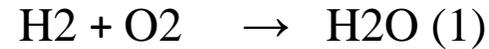


Unidad. Subunidad 2.1 Ecuaciones y tipo de reacciones químicas

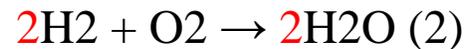
Ecuaciones Químicas.- manera simbólica para describir una reacción química: la reacción del agua:



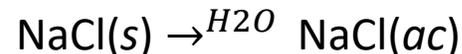
reactivos \rightarrow productos

El signo “mas” significa “reacciona con” y la flecha significa “produce”. Así, esta expresión simbólica se lee: “El hidrogeno molecular reacciona con el oxígeno molecular para producir agua.”

Se debe cumplir con la ley de la conservación de la materia, debe haber el mismo número de cada tipo de átomos en reactivos y productos. Podemos *balancear* la ecuación (1) colocando el coeficiente adecuado (en este caso 2) antes del H₂ y del H₂O: Por convención, en una ecuación química los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha de la flecha:



Es necesario escribir estado físico de los reactivos y productos por medio de las letras *g*, *l*, *s*, (*ac*) para los estados gaseoso, líquido, sólido, y acuoso si esta disuelto en agua respectivamente. Por ejemplo: $2\text{HgO}(s) \rightarrow 2\text{Hg}(l) + \text{O}_2(g)$. Para representar lo que sucede cuando se agrega cloruro de sodio (NaCl) al agua, escribimos:

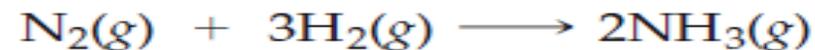
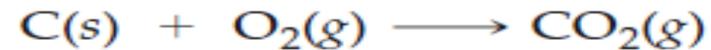


Unidad. Subunidad 2.1 Ecuaciones y tipo de reacciones químicas

Para que una ecuación sea válida debe cumplir **3 condiciones**:

- Que se formen unos compuestos y que aparezcan otros
- La conservación de la masa ya que la materia no se destruya sino se transforma y si un átomo desaparece de una sustancia a de aparecer en otra
- La conservación de la carga eléctrica, puesto que no es posible destruir las cargas. Es decir, la ecuación debe estar equilibrada o ajustada.

Ejemplo:



Unidad. Subunidad 2.1 Tipo de reacciones químicas:

Se agrupan las reacciones químicas en cinco clases, a saber:

1. Reacciones de síntesis o combinación;
 2. Reacciones de descomposición;
 3. Reacciones de desplazamiento;
 4. Reacciones de combustión
 5. Reacciones de metátesis o doble sustitución y,
 6. Reacciones de óxido reducción.
- **1. Reacciones de síntesis o combinación:** se llama también de **adición**, es una *reacción en la que dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto*, generalmente se libera calor (Δ) (es una reacción exotérmica). La forma general de la ecuación para este tipo de reacciones es el siguiente:

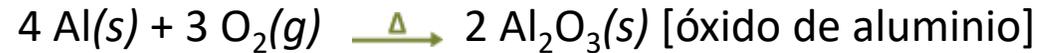


Las reacciones que entran en esta categoría son:

Unidad. Subunidad 2.1 Tipo de reacciones químicas:

Las reacciones que entran en esta categoría de síntesis o combinación son:

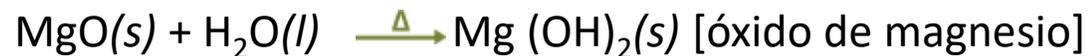
- **Metal + oxígeno produce óxido metálico:**



- **No metal + oxígeno produce óxido no metálico**



- **Óxido metálico + agua produce una base o hidróxido metálico**



- **Óxido no metálico + agua produce un oxiácido**



- **2. Reacciones de descomposición:** una *reacción de descomposición* es la ruptura de un compuesto en dos o más componentes. La sustancia que descompone siempre es un compuesto y los productos pueden ser elementos o compuestos, estas necesita **descomposición Térmica (calor), Electrólisis, Hidrólisis** para realizar este proceso. Esto se puede representar con una ecuación general de esta reacción.



Donde A y Z son elementos o compuestos.

Unidad. Subunidad 2.1 Tipo de reacciones químicas:

2.1 Reacciones de descomposición de compuesto binarios.

a) **Descomposición térmica.**- Descomposición del trióxido de azufre (SO₃) en dióxido de azufre (SO₂) y oxígeno (O₂), que precisa calor:



b) **Descomposiciones electrolíticas:** producida por la acción de una corriente eléctrica, Ej.: descomposición del agua (H₂O) en sus elementos constituyentes oxígeno (O₂) e hidrógeno (H₂) a través del proceso conocido como electrólisis:



2.2 Reacciones de descomposición de compuestos ternario:



Unidad. Subunidad 2.1 Tipo de reacciones químicas:

Ejemplos de reacciones de descomposición:

- **Descomposición de ácido hidrácido.** - produce no metal más el hidrógeno



- **Descomposición de sales.** - produce Metal + No Metal



- **Descomposición de óxidos metálicos.** - producen metal + Oxígeno



- **Descomposición de óxidos no metálicos.** - produce no metal + Oxígeno



- **Descomposición de algunos cloratos.** – producen cloruros más el oxígeno



- **Descomposición de hidruros metálicos:**



Unidad 2. Subunidad 2.1 Tipo de reacciones químicas:

3. Reacciones de desplazamiento simple: *donde un ion (o átomo) de un compuesto se reemplaza por un ion (o átomo) de otro elemento:* la mayoría de las reacciones de desplazamiento cae en una de tres categorías:

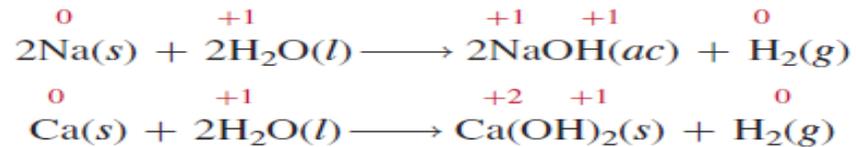


Si **A** es un metal, reemplaza a **B** para formar **AC**, siempre y cuando **A** sea más reactivo que **B**. Si **A** es un halógeno, reemplaza a **C** para formar **BA**, siempre y cuando **A** sea un halógeno más reactivo que **C**. Tenemos entonces este tipo de desplazamiento simple:

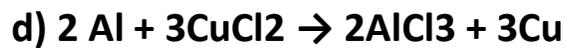
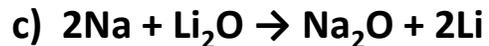
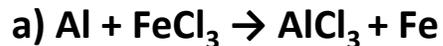
- Desplazamiento de hidrógeno,
- Desplazamiento de metal (de acuerdo a la actividad)
- Desplazamiento de halógeno (VII) (de acuerdo a la actividad)

Unidad 2. Subunidad 2.1 Tipo de reacciones químicas:

3.1 Desplazamiento de hidrógeno. todos los metales alcalinos y algunos metales alcalinotérreos (Ca, Sr y Ba), que son los más reactivos de los elementos metálicos, desplazarán al hidrógeno del agua fría:



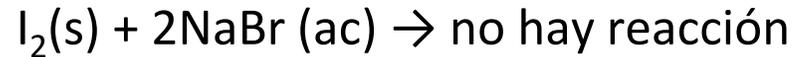
3.2 Desplazamiento de metal. - un metal de un compuesto también puede ser desplazado por otro metal en estado libre. **La actividad de los metales está relacionada con su tendencia a perder electrones para formar iones positivos.** Según la tabla que se muestra: el Metal de arriba desplaza al de abajo.



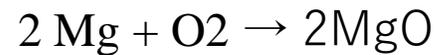
$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + e^-$	
$\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + e^-$	Reaccionan con agua fría para producir H_2
$\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$	
$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$	Reaccionan con vapor para producir H_2
$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$	
$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3e^-$	
$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Co} \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2e^-$	Reaccionan con ácidos para producir H_2
$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2e^-$	
$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2e^-$	
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$	No reaccionan con agua o ácidos para producir H_2
$\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + e^-$	
$\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Pt} \rightarrow \text{Pt}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Au} \rightarrow \text{Au}^{3+} + 3e^-$	

Unidad 2. Subunidad 2.1 Tipo de reacciones químicas:

3.3 Desplazamiento del Halógeno. - La actividad de los no metales está relacionada con su habilidad de ganar electrones y formar iones negativos, la serie será: flúor > cloro > bromo > yodo; ejemplos:



4. Reacciones de combustión.- *reacción en la cual la sustancia reacciona con el oxígeno, por lo general con la liberación de calor y luz, para producir una flama.* Las reacciones entre el magnesio y el azufre con el oxígeno, descritas anteriormente, son reacciones de combustión. otro ejemplo es la combustión del propano (C_3H_8), un componente del gas natural que se utiliza para cocinar y para la calefacción doméstica:



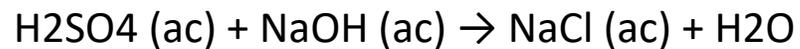
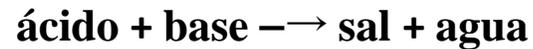
Unidad 2. Subunidad 2.1 Tipo de reacciones químicas:

4. Reacciones de metátesis o doble sustitución.- Las **reacciones de desplazamiento doble** suceden cuando las partes de dos compuestos iónicos se intercambian, (+ con -) produciendo dos compuestos nuevos. El patrón general de las reacciones de desplazamiento doble se ve así:

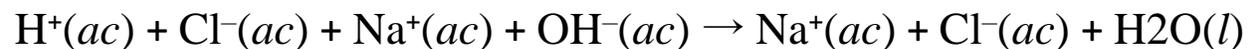


En estas reacciones se intercambian los cationes o los aniones. El solvente de las reacciones de desplazamiento doble casi siempre es agua y los reactivos y productos normalmente son compuestos iónicos, aunque también pueden ser ácidos o bases. Dentro de las reacciones de metátesis o doble sustitución tenemos las reacciones de neutralización y precipitación.

5.1 Reacciones de neutralización: es una reacción entre un ácido y una base. Generalmente, en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una *sal*.

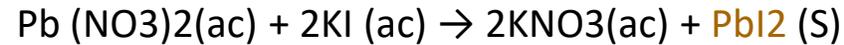


Sin embargo, puesto que tanto el ácido como la base son electrolitos fuertes, están completamente ionizados en la disolución. La ecuación iónica es:



Unidad 2. Subunidad 2.1 Tipo de reacciones químicas:

5.2 Reacciones de precipitación.- Sucede cuando dos compuestos iónicos acuosos forman un nuevo compuesto iónico que no es soluble en agua. Por ejemplo, cuando se agrega una disolución acuosa de nitrato de plomo [Pb (NO₃)₂] a una disolución acuosa de yoduro de potasio (KI), se forma un precipitado amarillo de yoduro de plomo (PbI₂):



Un precipitado es un sólido insoluble que se separa de la disolución. En las reacciones de precipitación por lo general participan compuestos iónicos. (es decir ácidos, bases y sales).

Solubilidad. - se define como **la máxima cantidad de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica**, si no es así, la sustancia se describe como **ligeramente soluble o insoluble**. Aunque **todos los compuestos iónicos son electrólitos fuertes, no todos tienen la misma solubilidad**. En la tabla 4.2 se clasifican algunos compuestos iónicos **como solubles o insolubles**.

Clasifique los siguientes compuestos iónicos como solubles o insolubles: a) sulfato de plata (Ag₂SO₄), b) carbonato de calcio (CaCO₃), c) fosfato de sodio (Na₃PO₄).

Estrategia Aunque no es necesario memorizar las solubilidades de los compuestos, debe tener presentes las siguientes reglas útiles: todos los compuestos iónicos que contienen cationes de metales alcalinos, el ion amonio y los iones nitrato, bicarbonato y clorato son solubles. Para otros compuestos será necesario recurrir a la tabla 4.2.

Solución a) De acuerdo con la tabla 4.2, el Ag₂SO₄ es insoluble.
b) Éste es un carbonato y el Ca es un metal del grupo 2A; por tanto, el CaCO₃ es insoluble.
c) El sodio es un metal alcalino (grupo 1A), por tanto el Na₃PO₄ es soluble.

Ejercicio de práctica Clasifique los siguientes compuestos iónicos como solubles o insolubles; a) CuS, b) Ca(OH)₂, c) Zn(NO₃)₂.

TABLA 4.2 Reglas de solubilidad para compuestos iónicos comunes en agua a 25°C

Compuestos solubles	Excepciones
Compuestos que contienen iones de metales alcalinos (Li ⁺ , Na ⁺ , K ⁺ , Rb ⁺ , Cs ⁺) y el ion amonio (NH ₄ ⁺)	
Nitratos (NO ₃ ⁻), bicarbonatos (HCO ₃ ⁻) y cloratos (ClO ₃ ⁻)	
Halogenuros (Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻)	Halogenuros de Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ y Pb ²⁺
Sulfatos (SO ₄ ²⁻)	Sulfatos de Ag ⁺ , Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Ba ²⁺ , Hg ₂ ²⁺ y Pb ²⁺
Compuestos insolubles	Excepciones
Carbonatos (CO ₃ ²⁻), fosfatos (PO ₄ ³⁻), cromatos (CrO ₄ ²⁻) y sulfuros (S ²⁻)	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion amonio
Hidróxidos (OH ⁻)	Compuestos que contienen iones de metales alcalinos y el ion Ba ²⁺

Unidad 2. Subunidad 2.1 Tipo de reacciones químicas:

5. Reacciones de oxidación-reducción.- las reacciones ácido-base se caracterizan por un proceso de transferencia de protones, las *reacciones de oxidación-reducción*, o *reacciones redox*, se consideran como *reacciones de transferencia de electrones*. Entre las reacciones más comunes de oxidación-reducción se encuentran las **reacciones de combinación, de descomposición, de combustión y de desplazamiento**.

Para atender las reacciones de óxido-reducción describiremos que es el número de oxidación y como calcular:

Número de oxidación:

1. En los elementos libres (es decir, en estado no combinado), cada átomo tiene un número de oxidación de cero. Así, cada átomo en H_2 , Br_2 , Na , Be , K , O_2 y P_4 , tiene el mismo número de oxidación: cero.
2. Para los iones constituidos por un solo átomo (es decir, iones monoatómicos), el número de oxidación es igual a la carga del ion. Entonces, el ion Li^+ tiene un número de oxidación de +1; el ion Ba^{2+} , +2; todos los metales alcalinos tienen un número de oxidación de +1; y todos los metales alcalinotérreos tienen un número de oxidación de +2 en sus compuestos. El aluminio tiene un número de oxidación de +3 en todos sus compuestos.
3. El número de oxidación del oxígeno es -2 en la mayoría de los compuestos (por ejemplo, MgO y H_2O), pero en el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) y en el ion peróxido (O_2^{2-}) es -1 .
4. El número de oxidación del hidrógeno es +1, excepto cuando está enlazado con metales en compuestos binarios. En estos casos (por ejemplo, LiH , NaH , CaH_2), su número de oxidación es -1 .

Unidad 2. Subunidad 2.1 Tipo de reacciones químicas:

Continuación del número de oxidación:

5. El flúor tiene un número de oxidación de -1 en *todos* sus compuestos. Los otros halógenos (Cl, Br y I) tienen números de oxidación negativos cuando se encuentran como iones halogenuro en los compuestos. Cuando están combinados con oxígeno, por ejemplo, en los oxiácidos y oxianiones (vea la sección 2.7), tienen números de oxidación positivos.
6. En una molécula neutra, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser cero. En un ion poliatómico, la suma de los números de oxidación de todos los elementos debe ser igual a la carga neta del ion. Por ejemplo, en el ion amonio, NH_4^+ , el número de oxidación del N es -3 y el del H es $+1$. Por tanto, la suma de los números de oxidación es:
 7. $-3 + 4(+1) = +1$, que es igual a la carga neta del ion.
8. Los números de oxidación no tienen que ser enteros. Por ejemplo, el número de oxidación del O en el ion superóxido, O_2^- es $-1/2$.
9. En la fórmula de los compuestos, la suma de los números de oxidación (-) y los números de oxidación (+), multiplicado por cada índice del elemento, es igual a cero (0), por lo que es posible calcular el número de oxidación de un elemento poco conocido, siempre que se conozca la fórmula del compuesto y los números de oxidación de todos los demás elementos: Ejemplo: SO_3 : $\text{S} (+6) + \text{O}_3(-2) = 0$. En el caso de un ion poliatómico, la suma es igual a la carga total (un ion politómico es aquel que tiene más de un átomo Ej.: NO_3^-).

Unidad 2. Subunidad 2.1 Tipo de reacciones químicas:

Continuación del número de oxidación:

Ejemplo 1: calcular el número de oxidación de los siguientes compuestos: HClO_3 , H_6SO_5 , $\text{Na}_4\text{Br}_2\text{O}_3$.

HClO_3 : calcule el número de oxidación del Cl: $\text{H}^{+1}\text{Cl}^{\text{X}}\text{O}_3^{-2} =$ $+1 + \text{X} + 3(-2) = +5$	H_6SO_5 : calcule el número de oxidación del S: $\text{H}_6 + 1\text{S}^{\text{X}}\text{O}_5^{-2}$ $6(+1) + \text{X} + 5(-2) = +4$	$\text{Na}_4\text{Br}_2\text{O}_3$: calcule el número de oxidación del Br: $\text{Na}_4 + 1\text{Br}_2^{\text{X}}\text{O}_3^{-2}$ $4(+1) + 2\text{X} + 6(-2) = 2\text{X} - 2$ $\text{X} = 2/2 = +1$
--	--	---

Ejemplo No.2: cual es el número de oxidación del cromo (Cr) en el dicromato de potasio: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$:

<p>El potasio pertenece al grupo IA por tanto su número de oxidación es (+1), el oxígeno es el más electronegativo y tiene valencia (-2), por tanto:</p> <p>$\text{K}_2^+ \text{Cr}_2^{2(\text{x})}\text{O}_7^{7(-2)}$:</p>	<p>$\text{Cr} = 2(+1) + 2\text{X} + 7(-2) = 0$</p> <p>$2 + 2\text{X} + (-14) = 0$</p> <p>$-12 + 2\text{X} = 0$</p> <p>$\text{X} = 12/2 = +6$</p> <p>el estado de oxidación del Cr = +6 tenemos:</p> <p>$+2 + 2(+6) + 7(-2) = 0$ suma de los números de oxidación del compuesto</p>
--	---

Unidad 2. Subunidad 2.1 Tipo de reacciones químicas:

Continuación del número de oxidación:

Ejemplo No. 3: determinar el número de oxidación del ion poliatómico: fosfato PO_4^{-3}

Solución:

En los iones poliatómicos, la suma de los números de oxidación de los átomos individuales debe ser igual a la carga del ion:	PO_4^{-3} $\text{P (+5)} + \text{O}_4 (-2) = -3$ $+5 + (-8) = -3$
--	--

Números de oxidación de los elementos en la tabla periódica:

Existe una correlación definida entre los números de oxidación y los grupos en donde están localizados los elementos en la tabla periódica. Así:

- Todos los elementos del grupo IA tiene un número de oxidación de (+1),
- Los elementos del grupo IIA tienen un número de oxidación (+2) y así sucesivamente.
- En general el número de oxidación positivo para cualquier elemento es igual al número del grupo del elemento en la tabla periódica, por ejemplo, el N es (+5).

Unidad 2. Subunidad 2.1 Tipo de reacciones químicas:

Continuación del número de oxidación:

Números de oxidación de los elementos en la tabla periódica:

- El número de oxidación negativo para cualquier elemento se puede obtener sustrayendo de 8 el número del grupo y dándole a la diferencia un signo negativo, así el azufre del grupo VIA ($6 - 8 = -2$), Flúor grupo VIIA ($7-8=-1$) Nitrógeno del grupo VA ($5-8= -3$).
- Para predecir una fórmula química se unen los elementos con números de oxidación positiva a aquellos que tienen números de oxidación negativos, sin olvidar que la suma de todos los números en la fórmula final debe ser igual a cero.
- Hay muchas excepciones a este sistema de asignar los números de oxidación a partir de la posición de los elementos en la tabla periódica. Muchos de los elementos principalmente los de transición tienen más de un número de oxidación, por lo que se deben memorizar