

UNIDAD 3

CAMBIOS QUÍMICOS

MEZCLAS Y DISOLUCIONES

Clasificación de las mezclas.

Una mezcla no es más que la combinación de dos o más sustancias puras, entendiéndose como sustancias puras especies atómicas o compuestos químicos.

Por ejemplo, el mercurio líquido es una sustancia pura, pero el cloruro sódico, NaCl, si es puro, no es una mezcla, sino una sola sustancia. Sin embargo, NaCl disuelto en agua sí es una mezcla. Lo que diferencia a una mezcla de un compuesto es que sus componentes se pueden separar mediante técnicas físicas, la composición (relación entre componentes) es variable y si las propiedades de la mezcla están relacionadas con las de los componentes. En un compuesto, la composición es fija, las propiedades no tienen nada que ver con las de sus componentes por separado y éstos no pueden separarse por técnicas puramente físicas.

Las mezclas pueden ser **homogéneas**, cuando todos los componentes están en una única fase (ej. NaCl disuelto en agua, una única fase acuosa), o **heterogéneas**, cuando están presentes en dos o más fases (ej. el granito es una roca formada por granos cristalinos de cuarzo feldespato y mica).

Disoluciones o soluciones

Una mezcla homogénea suele denominarse solución o disolución en química. El componente minoritario se denomina soluto y el componente mayoritario es el solvente o disolvente. Una sustancia puede ser disolvente en unas mezclas y soluto en otras.

Esto no deja de ser una convención. A veces el soluto, como sustancia que se disuelve en otra, puede llegar a ser más del 50% de la mezcla (por ej. el azúcar en agua para dar un jarabe denso puede llegar a ser el 80% en peso de la mezcla)

Mediante cristalización o precipitación se puede recuperar un soluto en una disolución. En el primer caso la separación del soluto es lenta y puede formar cristales ordenados. La precipitación es un proceso casi instantáneo y no da lugar a la formación de cristales, al menos de tamaño macroscópico.

Cálculo de la concentración en disoluciones

La **concentración molar, o molaridad** (habitualmente designada con la letra M, mayúscula), de un soluto en una disolución, es la cantidad de moléculas o fórmulas unitarias del soluto (expresada como número de moles) por unidad de volumen (litros) de disolución.

$$M(\text{mol/L}) = \frac{\text{cantidad de soluto (moles)}}{\text{volumen de la disolución (litros)}}$$

A diferencia de la molaridad, otras unidades de concentración se definen por unidad de masa o volumen de disolvente y no de disolución. Así, la **molalidad** (habitualmente designada con la letra m, minúscula) se define como el número de moles de un soluto disueltos por kg de disolvente.

$$m(\text{mol/kg}) = \frac{\text{cantidad de soluto (moles)}}{\text{masa de disolvente (kilogramos)}}$$

Disoluciones (soluciones). Cálculo de la concentración. Molaridad (ejercicio 1-2).

Molaridad y en menor medida molalidad son las unidades habituales para definir concentraciones en disolución, pero también se utilizan en muchos casos otras unidades: se puede definir la cantidad del soluto como porcentaje en volumen del total (muy habitual en mezclas de gases, pues el porcentaje en volumen es igual al porcentaje en moles), como porcentaje en peso, o como fracción molar (que sería el número de moles de soluto dividido por el número de moles total).

En algunas operaciones de separación como la cristalización se definen unidades de concentración muy particulares, por ejemplo gramos de soluto que pueden disolverse por cada 100 gramos de disolvente empleado.

Diluciones

Una práctica común es tener que diluir una disolución madre para obtener otras disoluciones diluidas. Para saber que volumen hay que tomar de la disolución madre para obtener la disolución diluida, basta con tener en cuenta que el número de moles es constante:

$$n \text{ (n}^{\circ} \text{ moles)} = V_{\text{dis. Madre}} * M_{\text{dis. Madre}} = V_{\text{dis. Problema}} * M_{\text{dis. problema}}$$

y después se completa el volumen deseado con disolvente puro.

Ejemplo: *partiendo de una disolución madre de NaOH de concentración 1M, ¿Qué volumen de dicha disolución habrá que tomar para preparar 2 litros de una disolución de NaOH de concentración 0,3M? ¿Cómo se prepararía?*

$$V_{dis. Madre} * M_{dis. Madre} = V_{dis. Problema} * M_{dis. problema}$$

$$V_{dis. Madre} * 1M = 2 \text{ litros} * 0,3M \Rightarrow V_{dis. Madre} = 0,6 \text{ litros}$$

Por tanto, habría que tomar 600 mL de la disolución madre, llevarlos a un matraz y añadir 1,4 L de agua para que el volumen final sea los 2L deseados.

Sustancias disociadas: electrolitos

Una **sustancia soluble** es aquella que se disuelve en un determinado disolvente en cierta proporción, aunque puede haber una solubilidad límite. Una **sustancia insoluble** es aquella que no se disuelve nada, o solo lo hace residualmente, en un disolvente. Cuando una sustancia soluble se disuelve disociándose en iones se genera un **electrolito** (sustancia disuelta que conduce la electricidad, pues son cargas con movilidad).

El NaCl en agua es un electrolito pues sus componentes se encuentran disueltos en agua como iones Na^+ y Cl^- , de acuerdo al proceso: $NaCl(sólido) \rightarrow Na^+ + Cl^-$

Los **electrolitos fuertes** forman disoluciones en las que sus componentes se encuentran totalmente disociados en forma de iones. En los **electrolitos débiles**, esta disociación es solo parcial.

El NaCl en agua se encuentra totalmente disociado en sus iones correspondientes. Es un electrolito fuerte. El ácido acético, CH_3COOH , se encuentra disociado en agua parcialmente, es decir, coexisten en la disolución iones H^+ (protones) y aniones acetato (CH_3COO^-) junto con el ácido no disociado. La relación entre la concentración de las diferentes especies viene dada por una constante de equilibrio de la disociación: $CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$. Nótese que se pone una doble flecha para indicar que se alcanza un equilibrio entre las diferentes especies. Para aclaraciones sobre la notación de las reacciones químicas véase el siguiente apartado.

Una sustancia iónica que se disocia por completo es siempre soluble, si por el contrario no se disocia en absoluto o lo hace muy poco, es insoluble en el disolvente indicado. En la tabla a continuación se refleja la solubilidad de los compuestos iónicos inorgánicos. No debe tomarse como referencia pues puede haber excepciones dependiendo del contraión del compuesto iónico:

Principios básicos de química. UNIDAD 3

OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autor: Juan Carlos Cabanelas

Compuestos solubles	Compuestos insolubles
Sales de los metales alcalinos (grupo 1: Li, Na, K...)	Carbonatos (CO_3^{2-}), cromatos (CrO_4^{2-}) y fosfatos (PO_4^{3-}), excepto los de metales alcalinos (grupo 1: Li, Na, K...) y de amonio.
Compuestos de amonio (NH_4^+)	Sulfuros (S^{2-}) excepto los de elementos del grupo 1 y 2 y de amonio.
Cloruros, bromuros y yoduros (Cl^- , Br^- y I^-) excepto los de plata, mercurio (II) y plomo (II)	Hidróxidos (OH^-) y óxidos (O^{2-}) excepto los de los elementos de los grupos 1 y 2.
Nitratos (NO_3^-)	
Cloratos y percloratos (ClO_3^- , ClO_4^-)	
Sulfatos (SO_4^{2-}), excepto los de Ca, Sr, Ba, Pb (II) y Hg(II).	

LA REACCIÓN QUÍMICA

Una **reacción química** es un proceso por el que una o varias sustancias químicas, denominadas **reactivos**, se transforman en una o varias sustancias químicas diferentes, denominadas **productos**.

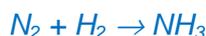
Simbología de las reacciones químicas. Ajuste de reactivos y productos

Una reacción química se simboliza indicando la transformación de los reactivos en productos mediante una flecha: reactivos \rightarrow productos.

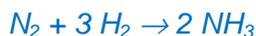
La ecuación química muestra los cambios cuantitativos y cualitativos que se producen en una reacción química. Por tanto, no solo muestra que reactivos se transforman en que productos, sino que tiene en cuenta la ley de conservación de la masa (la masa del sistema es constante durante una reacción química, a la que hay que añadir que los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química, solo se recombinan).

Nótese que reacciones de descomposición radiactiva y de fisión/fusión nuclear si que implican transformaciones atómicas. Por ejemplo, el uranio 238 se descompone por fisión hasta dar plomo 206 en un proceso secuencial (se forman especies radiactivas de torio, radón, polonio o bismuto) cuyo tiempo de vida medio puede ser de varios miles de años, aunque algunos procesos de descomposición sean muy rápidos. De todos modos, estos procesos están circunscritos a algunos elementos, muy poco abundantes en el universo, que sufren descomposición radioactiva espontánea, y a condiciones singulares de fusión que se dan por ejemplo en el interior de las estrellas. La inmensa mayoría de reacciones químicas transcurren sin alteraciones en la naturaleza de los átomos.

Ejemplo 1: el nitrógeno (N_2) y el hidrógeno (H_2) pueden combinarse en un proceso industrial complejo para dar amoníaco (NH_3). La ecuación química que relaciona reactivos y productos será:



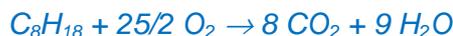
No obstante, la reacción todavía no está ajustada de acuerdo a la ley de conservación de la masa, pues el número de moles atómicos de nitrógeno e hidrógeno tiene que ser el mismo en el lado de los reactivos y de los productos. Para ajustar la reacción es adecuado primero ajustar los moles de átomos en las especies polinucleares (formadas por dos o más tipos de átomos) y dejar para el final el ajuste en las especies homonucleares (formadas por un solo tipo de átomo). En este caso, primero multiplicamos por 2 el amoníaco para ajustar los átomos de N y después por 3 el hidrógeno molecular para ajustar los átomos de H.



Ejemplo 2: Veamos otro ejemplo típico, la combustión de un hidrocarburo, concretamente del octano (C_8H_{18}). La reacción con oxígeno de este compuesto da como productos CO_2 y agua:



Ajustando la reacción, el procedimiento más sencillo es dejar para el final el ajuste de la molécula homonuclear, O_2 . Primero ajustamos los hidrógenos, 18 átomos en el octano, y por tanto 9 moléculas de agua (pues cada una tiene 2 átomos de H), lo mismo hacemos con el carbono, 8 átomos en el octano y por tanto produce 8 moléculas de CO_2 . Eso hace un total de $8 \times 2 + 9 \times 1 = 25$ átomos de oxígeno en los productos, luego el número de moléculas de O_2 será $25/2$. Como se ve en este ejemplo, los coeficientes de ajuste pueden ser números enteros o fraccionarios sencillos.



Estequiometría y reactivos limitantes

La **estequiometría** en una reacción química es la **relación molar que hay entre las diferentes sustancias**, en la reacción ajustada. De este modo, en el ejemplo del amoníaco, la **relación estequiométrica** entre N_2 y H_2 es 1:3, es decir, un tercio, ya que es necesario que se consuman 3 moles de H_2 por cada mol de N_2 consumido. De la misma manera, estequiométricamente se forman 2 moles de amoníaco.

La estequiometría de las reacciones químicas lleva aparejado otro concepto importante, el de **reactivo limitante**. Cuando la relación entre los reactivos es la

Principios básicos de química. UNIDAD 3

OpenCourseWare Universidad Carlos III de Madrid 2011/2012

Autor: Juan Carlos Cabanelas

estequiométrica, entonces hablamos de sistemas en los que no hay reactivo limitante, **cuando la relación entre reactivos no es estequiométrica, el reactivo limitante es el que está en defecto**, y los demás reactivos estarán en exceso y no podrán consumirse en su totalidad.

Ejemplo: La combustión del octano antes ajustada nos va a servir para trabajar el concepto de reactivo limitante:



*La estequiometría entre los reactivos es 1:25/2, por cada mol de octano se necesitan 12,5 moles de oxígeno molecular para la combustión completa. Imaginemos ahora que **se mezclan 100 gramos de octano con 100 gramos de oxígeno molecular. ¿Es estequiométrica la mezcla?. ¿Cuál es el reactivo limitante?. ¿Qué cantidad del reactivo en exceso se puede consumir?.***

Primero calculamos cuantos moles de cada reactivo:

$$M(C_8H_{18}) = 8 \times 12 + 18 \times 1 = 114 \text{ gramos/mol octano.}$$

$$\text{Luego, en 100 gramos habrá } \frac{100 \text{ gramos octano}}{114 \text{ gramos octano/mol octano}} = 0,877 \text{ moles octano}$$

Para el oxígeno: $M(O_2) = 16 \times 2 = 32$ gramos/mol O_2 , y tendremos, en 100 gramos:

$$\frac{100 \text{ gramos oxígeno}}{32 \text{ gramos oxígeno/mol oxígeno}} = 3,125 \text{ moles oxígeno}$$

En un primer vistazo puede parecer que hay bastantes mas moles de oxígeno que de octano pero, ¿son suficientes?. Haciendo el cociente entre ellos:

$$\frac{3,125 \text{ mol oxígeno}}{0,877 \text{ mol octano}} = 3,563 \text{ moles oxígeno/ mol octano}$$

Por tanto, la relación molar está muy por debajo de la estequiométrica (12,5 moles O_2 /mol C_8H_{18}) y el oxígeno está en defecto, siendo por tanto el reactivo limitante.

Para saber con 100 gramos de O_2 , cuanto octano podría quemarse, recurrimos de nuevo a la estequiometría. Si con 12,5 moles de O_2 se quema 1 mol de C_8H_{18} , con 3,125 moles de O_2 se quema: $3,125 \times 1/12,5 = 0,25$ moles de C_8H_{18} . Con el peso molecular podemos calcular que eso supone:

$$\frac{0,25 \text{ moles octano quemados} \frac{114 \text{ gramos octano quemados}}{\text{mol octano quemado}}}{100 \text{ gramos octano iniciales}} = 0,285 \frac{\text{moles quemados}}{\text{mol inicial}}$$

Es decir, se puede quemar como máximo el 28,5% del octano.

Ecuaciones iónicas netas

Cuando hay especies disociadas, estas aparecen en las ecuaciones como iones. Una **ecuación iónica completa** muestra todos los iones disueltos. La **ecuación iónica neta** es aquella que solo tiene en cuenta los iones que aparecen o desaparecen en el sistema.

Ejemplo: cuando se mezclan nitrato de plata (AgNO_3) con cromato de sodio (Na_2CrO_4), ambos al ser electrolitos fuertes se disocian completamente, y se forma un precipitado de cromato de plata (Ag_2CrO_4). Escribir la reacción iónica completa y la reacción iónica neta.

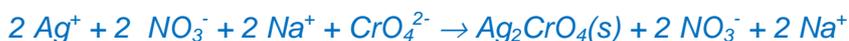
Los reactivos se disocian en agua según las ecuaciones:



Por combinación de los iones de plata y cromato se forma precipitado:



Obviamente esta ecuación no está ajustada, para que el número de moles en ambos miembros de la ecuación sea el mismo hay que multiplicar en todas las especies que se derivan de la disociación de la reacción (1) sus coeficientes estequiométricos por 2:



Con esto se ha obtenido la ecuación iónica completa. Como se observa claramente, los iones nitrato y sodio son redundantes, aparecen en ambos términos de la reacción, eliminando estos iones redundantes se obtiene la ecuación iónica neta:

