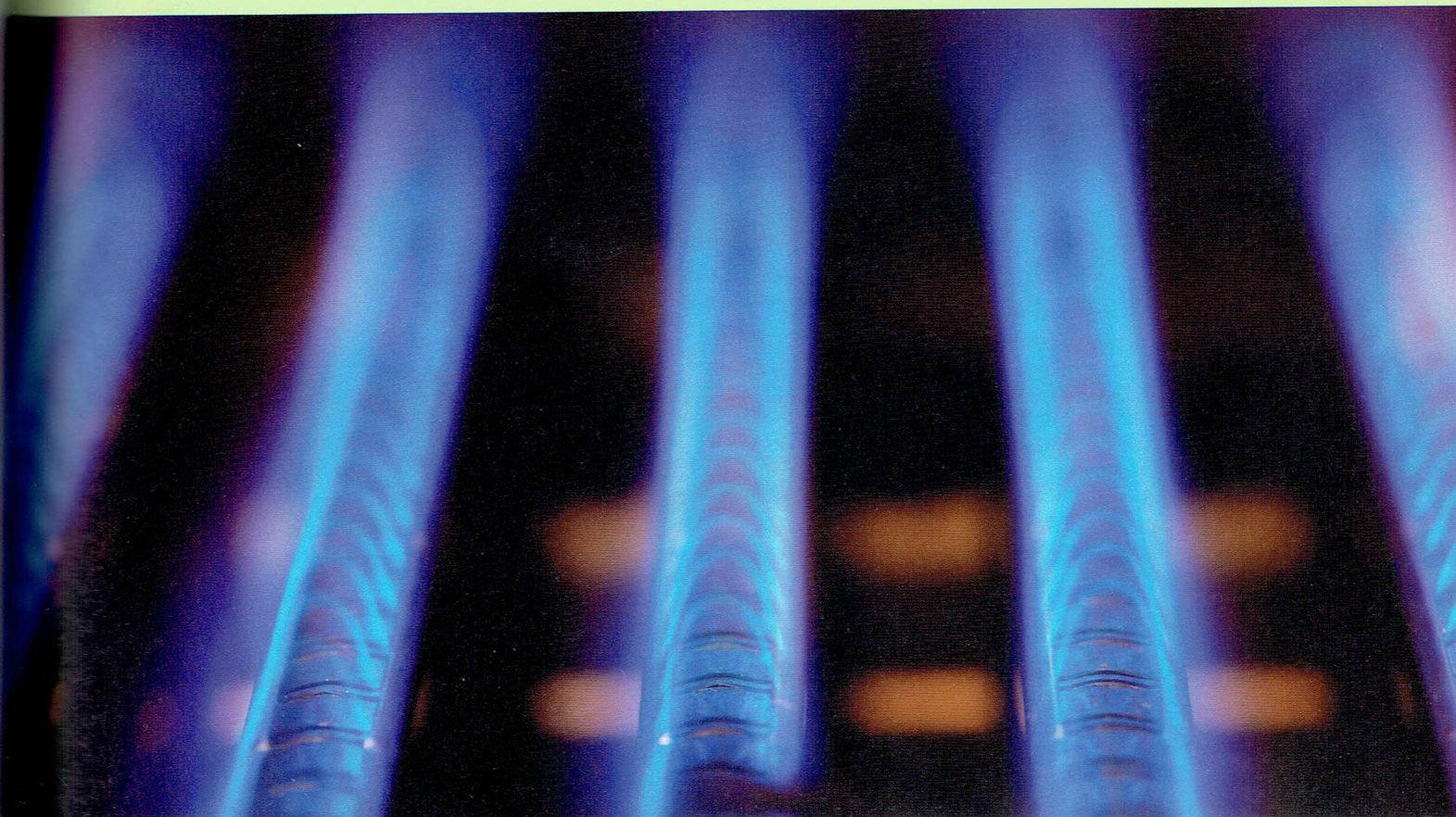
ESTEQUIOMETRÍA Y ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

- Reacciones químicas
- Factores de conversión
- Cálculos en las ecuaciones químicas
- Las disoluciones en las reacciones químicas
- Clasificación de las reacciones químicas
- Energía de un proceso químico. Ecuaciones termoquímicas

En la unidad anterior hemos explicado las leyes básicas de la Química, el átomo y su composición, cómo se ordenan y cómo se unen los átomos. También hemos comprobado que los átomos tienden a unirse para adquirir estructuras más estables. Sin embargo, todo esto no

justifica la tremenda relevancia que tiene la Química en el mundo actual. Lo realmente importante en este sentido es que, gracias a ella, fabricamos sustancias de todo tipo que nos permiten mejorar nuestra calidad de vida: gasolinas que nos sirven para viajar contaminando menos, fibras sintéticas que nos visten y nos aíslan mejor del frío, perfumes y colonias que nos agradan cuando los olemos, medicamentos que nos curan las enfermedades y mejoran nuestra salud, etcétera.

Para utilizar estas sustancias tenemos que crearlas en la industria o en el laboratorio mediante otras sustancias y a través de unos procesos que llamamos reacciones químicas.



Para repasar

Componentes de una disolución

Los componentes son sustancias puras que se encuentran en la disolución. Se clasifican en:

- **Soluto:** es la sustancia que está en menor proporción.
- **Disolvente:** es la sustancia que está en mayor proporción y cuyo objetivo es disolver al componente que está en menor proporción.

POR EJEMPLO...

En una disolución de sal en agua la sal será el soluto y el agua será el disolvente.

Concentración de una disolución

Se define la concentración de una disolución como la relación existente entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolvente, y se expresa de varias formas.

Tanto por ciento en masa = masa (g) de soluto disuelta por cada 100 g de disolución:

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa (g) soluto}}{\text{masa (g) soluto} + \text{masa (g) disolvente}} \cdot 100$$

POR EJEMPLO...

para expresar la concentración en % en masa de una disolución formada por 20 gramos de sal común (NaCl) en 250 mL de H₂O (1 mL de H₂O = 1 g de H₂O), basta con aplicar la definición de % en masa a este caso:

$$\% \text{ masa} = \frac{20}{20 + 250} \cdot 100\% = 7,4\%$$

Tanto por ciento en volumen = volumen de soluto disuelto en 100 mL de disolución:

$$\% \text{ volumen} = \frac{V \text{ (mL) de soluto}}{V \text{ (mL) disolución}} \cdot 100$$

POR EJEMPLO...

para hallar el % en volumen de una disolución preparada con 100 mL de alcohol etílico a la que hemos añadido 300 mL de agua, basta con aplicar la fórmula (no tenemos que conocer la fórmula del alcohol etílico):

$$\% \text{ volumen} = \frac{100}{100 + 300} \cdot 100\% = 25\%$$

g/L = masa (g) de soluto por cada litro de disolución:

$$\text{g/L} = \frac{\text{masa (g) soluto}}{V \text{ (L) disolución}}$$

POR EJEMPLO...

para hallar en g/L una disolución en la que hemos mezclado 30 gramos de carbonato sódico con 500 mL de agua, con un volumen final de 503 mL, procederemos aplicando la fórmula y sustituyendo valores:

$$\frac{\text{g}}{\text{L}} = \frac{30}{0,503} = 59,6 \text{ g/L}^{-1}$$

Molaridad = n.º de moles de soluto por cada litro de disolución

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{V \text{ (L) disolución}}$$

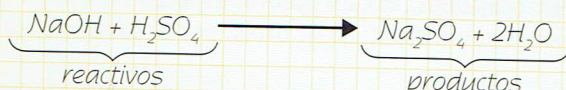
POR EJEMPLO...

para preparar medio litro de una disolución 0,250 molar de cloruro sódico, basta con sustituir en la fórmula de la molaridad para saber cuántos gramos de NaCl hay que pesar y añadirlos al agua hasta que el volumen final sea 500 mL. Hay que calcular la masa atómica del NaCl = 23,0 + 35,5 = 58,5.

$$0,250 = \frac{\text{g}158,5}{0,500} \text{ de donde } \text{gNaCl} = 731$$

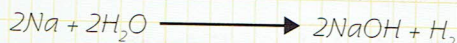
Ecuación química

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas. Existen dos términos en los que aparecen, a la izquierda los reactivos, y a la derecha los productos, separados por una flecha simple (reacción irreversible) o doble (equilibrio).



POR EJEMPLO...

Para saber el número de moléculas de hidrógeno y la masa de sodio que puede reaccionar con 100 mL de agua, sabiendo que la reacción es:



los coeficientes estequiométricos de las ecuaciones químicas nos dan la relación en la que reaccionan los reactivos y se obtienen los productos:

$$a) 100\text{mL de H}_2\text{O} \cdot \frac{1\text{g H}_2\text{O}}{1\text{mL de H}_2\text{O}} \cdot \frac{2,00\text{g H}_2}{2 \cdot 18,0\text{g H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2}{2\text{g de H}_2} = 1,67 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

$$b) 100\text{mL de H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \cdot 23,0\text{g de Na}}{2 \cdot 18,0\text{g de H}_2\text{O}} = 128\text{g de Na}$$

Relaciones de volumen en las reacciones químicas

Avogadro comprobó de forma experimental que:

A la misma presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo n.º de moléculas.

Calor de reacción

Las reacciones químicas en su evolución intercambian energía, de manera que existen reacciones que para que se puedan producir necesitan un aporte externo de energía (reacciones endotérmicas) y otras que en su evolución natural desprenden energía (reacciones exotérmicas).

Este calor que se absorbe o se desprende se debe tener en cuenta como un término más de las ecuaciones químicas.



En Internet

Entra en www.deciencias.net/simulaciones/quimica/reacciones/ajuste.htm.

Esta página te permite ajustar reacciones químicas. Debes introducir la ecuación de la reacción a partir de la tabla periódica.

1 Reacciones químicas



Las **reacciones químicas** son las transformaciones que sufren las sustancias mediante una readaptación de sus enlaces, de **reactivos** en **productos**. Se representan mediante ecuaciones químicas, al igual que los compuestos se representan con fórmulas químicas.

Debido a la rotura y formación de enlaces, se producen siempre **intercambios energéticos**, que, en ocasiones, constituyen el aspecto más importante de las reacciones. Algunas reacciones son instantáneas; otras, por el contrario, se producen muy lentamente.

1.1 Teoría de las reacciones químicas

Para que un proceso químico se lleve a cabo es necesario que se produzca la rotura de los enlaces de los reactivos y la formación de otros enlaces diferentes en los productos. Existen dos teorías que explican este proceso: la teoría de las colisiones, **desde un punto de vista cinético**, y la teoría del estado de transición, **desde un punto de vista energético**.

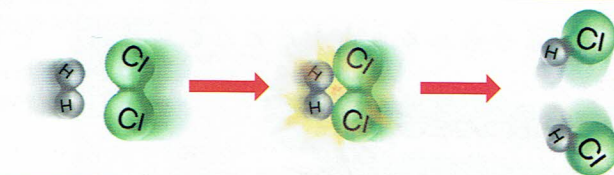
A. Teoría de las colisiones

Para que se produzca una reacción es necesario que el **choque** entre moléculas reaccionantes sea **eficaz**, para lo que se han de dar dos condiciones: que las moléculas reaccionantes tengan energía suficiente (normalmente cinética) y que las moléculas que colisionen hagan con la orientación adecuada.

Mediante la reacción entre dos moléculas diatómicas vamos a ver cuándo y cómo produce un choque eficaz y cuándo no (Fig. 4.1).

En el caso de choque eficaz, para que se produzca la reacción es necesario, además de una buena orientación, que las moléculas lo hagan con suficiente energía, es decir, que tengan la energía cinética suficiente para que se produzca la rotura de los enlaces.

a) Choque eficaz



b) Choque no eficaz

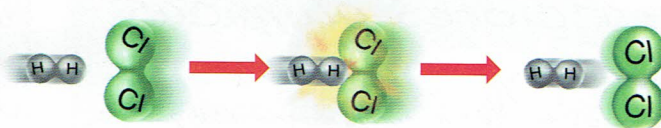


Fig. 4.1. Esquema gráfico de una reacción química, según la teoría de las colisiones.

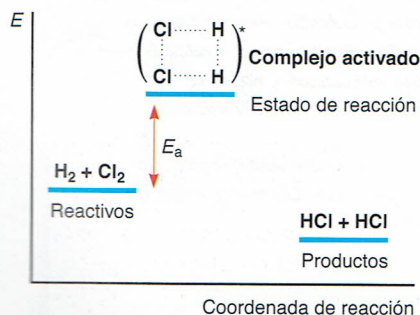


Fig. 4.2. Representación del estado de transición a través del complejo activado. Los productos pueden tener mayor o menor energía que los reactivos.

B. Teoría del estado de transición

Esta teoría admite que la reacción transcurre mediante el paso previo de formación de un **complejo molecular**, en el cual se empiezan a romper los enlaces de los reactivos y se inicia la formación de los enlaces de los productos. A este estado se le denomina estado de transición y al agregado molecular **complejo activado**.

La diferencia de energía que hay entre el estado activado y las moléculas reaccionantes se denomina **energía de activación**, E_a (Fig. 4.2), que es la energía necesaria para que se forme el complejo activado.

1.2 Ecuaciones químicas

La representación de reactivos y productos con sus respectivos coeficientes estequiométricos es lo que se denomina **ecuación química**.

Consta de dos miembros: en el primero se ponen los **reactivos** o sustancias reaccionantes, y en el segundo, los **productos** o sustancias obtenidas.

Para escribir correctamente la ecuación de una reacción química debemos tener en cuenta los siguientes aspectos:

- Conocer los reactivos y los productos.
- Saber las fórmulas de reactivos y productos.
- Poner el mismo número de átomos de cada elemento químico presente en los dos lados de la ecuación química.
- Conocer la energía asociada a la misma.

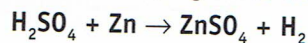
1.3 Coeficientes estequiométricos

En todo proceso químico producido en un recipiente cerrado se debe cumplir la ley de Lavoisier o de conservación de la masa, según la cual el número de átomos de cada elemento, después de que estos se reorganicen y reagrupen oportunamente, debe permanecer constante.

Para conseguirlo se utilizan los llamados **coeficientes estequiométricos**, unos números que se colocan delante de cada uno de los compuestos o elementos que intervienen en la reacción.

Ejemplo 1

Calcula la masa de sulfato de zinc y el volumen de H_2 a $20\text{ }^\circ\text{C}$ y $1,00\text{ atm}$ de presión, que se obtendrán con $50,0$ gramos de zinc según la reacción:



Solución

La reacción ajustada representa, de forma cualitativa, las sustancias que intervienen en la misma y de forma cuantitativa la relación entre los reactivos y los productos.

La ecuación nos dice que por cada mol gastado de Zn obtenemos un mol de $ZnSO_4$. Por tanto:

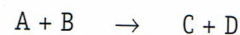
$$a) 50,0\text{ g de Zn} \cdot \frac{161,4\text{ g de ZnSO}_4}{65,4\text{ g de Zn}} = 123\text{ g de ZnSO}_4$$

$$b) 50,0\text{ g de Zn} \cdot \frac{2,00\text{ g de H}_2}{65,4\text{ g de Zn}} = 1,53\text{ g de H}_2;$$

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{\frac{1,53}{2}\text{ moles de H}_2 \cdot 0,082\frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 293\text{ K}}{1,00\text{ atm}} = 18,4\text{ L de H}_2$$

Importante

En una reacción química identificamos



Reactivos \rightarrow Productos

Entre ambos, una flecha simple (la reacción transcurre solo en ese sentido) o doble (la reacción puede evolucionar hacia ambos lados).

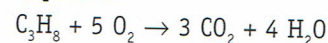
En la ecuación química deben figurar exclusivamente las sustancias que sufren transformaciones durante el proceso.

Más datos

La parte de la Química que trata de las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en un proceso químico se denomina **Estequiometría**.

Más datos

En la combustión del propano realizada en presencia de aire, cuya composición es N_2 , O_2 y otros gases, solamente intervienen el propio propano y el O_2 , que es el agente que realiza la combustión, pero no los otros gases del aire, que no intervienen en el proceso.



El factor de conversión es una relación en forma de fracción que se obtiene de la información suministrada por la ecuación química. En los **factores de conversión unitarios**, el numerador y el denominador se deben referir a cantidades **iguales** de una misma sustancia química.



Importante

En los **factores de conversión interactivos**, el numerador y el denominador se deben referir a cantidades de distintas sustancias químicas **directamente relacionadas** por la ecuación química. También puede ser en litros, si las sustancias son gases.

2 Factores de conversión

Es indispensable utilizar correctamente las **proporciones** o, mejor, los llamados **factores de conversión**, con el fin de evitar muchos de los errores que se cometen en los cálculos de las reacciones químicas.



Los factores de conversión son las relaciones en forma de fracción que se obtienen de la información suministrada por la ecuación química.

Por ejemplo, en la combustión del pentano: $C_5H_{12} + 8 O_2 \rightarrow 5 CO_2 + 6 H_2O$.

Son factores de conversión los siguientes:

$$\frac{1 \text{ mol de } C_5H_{12}}{72 \text{ g de } C_5H_{12}}, \quad \frac{220 \text{ g de } CO_2}{5 \text{ moles de } CO_2}, \quad \frac{8 \text{ moles de } O_2}{220 \text{ g de } CO_2}, \quad \text{etcétera.}$$

Es muy importante que el factor de conversión esté correctamente expresado. Para ello es fundamental incluir, tanto en el numerador como en el denominador, la sustancia de que se trate junto a sus unidades. Los factores de conversión pueden ser:

- **Unitarios**, si establecen información respecto de una sola sustancia de las que aparecen en la ecuación química; por ejemplo:

$$\frac{1 \text{ mol de } C_5H_{12}}{72 \text{ g de } C_5H_{12}}, \quad \frac{8 \text{ moles de } O_2}{256 \text{ g de } O_2}, \quad \frac{5 \text{ moles de } CO_2}{5 \cdot 22,4 \text{ L de } CO_2 \text{ en c.n.}}$$

- **Interactivos**, si la información que aparece en ellos se refiere a dos sustancias diferentes del proceso; por ejemplo:

$$\frac{1 \text{ mol de } C_5H_{12}}{5 \text{ moles de } CO_2}, \quad \frac{8 \cdot 22,4 \text{ L de } O_2}{5 \cdot 22,4 \text{ L de } CO_2}, \quad \frac{8 \text{ moles de } O_2}{6 \text{ moles de } H_2O}$$

A. Utilización de los factores de conversión

Para utilizar correctamente los factores de conversión debes seguir los siguientes pasos:

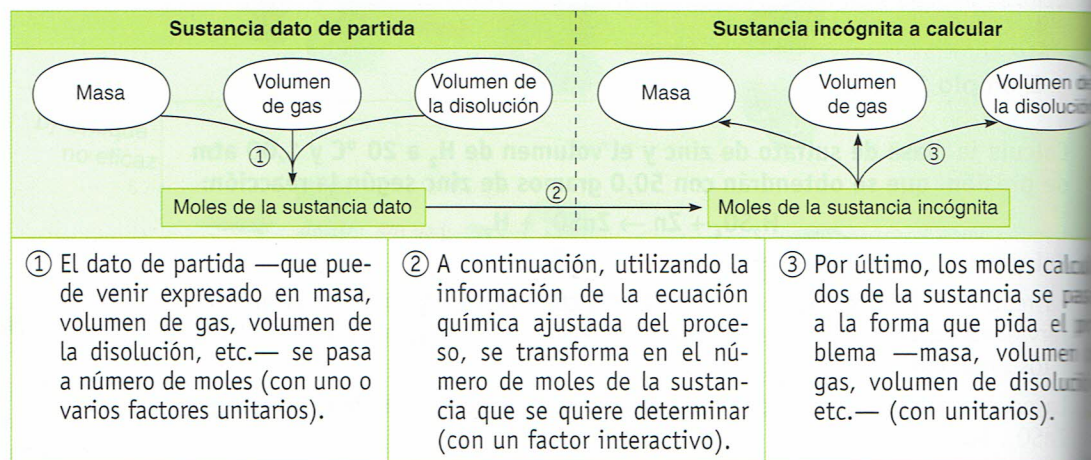


Fig. 4.3. Esquema gráfico para el uso de los factores de conversión.

Conviene que indiques en la línea superior las transformaciones que vas a realizar. Por ejemplo, para saber cuántos litros de CO_2 , medidos en condiciones normales, obtenemos a partir de 1000 gramos de pentano, haríamos lo siguiente:

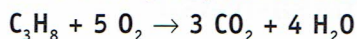
$$\text{gramos } C_5H_{12} \xrightarrow{①} \text{moles } C_5H_{12} \xrightarrow{②} \text{moles } CO_2 \xrightarrow{③} \text{litros } CO_2$$

$$1000 \text{ g de } C_5H_{12} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_5H_{12}}{72 \text{ g de } C_5H_{12}} \cdot \frac{5 \text{ moles de } CO_2}{1 \text{ mol de } C_5H_{12}} \cdot \frac{22,4 \text{ L de } CO_2 \text{ en c.n.}}{1 \text{ mol de } CO_2} = 1511,1 \text{ L}$$

Hemos utilizado tres factores de conversión: dos unitarios y uno interactivo.

Ejemplo 2

Indica los factores de conversión que aplicarías en la siguiente reacción:



para saber:

- Cuántos moles de CO_2 se obtienen a partir de 1,75 moles de O_2 .
- Cuántos gramos de O_2 se necesitan para producir 3,50 moles de CO_2 .
- Cuántos litros de CO_2 , medidos en c.n., se producen a partir de 3,0 gramos de O_2 .

Solución

$$a) 1,75 \text{ moles de } \text{O}_2 \cdot \frac{3 \text{ moles } \text{CO}_2}{5 \text{ moles } \text{O}_2} = 1,05 \text{ moles de } \text{CO}_2$$

$$b) 3,50 \text{ moles de } \text{CO}_2 \cdot \frac{5 \text{ moles } \text{O}_2}{3 \text{ moles de } \text{CO}_2} \cdot \frac{32 \text{ g de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{O}_2} = 187 \text{ g de } \text{O}_2$$

$$c) 3,0 \text{ g de } \text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{O}_2}{32 \text{ g de } \text{O}_2} \cdot \frac{3 \text{ moles de } \text{CO}_2}{5 \text{ moles de } \text{O}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L de } \text{CO}_2 \text{ (c.n.)}}{1 \text{ mol de } \text{CO}_2} = 1,3 \text{ L de } \text{CO}_2$$

**Importante**

Al establecer una secuencia de transformaciones, cada una supone el uso de un factor de conversión.

Para que la secuencia sea correcta es fundamental ajustar adecuadamente la reacción química.

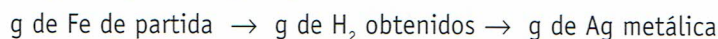
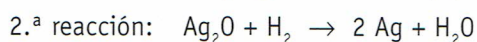
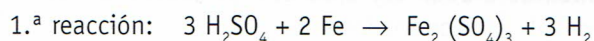
Ejemplo 3

Se hacen reaccionar 16,75 gramos de hierro con ácido sulfúrico para obtener hidrógeno molecular, que posteriormente se utilizará en un proceso de reducción del óxido de plata a plata metálica. ¿Cuántos gramos de plata metálica podremos obtener si consumimos todo el H_2 obtenido en la reacción anterior?

Solución

Utilizaremos para su resolución los factores de conversión.

Las reacciones a considerar son:



Resolvemos el problema utilizando solamente dos factores de conversión en una sola ecuación:

$$16,75 \text{ g Fe} \cdot \underbrace{\frac{3 \cdot 2 \text{ g de } \text{H}_2}{2 \cdot 55,8 \text{ g de Fe}}}_{\text{de la 1.}^{\text{a}} \text{ ecuación}} \cdot \underbrace{\frac{2 \cdot 107,9 \text{ g de Ag}}{2 \text{ g de } \text{H}_2}}_{\text{de la 2.}^{\text{a}} \text{ ecuación}} = 97,2 \text{ g de Ag}$$

Actividades

1> El ácido clorhídrico concentrado reacciona con el cinc para formar cloruro de cinc e hidrógeno gas según la reacción: $2\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. Calcula:

- Cuántos gramos de HCl se necesitan para que reaccionen totalmente 5,00 gramos de cinc.
- Qué volumen de H_2 se formará a 20°C y 770 mmHg.

S: a) $n_{\text{HCl}} = 11,0 \text{ g}$; b) $V_{\text{H}_2} = 7,25 \text{ L}$.

3 Cálculos en las ecuaciones químicas

3.1 Cálculos masa-masa

En este apartado nos fijaremos exclusivamente en los cálculos y las relaciones de masa entre los diferentes compuestos que intervienen en el proceso.

Ejemplo 4

El sodio, metal alcalino de masa atómica 23 u, reacciona con el oxígeno del aire de forma espontánea, produciendo óxido de sodio.

- a) Escribe la ecuación que representa la reacción. Explica los enlaces que se rompen y los que se forman.
b) Calcula los gramos de óxido de sodio que se obtienen a partir de 10 g de sodio.

Solución

a) $2 \text{Na} + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$. Se rompen los enlaces de dos moles de Na (sólido) y 1/2 mol de enlaces O=O. Se forma un mol de Na_2O (s) de naturaleza iónica.

b) g de Na \rightarrow moles de Na \rightarrow moles de Na_2O \rightarrow g de Na_2O

$$10 \text{ g de Na} \cdot \frac{1 \text{ mol de Na}}{23 \text{ g de Na}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Na}_2\text{O}}{2 \text{ moles de Na}} \cdot \frac{62 \text{ g de Na}_2\text{O}}{1 \text{ mol de Na}_2\text{O}} = 13,5 \text{ g Na}_2\text{O}$$

3.2 Cálculos masa-volumen

Cuando en una reacción participan gases, puede resultar conveniente indicar el volumen de gas consumido o desprendido durante el proceso.

Ejemplo 5

Se descomponen por el calor 30 kg de mármol (carbonato cálcico) en óxido de calcio y dióxido de carbono. ¿Qué volumen ocupará el CO_2 obtenido, medido a 200 °C y 1,00 atm de presión, si el rendimiento del proceso es del 80 %?

Solución

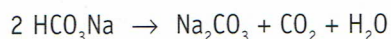


$$30\,000 \text{ g de CaCO}_3 \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{100 \text{ g Ca CO}_3} \cdot \frac{80}{100} = 10\,560 \text{ g de CO}_2$$

$$V = \frac{n R T}{P} = \frac{\frac{10\,560}{44} \text{ moles de CO}_2 \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 473 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 9,31 \cdot 10^3 \text{ L}$$

Actividades

2> El bicarbonato sódico se descompone según la reacción:



¿Cuántos gramos de carbonato sódico se podrán obtener a partir de 1000 g de bicarbonato? **S:** $m = 631 \text{ g}$.

3> ¿Qué volumen de CO_2 se obtendría en la actividad 2 si las condiciones del laboratorio fueran de 20 °C y 700 mmHg de presión?

$$\text{S: } V_{\text{CO}_2} = 77 \text{ L.}$$



3.3 Cálculos volumen-volumen

Entre las numerosas reacciones que existen, destacamos las de combustión de compuestos orgánicos, en las que intervienen dos o más sustancias en fase gaseosa, por lo que los cálculos que se deriven de ellas podrán ser expresados, si se estima oportuno, en unidades de volumen.

Ejemplo 6

En la reacción de combustión del metano: $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$:

- a) ¿Qué volumen de O_2 necesitaremos para quemar completamente 150 litros de CH_4 medidos en c.n.?
- b) ¿Cuántos litros de CO_2 obtendremos en el proceso anterior?
- c) ¿Cuántos litros de aire nos harían falta, sabiendo que la composición volumétrica aproximada del aire es 2 % de O_2 y 8 % de N_2 ?

Solución

- a) De la ecuación ajustada deducimos que para quemar 1 mol de CH_4 nos hacen falta 2 moles de O_2 . Por tanto, calcularemos los moles de CH_4 que hay en 150 litros medidos en c.n.

$$pV = nRT \quad n = \frac{pV}{RT} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 150 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}} = 6,7 \text{ moles de } \text{CH}_4$$

Mediante factores de conversión calculamos los moles de O_2 :

$$6,7 \text{ moles de } \text{CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles de } \text{O}_2}{1 \text{ mol de } \text{CH}_4} = 13,4 \text{ moles de } \text{O}_2$$

que pasados a litros en c.n. serán:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{13,4 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 300 \text{ L de } \text{O}_2$$

En realidad podíamos habernos ahorrado los últimos cálculos simplemente estableciendo la relación en litros exactamente igual que hacemos para los moles.

Para que reaccione 1 litro de CH_4 se necesitan 2 litros de O_2 ; por tanto, para los 150 litros:

$$150 \text{ L de } \text{CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ L de } \text{O}_2}{1 \text{ L de } \text{CH}_4} = 300 \text{ L de } \text{O}_2$$

- b) Este apartado vamos a resolverlo siguiendo la última recomendación:

$$150 \text{ L de } \text{CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ L de } \text{CO}_2}{1 \text{ L de } \text{CH}_4} = 150 \text{ L de } \text{CO}_2$$

- c) Seguimos utilizando factores de conversión: $300 \text{ L de } \text{O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L de aire}}{20 \text{ L de } \text{O}_2} = 1500 \text{ litros de aire.}$



Importante

Un mol de cualquier gas ($6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas) siempre ocupa un volumen de 22,4 L en condiciones normales, es decir, a 0°C y 1 atm de presión.

Actividades

4> ¿Cuántos litros de aire se necesitan para que combustione completamente el contenido de gas metano para uso industrial (CH_4) a 25°C y 760 mmHg de una bombona de 200 L?

5> ¿Cuántos litros de aire, medidos a 20°C y 710 mmHg, serán necesarios para quemar completamente el contenido de una bombona de gas butano que tiene una masa de 13,5 kg de gas (C_4H_{10})? S: $V = 185 \text{ Kl.}$

**Importante**

La riqueza hace referencia a la cantidad de reactivo real que interviene en el proceso.

Es la proporción entre la cantidad real de reactivo que hay en la muestra y la cantidad total de esta.

3.4 Rendimiento

Un proceso químico ajustado estequiométricamente describe de forma teórica lo que ocurre en una reacción. En la práctica, las cantidades de productos obtenidas son menores que las previstas teóricamente. Por esto, es imprescindible utilizar el concepto de rendimiento, el cual se calcula siempre de forma experimental.



Rendimiento es la relación entre la cantidad que se obtiene y la que teóricamente debía haberse obtenido. Se suele expresar en forma de porcentaje:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{masa del producto obtenido}}{\text{masa del producto que debería obtenerse}} \cdot 100\%$$

3.5 Riqueza

También es importante en Química, dado que algunas sustancias tienen impurezas, lo que conlleva a una apreciación sobre la composición de estas; es lo que se llama la riqueza.

Igual que el rendimiento, la riqueza suele venir expresada en tanto por ciento (%).



Riqueza (o **pureza**) es la cantidad que de un elemento puro hay en una muestra. Se expresa normalmente en tanto por ciento (%).

$$\text{Riqueza} = \frac{\text{masa de sustancia pura}}{\text{masa total de sustancia}} \cdot 100\%$$

Lo usual en un laboratorio no es trabajar con sustancias absolutamente puras, y por ello es importante saber trabajar con el concepto de riqueza.

**Más datos**

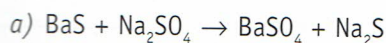
Si una sustancia contiene un x% (95%) de riqueza de un elemento (oro) es porque de cada 100 g tiene x gramos del elemento (95 g de oro) y el resto (5 g) de impurezas.

Ejemplo 7

El sulfato de bario se obtiene tratando sulfuro de bario con sulfato sódico.

a) Escribe la ecuación que representa esta reacción.

b) Calcula los gramos de sulfato de bario y de sulfuro de sodio que se obtienen con 500 g de sulfato de sodio si el rendimiento es del 75 %.

Solución

b) g de $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ moles de $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ moles de $\text{BaSO}_4 \rightarrow$ g de $\text{BaSO}_4 \rightarrow$ g reales de BaSO_4

$$500 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{233,3 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4} \cdot \frac{75 \text{ g reales}}{100 \text{ g teóricos}} = 616 \text{ g BaSO}_4$$

g de $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ moles de $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ moles de $\text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ g de $\text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ g reales de Na_2S

$$500 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{S}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{78 \text{ g Na}_2\text{S}}{1 \text{ mol Na}_2\text{S}} \cdot \frac{75 \text{ g reales}}{100 \text{ g teóricos}} = 206 \text{ g Na}_2\text{S}$$

3.6 Reactivo limitante

Es habitual que cuando realizamos una reacción química no añadamos todos los reactivos en cantidades estequiométricas exactas. Por esto, puede ocurrir que uno de los reactivos se consuma totalmente cuando aún quedan cantidades apreciables de otro reactivo, o reactivos sin reaccionar, de manera que cuando se acaba uno de los reactivos, por mucha cantidad que tengamos de otro, ya no se seguirá produciendo la reacción química.

El reactivo que se consume primero se le denomina **reactivo limitante** y a los otros reactivos **excedentes** (Fig. 4.4).

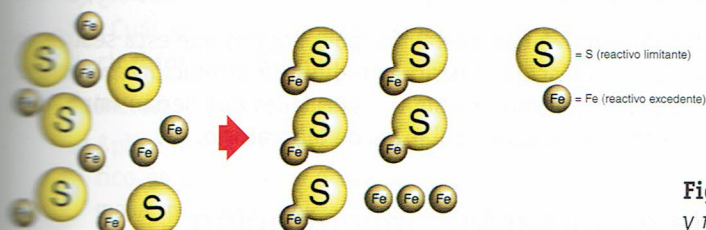


Fig. 4.4. Reactivo excedente y reactivo limitante.

Ejemplo 8

Se hacen reaccionar 50 gramos de cloruro de titanio(IV) con 10 gramos de magnesio. En la reacción se forma titanio y cloruro de magnesio. Calcula:

- ¿Cuántos gramos y cuántos moles de titanio se obtienen?
- ¿Cuál de los dos reactivos es el limitante?
- ¿Qué cantidad de reactivo excedente queda sin reaccionar?

Solución

La reacción formada que tiene lugar es: $\text{TiCl}_4 + 2 \text{Mg} \rightarrow \text{Ti} + 2 \text{MgCl}_2$.

Calculamos en primer lugar los moles de cada reactivo, utilizando los factores de conversión.

$$50 \text{ g de TiCl}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de TiCl}_4}{189,9 \text{ g de TiCl}_4} = 0,26 \text{ moles de TiCl}_4$$

$$10 \text{ g Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg}}{24,3 \text{ g de Mg}} = 0,41 \text{ moles de Mg}$$

- a) Como se consumen el doble de moles de Mg que de TiCl_4 , para hacer reaccionar completamente 0,26 moles de TiCl_4 necesitaríamos $2 \cdot 0,26 \text{ moles} = 0,52 \text{ moles de Mg}$, pero del que no tenemos más que 0,41 moles. Por tanto, el excedente será el TiCl_4 del que solo reaccionarán $0,41/2 = 0,205$ que será el necesario para consumir los 10 gramos de Mg, por lo que el reactivo limitante es el magnesio.

$$0,41 \text{ moles de Mg} \cdot \frac{1 \text{ moles Ti}}{2 \text{ mol Mg}} \cdot \frac{47,9 \text{ g de Ti}}{1 \text{ mol Ti}} = 9,82 \text{ g de Ti; correspondientes a } 0,205 \text{ moles de Ti.}$$

- b) El reactivo limitante es el magnesio.

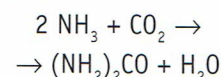
- c) Quedarán sin reaccionar:

$$0,41 \text{ moles de Mg} \cdot \frac{1 \text{ moles Ti}}{2 \text{ mol Mg}} \cdot \frac{189,9 \text{ g de TiCl}_4}{1 \text{ mol TiCl}_4} = 38 \text{ g de TiCl}_4; \text{ correspondientes a } 0,205 \text{ moles de TiCl}_4.$$

Por tanto, 50 g iniciales de $\text{TiCl}_4 - 38 \text{ g} = 11 \text{ gramos de TiCl}_4$.

Actividades

- 6> La urea se puede obtener haciendo reaccionar amoníaco en presencia de dióxido de carbono según la reacción:



Si hacemos reaccionar 100 g de NH_3 con 200 g de CO_2 :

- ¿Cuál de los dos es el reactivo limitante y cuál el excedente?
- ¿Cuántos gramos de urea se obtienen, suponiendo un rendimiento del 80 %?
- ¿Cuántos gramos del reactivo excedente quedan sin reaccionar?

Realiza los cálculos usando factores de conversión exclusivamente.

- S: a) El CO_2 ,
b) $m = 176,5 \text{ g}$
y c) $m = 70,6 \text{ g}$.

4 Las disoluciones en las reacciones químicas

Más datos

Una disolución de 3 ppm (partes por millón) de oro será aquella que contenga 3 g de Au por cada 10^6 g de muestra.

Normalmente, las reacciones químicas se efectúan entre compuestos en estado de disolución, ya que ello conlleva ventajas significativas, a saber:

- Las sustancias en disolución tienen sus partículas componentes (iones, moléculas más separadas, lo que implica que la reacción se producirá a mayor velocidad, y el contacto entre reactivos será más profundo y no se producirá solo en la superficie.
- Podemos usar la cantidad de reactivo que queramos, por pequeña que esta sea. Cuando necesitemos una cantidad minúscula, bastará con diluir la disolución a volumen, incluso podemos llegar a partes por millón (ppm), cantidades que serían imposibles de pesar en estado sólido con las actuales balanzas de laboratorio.

4.1 Formas de expresar la concentración

Una disolución es una mezcla homogénea entre un **soluto** —generalmente sólido, aunque también puede ser un líquido o un gas— y un **disolvente**, que normalmente será líquido. La mayoría de las veces este disolvente es agua. A la proporción entre la cantidad de soluto y la cantidad de disolución en la que está contenido la llamamos **concentración**, y se puede expresar en tanto por ciento en masa, gramos-litro, molaridad, normalidad, fracción molar y ppm (partes por millón). También se puede expresar la concentración relacionando la cantidad de soluto y la cantidad de disolvente en la que está disuelto: **molalidad**.

En esta unidad nos vamos a centrar en explicar la **molaridad** y la **normalidad** por la importancia que ambas tienen, ya que todos los cálculos que realicemos en las reacciones químicas los relacionaremos con el número de moles o con el número de equivalentes. También definiremos, aunque sin entrar en detalle, la molalidad y la fracción molar.

Importante

El **número de equivalentes-gramo** de soluto se define como:

$$\begin{aligned} \text{N.º eq.-g soluto} &= \\ &= \frac{\text{gramos soluto}}{\text{masa eq. soluto}} \end{aligned}$$

La **masa equivalente** es la masa molecular partida por la valencia.

$$\begin{aligned} \text{Masa equivalente soluto} &= \\ &= \frac{\text{masa molecular soluto}}{a} \end{aligned}$$

El número a representa en un ácido el número de H^+ que intercambian en una reacción ácido-base; en una base, es el número de OH^- que intercambia; en una sal, es la suma de los números de oxidación de todos los cationes metálicos y en un proceso red-ox, es el número de electrones puestos en juego.

$$a = \frac{\text{n.º equivalentes-gramos}}{\text{n.º moles}}$$

La **molaridad**, M , se define como el cociente entre el número de moles de soluto y el número de litros de disolución.

$$M = \frac{\text{número de moles de soluto}}{V \text{ (expresado en litros) de disolución}}$$

La **normalidad**, N , se define como el cociente entre el número de equivalentes de soluto y el número de litros de disolución.

$$N = \frac{\text{número de equivalentes-gramos de soluto}}{V \text{ (expresado en litros) de disolución}} = \frac{\text{g soluto}}{\text{masa - equivalente soluto}} = \frac{\text{g soluto}}{V \text{ (L) disolución}}$$

La relación entre molaridad y normalidad queda:

$$N = \frac{\text{g soluto} \cdot a}{\text{masa molecular del soluto} \cdot V \text{ (L)}}$$

o bien

$$N = M a$$

donde a es la valencia.

Ejemplo 9

- a) ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico hemos de tomar para preparar 500 mL de una disolución 1 N de H₂SO₄?
- b) ¿Cuál es la masa de un equivalente de H₂SO₄?
- c) ¿Cuál será la normalidad de una disolución en la que se han disuelto 6,3 gramos de HNO₃ en 100 mL de agua?
- d) ¿Cuánto valdrá un equivalente de hidróxido sódico?
- e) ¿A cuántos equivalentes corresponde la masa de 100 g de Ca(OH)₂?
- f) ¿Cuál será la normalidad de un ácido sulfúrico 0,5 M? ¿Y la de un ácido clorhídrico 0,5 M?

Solución

a) Aplicando la ecuación estudiada y teniendo en cuenta que el ácido sulfúrico es un ácido que tiene dos protones y con un valor de $a = 2$, y que la masa molecular del mismo es 98, tenemos:

$$1 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}} = \frac{m \text{ (g) soluto} \cdot 2 \frac{\text{eq-g}}{\text{mol}}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,5 \text{ L}}, \text{ de donde } m \text{ (soluto)} = 24,5 \text{ g}$$

b) Hemos definido el equivalente-gramo como el número de gramos igual a la masa equivalente. En el caso del ácido sulfúrico H₂SO₄, como un mol puede ceder dos moles de H⁺, el valor de a será 2, y por tanto:

$$\text{masa-equivalente} = \frac{\text{masa molecular}}{a} = \frac{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \frac{\text{eq-g}}{\text{mol}}} = 49 \frac{\text{g}}{\text{eq-g}}$$

c) El ácido nítrico HNO₃ tiene una masa molecular de 63 uma; por tanto, un mol será 63 g; como tiene 1 H⁺, a vale 1, con lo que:

$$N = \frac{6,3 \text{ g} \cdot 1 \frac{\text{eq-g}}{\text{mol}}}{63 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,1 \text{ L}} = 1 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}}, \text{ la disolución será } 1 \text{ N}$$

d) La masa en gramos de un equivalente de NaOH será, siguiendo el razonamiento anterior:

$$\text{masa-equivalente} = \frac{\text{masa molecular}}{a} = \frac{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1 \frac{\text{eq-g}}{\text{mol}}} = 40 \frac{\text{g}}{\text{eq-g}}$$

e) El valor de a en el hidróxido cálcico es 2 por tener 2 OH⁻; por tanto, aplicando la ecuación:

$$n.º \text{ eq-g} = \frac{m \text{ (g) soluto}}{\text{masa equivalente soluto}} = \frac{100 \text{ g}}{74 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ eq-g}}} = 2,7 \text{ eq-g de Ca(OH)}_2$$

f) El paso de normalidad a molaridad y viceversa es muy simple, basta con aplicar la ecuación $N = M a$.

$$\text{H}_2\text{SO}_4 \quad a = 2 \Rightarrow N = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 2 \text{ eq-g/mol} = 1 \text{ eq-g/L} = 1 \text{ N}$$

La disolución de H₂SO₄ 0,5 M también es 1 N en H₂SO₄.

En el caso del HCl, como a es 1, una disolución 0,5 M es equivalente a otra 0,5 N, pues en este caso ambas formas de expresar la concentración coinciden.



Más datos

Algunas formas de expresar la concentración son:

Tanto por ciento

$$\% = \frac{\text{masa (g) soluto}}{\text{masa (g) de disol.}} \cdot 100$$

$$\text{masa disolución} = (\text{g) soluto} + (\text{g) disolvente}$$

Gramos-litro

$$\text{g/L} = \frac{\text{gramos soluto}}{V \text{ (litros de disol.)}}$$



Física y Química cotidianas

El amoníaco se utiliza con frecuencia en las casas como un limpiador eficaz. Cuando es utilizado así, se hace mezclando dos partes de amoníaco por tres de agua.



La **fracción molar de soluto**, χ_s , es el cociente entre el número de moles de soluto y el número de moles totales de disolución.

$$\chi_s = \frac{\text{n.º moles de soluto}}{\text{n.º moles de disolución}}$$

n.º moles de disolución = n.º moles de soluto + n.º moles de disolvente



La **molalidad**, m , la definimos como el número de moles de soluto que hay en cada kilogramo de disolvente.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}}$$

Actividades

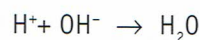
- 7> ¿A qué crees que es debido el que los pequeños laboratorios que venden en las tiendas de juguetes presenten los reactivos en forma sólida?
- 8> Calcula la fracción molar de cada uno de los componentes de una disolución que se ha preparado mezclando 90 gramos de alcohol etílico (C_2H_5OH) y 110 gramos de agua.
- 9> Calcula la fracción molar de agua y alcohol etílico en una disolución preparada agregando 50 gramos de alcohol etílico y 100 gramos de agua.
S: $\chi_{\text{alcohol}} = 0,16$, $\chi_{\text{agua}} = 0,84$.
- 10> Una disolución de hidróxido sódico en agua que contiene un 25 % de hidróxido tiene una densidad de 1,25 g/mL. Calcula su molaridad y su normalidad.
S: $M = 7,8 \text{ M}$ y $N = 7,8 \text{ N}$.
- 11> ¿Cuántos gramos por litro de hidróxido sódico hay en una disolución 0,60 N?
S: $m = 24 \text{ g}$.
- 12> ¿Cuál es la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico del 26% de riqueza y densidad 1,19 g/mL?
S: $M = 3,1 \text{ M}$.

4.2 Reacciones de neutralización

Utilizaremos este caso particular para interpretar correctamente los dos últimos apartados estudiados: las disoluciones y su empleo en las reacciones químicas.

Para esto vamos a preparar dos disoluciones: una, 0,1 M de hidróxido sódico ($NaOH$), y otra, 0,1 M de ácido nítrico (HNO_3).

Las valoraciones ácido-base se basan en una reacción de neutralización en la que cada ion H^+ es neutralizado por un ion OH^- para formar una molécula de H_2O :



En la **reacción de neutralización** se cumple que:

$$N.º \text{ eq. de ácido} = N.º \text{ eq. de base}$$

$$V_{\text{ácido}} N_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} N_{\text{base}}$$

Hemos de tener en cuenta que cuando en una reacción química intervienen especies en disolución, las cantidades (en masa) de las distintas sustancias que reaccionan son difíciles de calcular, por lo que es más fácil expresarlas como concentración de las especies reaccionantes.



Importante

En las **reacciones de neutralización**, lo que es igual en el ácido y la base es el número de equivalentes, pero no necesariamente el número de moles.