

CB041 Química y Electroquímica

Departamento de Química

Reacciones Químicas I

Autora: María Andrea Ureña



Contenido de esta presentación:

Cambios Físicos y Químicos

Reacciones químicas y Ecuaciones químicas

Coeficientes estequiométricos

Igualación o balanceo de ecuaciones químicas

Cálculos estequiométricos

Reactivo limitante

Pureza de reactivos

Rendimiento de una reacción

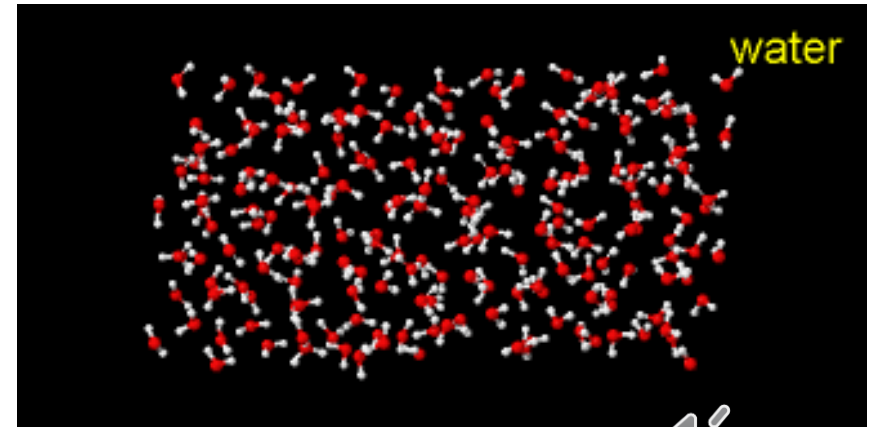
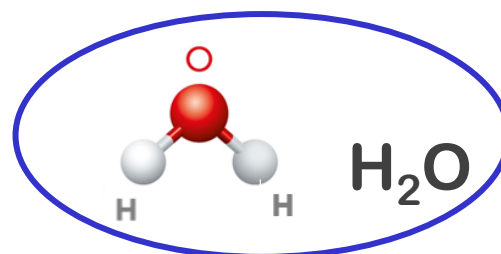
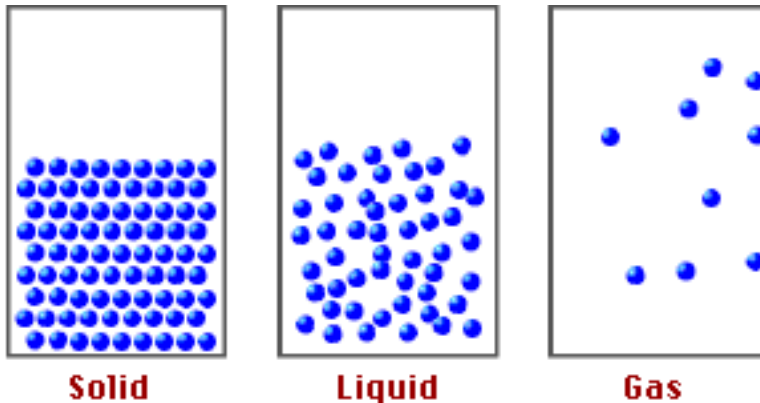


Cambios Físicos:

Los **cambios físicos** son aquellos donde aquellos donde **se alteran las propiedades físicas de una sustancia, pero no cambia su composición, es decir, no varía la naturaleza de las sustancias.**

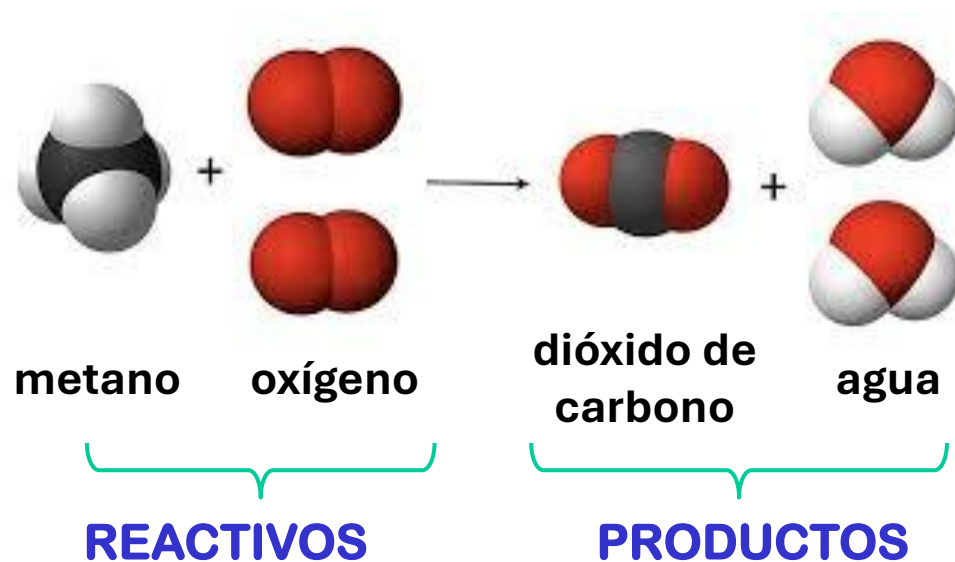
Un cambio físico implica un cambio en sus propiedades físicas como:

- Densidad
- Propiedades eléctricas o magnéticas
- Cambio de estado
- Formación de una solución



Cambios Químicos:

Los **cambios químicos o reacciones químicas** son aquellos donde se producen un **reordenamiento de los átomos de las sustancias** intervinientes debido a la ruptura de enlaces químicos y formación de nuevos enlaces provocando un **cambio en la identidad de las sustancias**

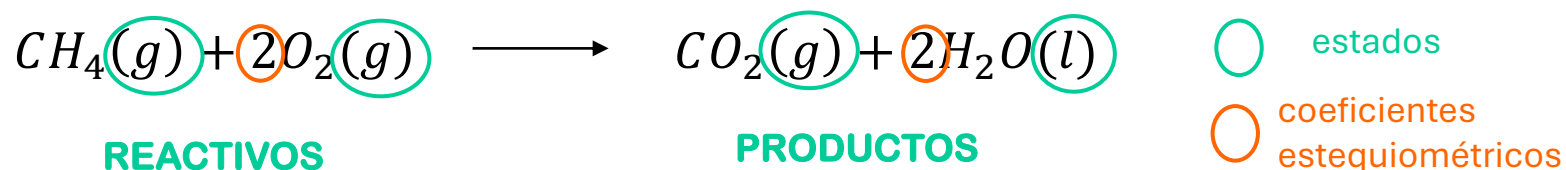


- ☐ Las sustancias presentes inicialmente REACTIVOS se transforman dando origen a otras sustancias que llamamos PRODUCTOS
- ☐ Durante el transcurso de la reacción química se libera o se absorbe **ENERGÍA**

Ecuación Química:

Una **reacción química** se representa mediante una **ecuación química**.

La ecuación química tiene dos miembros separados por una flecha cuyo sentido indica hacia donde evoluciona la reacción.



Deben considerarse los siguientes elementos:

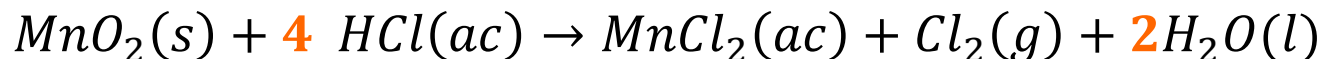
- **FÓRMULAS** de los reactivos que se escriben a la izquierda y fórmulas de los productos que se escriben a la derecha.
- **ESTADO DE LAS SUSTANCIAS:** Se indican los estados de agregación de las sustancias (s), (l), o (g) o si se encuentran en solución acuosa (ac).
- **COEFICIENTES ESTEQUIOMÉTRICOS:** son los números que indican la cantidad de MOLES de moléculas o unidades fórmula de cada compuesto y que deben ser ajustados de manera que haya la misma cantidad de cada elemento en los reactivos y en los productos. De esta forma se cumple la **Ley de Conservación de la Masa** (que establece que la no se crea ni se destruye, solo se transforma) (Lavoisier 1785).

El concepto de ecuación implica una igualdad, y en una ecuación química se refiere a la conservación de los elementos químicos

La **ESTEQUIOMETRÍA** (del griego στοιχειον, stoikheion, 'elemento' y μετρον, métrón, 'medida') es el estudio de las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos de una reacción química

BALANCEAR O IGUALAR una ecuación química es **determinar los valores de los coeficientes estequiométricos** de manera tal que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos miembros de la ec. química

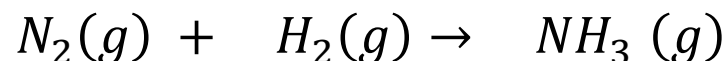
Ejemplo:



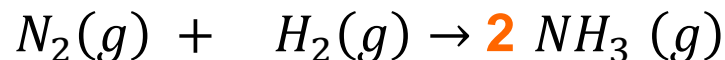
Existen distintos métodos para igualar ecuaciones químicas, entre ellos: el **método de tanteo o de comparación**, el **método algebraico** y el **método ion-electrón** para reacciones redox.

Método del tanteo:

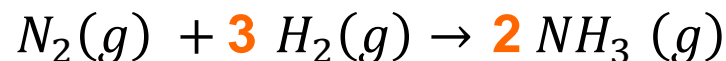
Consiste en revisar elemento por elemento cuantos hay de cada lado de la flecha, y tratar de “adivinar” el coeficiente delante de las fórmulas hasta conseguir la igualdad. Algunas personas llaman a este método de ensayo y error.



Paso 1: vamos a balancear los N agregando un 2 del NH_3 .



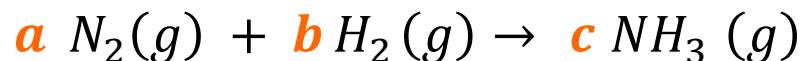
Paso 2. Vamos a balancear el H. Tenemos dos H del lado izquierdo y 6 H del lado derecho (el coeficiente 2 multiplica al subíndice 3 del H; $2 \times 3 = 6$). Si colocamos un coeficiente 3 delante del H_2 del lado izquierdo, habremos balanceado la ecuación:



Método Algebraico:

El método algebraico determina los coeficientes estequiométricos a partir de resolver un sistema de ecuaciones algebraicas obtenidas a partir de plantear la igualdad de cada elemento a ambos lados de la reacción química.

Paso 1: Delante de cada fórmula química se coloca un coeficiente desconocido con las letras a, b, c, d, hasta cubrir todas las sustancias.



Paso 2: se elaboran ecuaciones para cada elemento, de la siguiente forma:

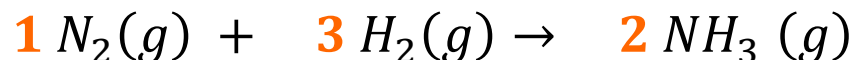
$$\text{N: } 2.a = c$$

$$\text{H: } 2.b = 3.c$$

Paso 3: resolvemos el sistema de ecuaciones

$$2.b = 3.c = 3.(2.a) = 6.a \quad \Rightarrow b = 3.a$$

Paso 4: Si asignamos a $a = 1$, nos queda $b = 3$ y $c = 2$

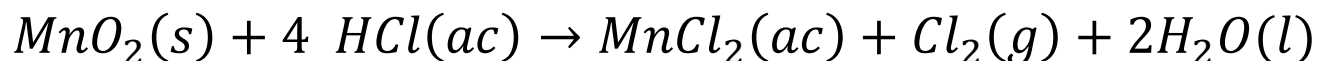


Cálculos estequiométricos:

A partir de la información que brinda la ecuación química se pueden establecer relaciones cuantitativas entre las sustancias intervinientes en la reacción química.

Ejemplo:

✓ **Ecuación Balanceada**



Relaciones molares:	1 mol	4 moles	1 mol	1 mol	2 moles
	1mol .87g/mol	4 moles . 36,5 g/mol	1 mol . 126 g/mol	1 mol . 71g/mol	2 moles. 18g/mol
Relaciones en masa:	87,0 g	146,0 g	126,0 g	71,0 g	36,0 g

Podríamos plantearnos los siguientes interrogantes:

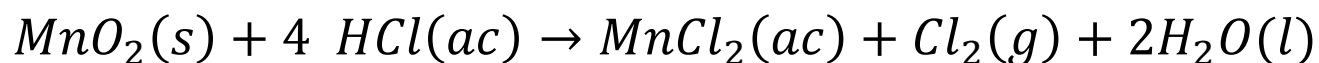
- ¿Qué masa de MnCl_2 se obtienen a partir de 2 moles de HCl ? ¿Qué masa de MnO_2 se necesita para que reaccione todo el ácido?
- ¿Qué volumen de Cl_2 medido a 20°C y 1 atm se obtiene a partir de 17,4 g de MnO_2 y suficiente cantidad de ácido clorhídrico?
- ¿Qué volumen de solución 2,00M de ácido clorhídrico se necesita para que reaccione 0,25 moles de MnO_2 ?



Para resolver problemas de estequiometría debemos tener en cuenta distintas situaciones, la más **“sencilla”** es cuando se establece exactamente la relación estequiométrica entre reactivos y productos.

Ejemplo:

¿Qué masa de cloruro de manganeso (II) se obtiene a partir de 2 moles de ácido clorhídrico y la cantidad suficiente de MnO_2 ?



Relaciones molares:	1 mol	4 moles	1 mol	1 mol	2 moles
Relaciones en masa:	87,0 g	146,0 g	126,0 g	71,0 g	36,0 g

Podemos plantear de la relación estequiométrica lo siguiente:

4 moles de HCl-----126 g de $MnCl_2$
2 moles de HCl----- x = 63 g de $MnCl_2$



REACTIVO LIMITANTE:

El **reactivo limitante (RL)** es el reactivo que está en **menor proporción molar con respecto a la relación estequiométrica**.

El **reactivo limitante** reacciona hasta consumirse totalmente. Cuando esto sucede la reacción deja de ocurrir pudiendo quedar **otros reactivos sin reaccionar (“reactivos en exceso”)**. Por esta razón se llama reactivo limitante, porque limita la obtención de productos.

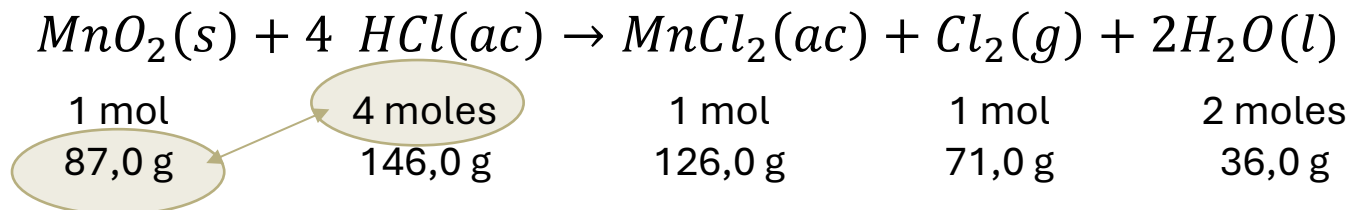
Los cálculos estequiométricos se realizan sobre la base del reactivo limitante



Ejemplo:

¿Qué masa de cloruro de manganeso (II) se obtiene a partir de 2 moles de ácidos clorhídrico y 30 gramos de dióxido de manganeso?

Cuando tenemos más de un dato de reactivo tenemos que averiguar cuál de ellos es el reactivo limitante.



Veamos cual es la relación estequiométrica entre los reactivos:

4 moles de HCl-----87 g de MnO_2
 2 moles de HCl----- x = 43,5 g de MnO_2

O bien,

87 g de MnO_2 ----- 4 moles de HCl
 30 g de MnO_2 -----x = 1,38 moles de HCl

Se disponen de 2 moles de HCl se necesitan 43,5 g de MnO_2

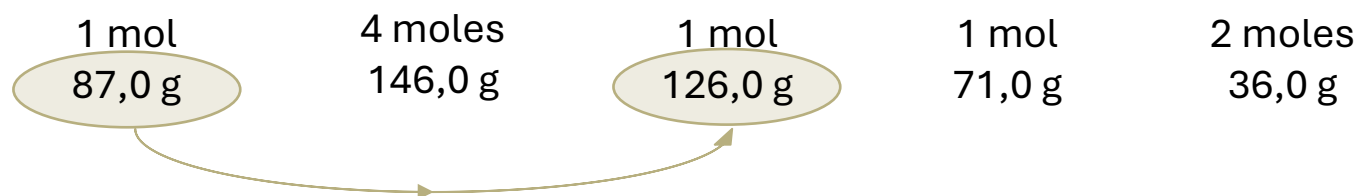
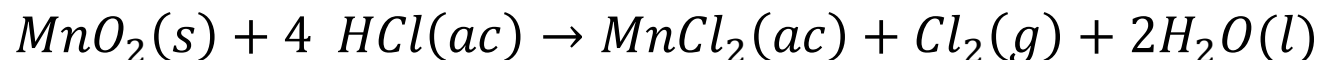
Se disponen de 30 g de MnO_2 se necesitan 1,38 moles de HCl

Como solamente hay 30 g de MnO_2 , esto se va a consumir totalmente junto con 1,38 moles de HCl y quedarán 0,62 moles de HCl sin reaccionar.

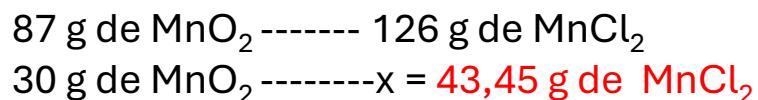


Reactivo limitante es el MnO_2 y el HCl es el reactivo en exceso

Ahora que determinamos cual es el reactivo limitante (el MnO_2) podemos calcular cuánto se obtiene de MnCl_2 en base a la cantidad de reactivo limitante que disponemos.



Podemos plantear de la relación estequiométrica lo siguiente:



Entonces reaccionarán 30 g de MnO_2 junto con 1,38 moles de HCl y quedarán 0,62 moles de HCl sin reaccionar. Se formarán 43,45 g de MnCl_2



PUREZA DE LOS REACTIVOS:

La mayoría de los reactivos comerciales que utilizamos en las reacciones químicas contienen impurezas. Es decir que son mezclas donde el componente mayoritario es la sustancia de interés, pero hay otras sustancias que llamamos impurezas.

LA PUREZA DE UN REACTIVO es el porcentaje del mismo en una muestra

$$\% \text{ PUREZA} = \frac{\text{masa de sustancia}}{\text{masa de muestra}} \times 100$$



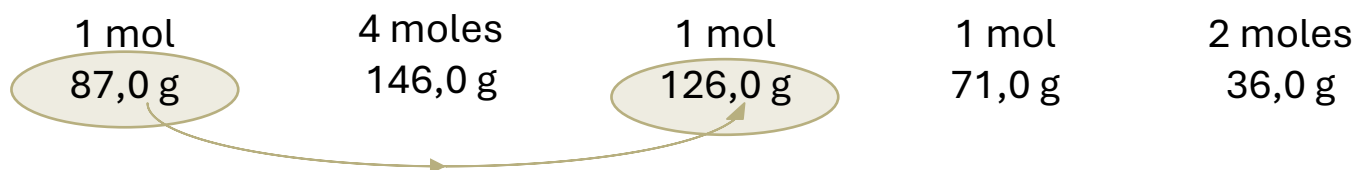
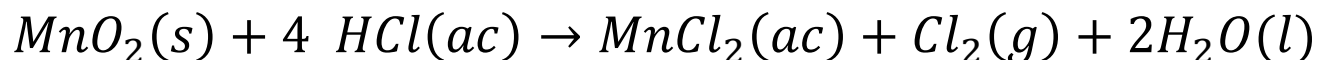
En 100 g de esta muestra hay 99,5 g de reactivo (nitrato de potasio)

En una reacción química, las impurezas de nuestro reactivo deben ser inertes, es decir que no reaccionan.

Los cálculos estequiométricos se realizan sobre la base del reactivo limitante **NITRO**

Ejemplo :

¿Qué masa de cloruro de manganeso (II) se obtiene a partir de 420 g de dióxido de manganeso de 75,0 % de pureza con exceso de ácido clorhídrico?



En este caso sabemos que **el reactivo limitante MnO_2** porque nos dicen que el HCl está en exceso. Ahora debemos determinar cuál es la masa de MnO_2 que se encuentran en la muestra de 420 g cuya **pureza es 75,0 %**

En 100 g de muestra----hay-----75 g de de MnO_2

En 420 g de muestra-----**x=315 g de MnO_2** **Esta es la masa de MnO_2 puro que reacciona**

Entonces ahora podemos establecer la relación entre el reactivo y el producto:

87 g de MnO_2 ---producen---- 126 g de MnCl_2

315 g de MnO_2 -----x = **456 g de MnCl_2** **Esta es la masa de MnCl_2 obtenida**



RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

Hasta ahora hemos supuesto que cuando se produce una reacción química, el reactivo limitante **se consume totalmente** y se obtendrán los productos de acuerdo a las proporciones estequiométricas. En este caso decimos que la **reacción ocurre en forma completa o con un rendimiento del 100%**.

Sin embargo, puede suceder que se **obtenga menor cantidad de productos que los esperados según la estequiometría de la reacción**.

Esto se puede deber a distintas razones:

- Impurezas de algún reactivo
- Pasividad de algún reactivo
- Pérdidas mecánicas
- Reacciones secundarias
- Reacciones reversibles (equilibrio químico)



CÁLCULO DEL RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN

El rendimiento porcentual de una reacción (R%) se calcula como:

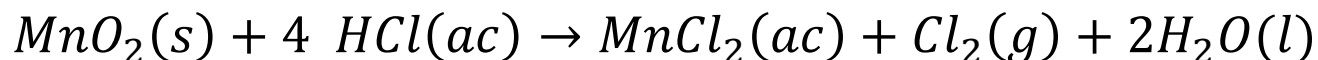
$$R\% = \frac{\text{cantidad de producto obtenida experimentalmente}}{\text{cantidad de producto calculado estequiométicamente}} \times 100$$

Esta expresión indica que, si el rendimiento de una reacción es del 80%, en la práctica se obtiene el 80% de la cantidad calculada estequiométricamente de cada producto.



Ejemplo:

Calcular el rendimiento de la reacción si cuando se hacen reaccionar 2 moles de HCl con suficiente cantidad de MnO_2 se obtienen 50,4 g de $MnCl_2$.



1 mol	4 moles	1 mol	1 mol	2 moles
87,0 g	146,0 g	126,0 g	71,0 g	36,0 g

En este caso nos dicen la cantidad de producto obtenida experimentalmente (50,4 g de $MnCl_2$). Para determinar el rendimiento de la reacción tenemos que calcular la masa estequiométrica de $MnCl_2$ que se obtendría si reacciona todo el reactivo (2 moles de HCl).

4 moles de HCl---producen---126 g de $MnCl_2$

2 moles de HCl-----x = **63 g de $MnCl_2$** **Esta es la masa “estequiométrica” de $MnCl_2$**

Como la cantidad estequiométrica de producto es mayor que la obtenida experimentalmente, el rendimiento de la reacción es menor al 100 % y lo podemos calcular como:

$$R\% = \frac{\text{cantidad de producto obtenida experimentalmente}}{\text{cantidad de producto calculado estequiométicamente}} \times 100 = \frac{50,4g}{63,0g} \times 100 = 80\%$$



Bibliografía:

- ❑ **Química General**

Di Risio, C. D., & Guasco, M. T.

- ❑ **Principios de la Química. Los caminos del descubrimiento.**

Atkins. Jones. 3era Edición.

- ❑ **Química: la ciencia central**

Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., & Burdge, J. R. (2004).
Pearson educación.



Páginas web interesantes:

- ❑ **Conceptos Básicos - Reacciones Químicas [Parte 1] - Química CBC**
<https://www.youtube.com/watch?v=etMPtJSmaRg>
- ❑ **Cálculos Estequiométricos - Reacciones Químicas [Parte 3] - Química CBC** <https://www.youtube.com/watch?v=LHM33NwJ3iY>
- ❑ **Reactivo Limitante - Reacciones Químicas [Parte 4] - Química**
<https://www.youtube.com/watch?v=CKfRCEWpqzI>



