



UNIVERSIDAD NACIONAL DEL NORDESTE

Facultad de Ciencias Agrarias

QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA
INGENIERÍA INDUSTRIAL

Guía de Seminarios de Problemas
2025

Profesora Titular

- Dra. Marina Cecilia Cardozo

Jefas de Trabajos Prácticos

- Dra. Clara Iris Aymaré Alegre

- Dra. Felicitas Peyrano

Auxiliar de Primera

- Lic. Julio Cesar Yank

INDICACIONES GENERALES PARA EL CURSADO DE QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

El estudio de la asignatura Química General e Inorgánica para el 1º año de Ingeniería Industrial comprende:

CLASES DE TEORÍA. La asistencia *no es obligatoria*, están dirigidas a la presentación del marco teórico de la asignatura. Se desarrolla un encuentro semanal por semana de 2 h cada uno.

CLASES PRÁCTICAS. La asistencia *es obligatoria*, se exige un mínimo de **80% de asistencia**. Comprenden los Seminarios de Problemas y los Trabajos Prácticos de Laboratorio.

Para el desarrollo de estas los estudiantes se distribuirán en grupos con horarios únicos para clases de problemas y laboratorio. Se desarrollará una clase por semana de 3 h (1 hora virtual y 2 horas presenciales).

Para el año 2025 se prevén **11 clases prácticas**, por lo tanto, el estudiante está obligado a asistir un mínimo de 9 encuentros para cumplir UNA de las condiciones necesarias para regularizar la asignatura.

Condiciones para regularizar la asignatura

El estudiante debe cumplimentar una asistencia del 80 % de las clases prácticas y aprobar los exámenes parciales.

Forma y cantidad de evaluaciones parciales:

Están programadas dos evaluaciones parciales escritas, referidas a los trabajos prácticos (Laboratorio y resolución de ejercicios numéricos) desarrollados. Para aprobar el parcial deberán obtener un total de 6 puntos sobre 10. Cada parcial tendrá un recuperatorio. También habrá un examen parcial extraordinario destinados a aquellos alumnos que hayan desaprobado uno de los dos parciales.

Las listas de alumnos habilitados para rendir cada examen parcial se confeccionarán teniendo en cuenta las asistencias a las clases prácticas obligatorias (seminarios de problemas y trabajos prácticos de laboratorio). Los alumnos que no alcancen la asistencia mínima exigida quedarán libres automáticamente sin poder rendir los exámenes parciales.

Condiciones para aprobar la asignatura

Para aprobar la materia el alumno regular debe aprobar el examen final escrito que comprende los conceptos teóricos. Estarán habilitados para rendir examen final en carácter de alumno regular aquellos estudiantes que hayan cumplimentado los requisitos para regularizar la asignatura descriptos más arriba.

Materiales Didácticos confeccionados por el Equipo Docente de la Asignatura:

- Presentaciones de ppt con los conceptos teóricos del programa analítico.
- Videos de las clases de teoría correspondientes a cada Unidad del programa.
- Guía de Seminarios de problemas 2025 y Trabajos Prácticos de Laboratorio 2025.
- Videos de microclases de resolución de Problemas de Seminarios.
- Anexos complementarios y videos tutoriales para los Trabajos Prácticos de Laboratorio
- Presentaciones de clases de seminarios de problemas en Power point.

Estos materiales se encuentran disponibles en el aula virtual Química General e Inorgánica 2025 (Código de Automatriculación: QGI-2025) y la fotocopidora de la facultad.

SERIE N° 1

ECUACIONES QUÍMICAS Y RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

OBJETIVOS

- Formular y nombrar compuestos inorgánicos en el contexto de una ecuación química
- Plantear y balancear ecuaciones químicas de formación de compuestos.
- Establecer relaciones estequiométricas que vinculen fórmulas, ecuaciones químicas y métodos de balanceo.

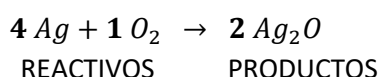
INTRODUCCIÓN

La vida está llena de reacciones químicas: en las plantas (fotosíntesis), en nuestro cuerpo (respiración, digestión de los alimentos), a nuestro alrededor (en la cocina, los laboratorios, las industrias, etc.). Repasemos algunas definiciones importantes:

- **Fórmula química:** es la representación escrita de una sustancia. Es una expresión que muestra la composición química de una sustancia en términos de los símbolos de los elementos combinados que la componen y subíndices numéricos colocados a la derecha de estos que indican las cantidades relativas de los átomos de los elementos que componen la sustancia.
- **Reacción o cambio químicos:** es una transformación que experimenta la materia en la cual una o más sustancias llamadas “sustancias reaccionantes” o “**reactivos**” se convierten en otra u otras llamadas “productos de reacción”, o simplemente “**productos**”.
Los cambios químicos se producen de manera continua en la naturaleza: en los seres vivos, en el suelo, en el aire.
- **Ecuación química:** es una descripción del cambio químico, mediante fórmulas químicas y factores numéricos llamados “coeficientes estequiométricos”.
- **Coeficientes estequiométricos:** son números que se utilizan para balancear las ecuaciones químicas y representan el número relativo de las cantidades de reactivos y productos que intervienen en una reacción química.
- El **balanceo** de las ecuaciones tiene por objetivo cumplir con la ley de conservación de la masa, que establece que *en una reacción química ordinaria no hay cambio detectable de masa*, esto significa que el número de átomos de un cambio químico es el mismo antes y después de la reacción.

Por lo tanto, **una ecuación química está bien escrita cuando está balanceada.**

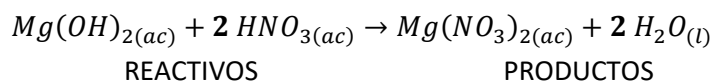
Ejemplo 1: La **ECUACIÓN DE FORMACIÓN** del óxido de plata se escribe:



4, 1 y 2 son coeficientes estequiométricos. Cuando el coeficiente estequiométrico es 1, se omite. Esta ecuación química se lee: “4 moles de plata reaccionan con un mol de oxígeno para dar dos moles de óxido de plata”.

También pueden aparecer símbolos para expresar el estado de agregación de las sustancias: (s) sólido, (l) líquido, (g) gas y (ac) acuoso que indica que las sustancias se hallan disueltas en agua.

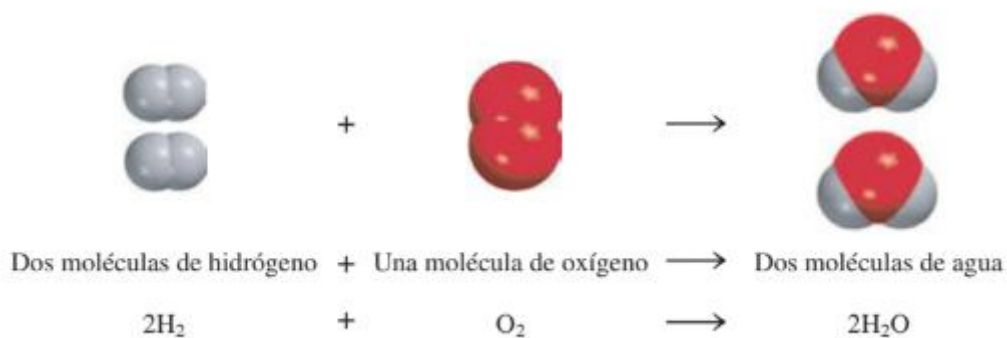
Ejemplo 2: la mezcla de una solución acuosa de hidróxido de magnesio y una solución acuosa de ácido nítrico produce una reacción química en la que se forma nitrato de magnesio y agua, que se representa mediante la ecuación química:



Esta ecuación química se lee: “Un mol de hidróxido de magnesio más dos moles de ácido nítrico, dan un mol de nitrato de magnesio y dos moles de agua”

La ecuación está balanceada, debido a que el número total de átomos de: magnesio, oxígeno, hidrógeno y nitrógeno que hay en los reactivos es exactamente igual de los que hay en los productos. O sea, la suma de las masas de los reactivos es igual a la masa total de los productos.

Ejemplo 3: La **ECUACIÓN DE FORMACIÓN** de agua a partir de sus elementos, también se puede representar por un modelo de esferas de la siguiente manera:



En este último ejemplo no se habló de **mol**, sino de **moléculas** para describir lo que se representa en el modelo de esferas.

Para resolver los ejercicios de la guía se debe trabajar con la **tabla de números de oxidación de elementos metálicos y no metálicos**:

1. Primero debe plantear la ecuación química con las **FÓRMULAS QUÍMICAS** de los reactivos y productos. Se recomienda **repasar FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS (CURSILLO DE INGRESO)**.
2. Luego se debe **balancear** la ecuación respetando el **ORDEN DE BALANCEO RECOMENDADO**.
3. Establecer las **relaciones estequiométricas** entre los reactivos y productos de una ecuación química.

Lectura complementaria: Chang, R. (2010). Capítulo 3: “Relaciones de masa en reacciones químicas” en *Química* (10a. ed., pp. 78). Mc Graw-Hill Interamericana Editores. México.

EJERCITACIÓN

- 1) Construya un mapa conceptual o esquema de las familias de compuestos inorgánicos que aprendió a FORMULAR Y NOMBRAR, en el cursillo de ingreso. *Recuerde las definiciones de fórmula química y subíndice.*

- 2) Tomando como base los aportes teóricos de esta guía, complete el cuadro con las ecuaciones químicas de las reacciones de formación y el orden de balanceo recomendado. *Identifique en la tabla periódica, provista por la cátedra, las ecuaciones de formación de los compuestos inorgánicos.*

Familia de compuestos	Ecuación de formación	Orden de balanceo
OXIDOS BÁSICOS		
OXIDOS ÁCIDOS (ANHÍDRIDOS)		
HIDRÁCIDOS		
HIDRÓXIDOS		
OXOÁCIDOS		
SALES BINARIAS		
OXOXALES		

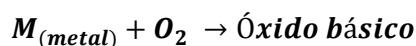
COMPUESTOS BINARIOS DEL OXÍGENO

Óxidos: son combinaciones del oxígeno con estado de oxidación -2, con otros elementos.

Según sus propiedades ácido-base se clasifican en:

- óxidos básicos (Metal y Oxígeno)
- óxidos ácidos (No Metal y Oxígeno)
- óxidos anfóteros (Elemento y Oxígeno)

• **Ecuación de formación de Óxidos básicos:**

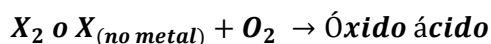


ORDEN DE BALANCEO RECOMENDADO:

1. OXÍGENOS
2. METAL

Ejemplo: ecuación de formación de óxido de litio: _____

• **Ecuación de formación de Óxidos ácidos (Anhídridos)**



ORDEN DE BALANCEO RECOMENDADO:

1. OXÍGENOS
2. NO METAL

Ejemplo: ecuación de formación de anhídrido hipobromoso: _____

*Elementos con moléculas diatómicas (X₂)

1. Oxígeno: una molécula de oxígeno está compuesta por dos átomos de oxígeno, y se simboliza O₂
2. Nitrógeno: una molécula de nitrógeno está compuesta por, y se simboliza
3. Hidrógeno: una molécula de hidrógeno está compuesta por, y se simboliza
4. Flúor: una molécula de flúor está compuesta por, y se simboliza
5. Cloro: una molécula de cloro está compuesta por, y se simboliza
6. Bromo: una molécula de bromo está compuesta por, y se simboliza
7. Iodo: una molécula de iodo está compuesta por, y se simboliza

En las reacciones químicas donde participan estas sustancias químicas se escriben como moléculas diatómicas.

• **Óxidos anfóteros**

Son casos especiales de los elementos Nitrógeno, Cromo y Manganeseo. El Cromo y el Manganeseo pueden comportarse como metal o no metal, generando los respectivos óxidos, según el número de oxidación. Si bien la nomenclatura de cada óxido dependerá del número de oxidación, la ecuación de formación es la misma y se sigue el orden de balanceo recomendado para óxidos.

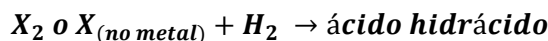
Ejemplo: ecuación de formación de óxido nítrico: _____

Caso particular: ecuación de formación de bióxido de nitrógeno: _____

COMPUESTOS BINARIOS DEL HIDRÓGENO

Hidrácidos: son compuestos que resultan de la combinación del hidrógeno con estado de oxidación +1, con los no metales flúor, cloro, bromo, yodo, azufre.

- Ecuación de formación de Ácidos Hidrácidos (Haluros de hidrógeno)



ORDEN DE BALANCEO:

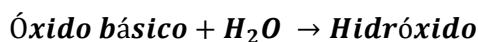
1. NO METAL
2. HIDRÓGENO

Ejemplo: ecuación de formación de hidruro de flúor: _____

COMPUESTOS TERNARIOS

HIDRÓXIDOS (BASES): son compuestos formados por un catión monoatómico e iones hidróxidos. El número de iones hidróxidos depende del número de oxidación del metal. Surgen de la combinación de un óxido básico con el agua.

- Ecuación de formación de hidróxidos:



ORDEN DE BALANCEO:

- 1- METAL
- 2- HIDRÓGENO
- 3- OXÍGENO

Ejemplo: ecuación de formación de hidróxido de cromo (III): _____

ACIDOS OXIGENADOS (OXOÁCIDOS): son compuestos formados por un anión poliatómico (oxoanión) y el ión protón. El número de iones protones depende de la carga del oxoanión. Estos compuestos surgen de la combinación de un Anhídrido (óxido ácido) y el agua.

A) Oxoácidos I

- Ecuación de formación de oxoácidos:



ORDEN DE BALANCEO:

- 1- NO METAL
- 2- HIDRÓGENO
- 3- OXÍGENO

Ejemplo: ecuación de formación de ácido nítrico: _____

B) Oxoácidos II (Casos especiales)

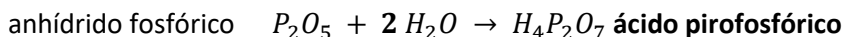
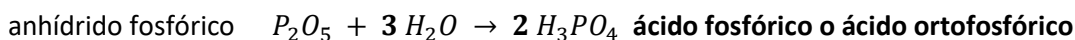
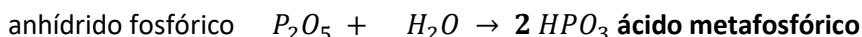
Los elementos boro, silicio, fósforo y arsénico tienen la característica de formar tres oxoácidos con el mismo estado de oxidación: la forma META, ORTO Y PIRO. El elemento cromo (Cr) forma dos oxoácidos con el estado de oxidación +6: H_2CrO_4 (ácido crómico) y $H_2Cr_2O_7$ (ácido dicrómico). Se emplea la nomenclatura tradicional (aceptada por la IUPAC). La nomenclatura y la formulación de estos casos especiales de oxoácidos se debe repasar del cursillo de ingreso.

La ecuación de formación de los oxoácidos especiales es la misma que los oxoácidos de los demás elementos:



Al balancear la ecuación notará que **cambian los coeficientes estequiométricos** para la formación de cada uno de los distintos ácidos.

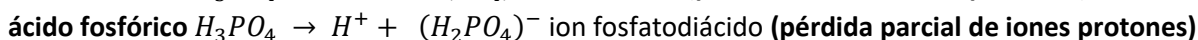
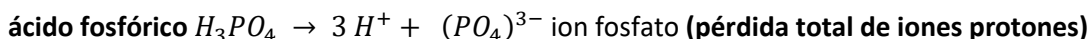
Ejemplo:



La forma ORTO y PIRO son **ÁCIDOS POLIPRÓTICOS**, es decir, pueden perder más de un ion protón cuando se disocian.

Las ecuaciones de disociación de estos ácidos pueden ser con **pérdida total de iones protones** o bien, **pérdida parcial formando un oxoanión ácido**.

Ejemplo:



SALES

SALES BINARIAS: son compuestos formados por un catión monoatómico y un anión monoatómico, es decir provenientes de un metal y un no metal respectivamente. Surgen de la neutralización de un hidróxido con un ácido hidrácido formando también agua.

- Ecuación de formación de una sal binaria:



ORDEN DE BALANCEO RECOMENDADO:

- 1- METAL
- 2- NO METAL
- 3- HIDRÓGENO
- 4- OXÍGENO

Ejemplo: ecuación de formación de cloruro de sodio: _____

OXOSALES: son compuestos formados por un catión monoatómico o poliatómico y un anión poliatómico (oxoanión). Surgen de la neutralización de un hidróxido con un oxoácido formando también agua.

- Ecuación de formación de oxosales:



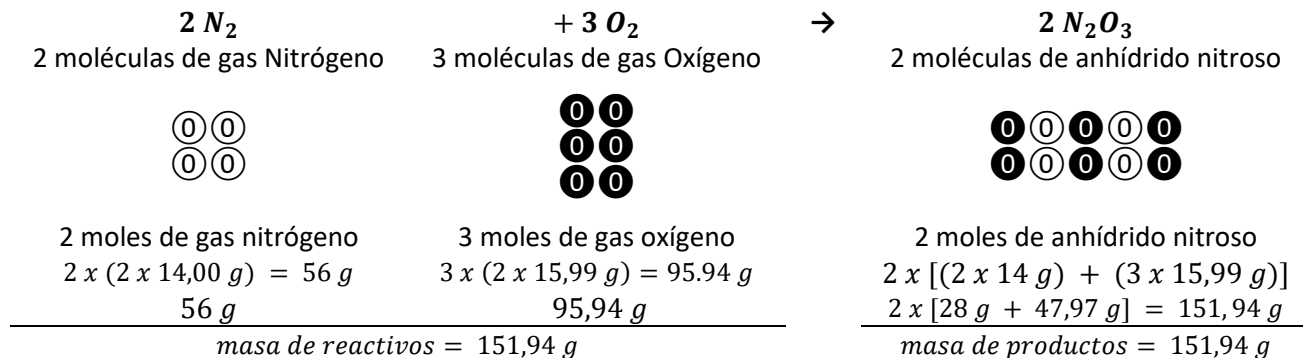
ORDEN DE BALANCEO RECOMENDADO:

- 1- METAL
- 2- NO METAL
- 3- HIDRÓGENO
- 4- OXÍGENO

Ejemplo: ecuación de formación de nitrato de calcio: _____

- 3) a) Balancee las siguientes ecuaciones químicas de formación de compuestos. b) Nombre cada uno de los reactivos y productos. c) Establezca las relaciones estequiométricas. d) Compruebe el balance de masa entre los reactivos y los productos sumando la masa total de cada uno.

Ejemplo: ecuación de formación de anhídrido nitroso



- Ecuación de formación de óxido mercurioso.
- Ecuación de formación de anhídrido sulfúrico, trióxido de dinitrógeno y anhídrido hiponitroso.
- Ecuación de formación de ácido clorhídrico, ácido clórico y ácido perclórico.
- Ecuación de formación de hidróxido ferroso, hidróxido de cobre (II) e hidróxido de aluminio.
- Ecuación de formación de cloruro de sodio, hipoclorito de sodio y fosfato ácido de hierro (III).

Ejercitación Complementaria

1) Complete el siguiente cuadro de óxidos

Fórmula	Nomenclatura		Ecuación de Formación
	Tradicional	De Stock	
	Óxido de potasio		
	Óxido de cadmio		
	Óxido níquelico		
	Óxido plumbico		
	Óxido mangánico		

	Tradicional	Estequiométrica	
	Anhídrido bromoso		
	Anhídrido sulfuroso		
	Anhídrido nitroso		
	Anhídrido mangánico		
	Anhídrido fosfórico		
	Anhídrido arsenioso		

2) Escriba la ecuación de formación de los compuestos:

- a) Hidróxido de plata:
- b) Hidróxido férrico:.....
- c) Ácido fluorhídrico:.....
- e) Hidróxido de estroncio:.....
- f) Ácido sulfhídrico:.....
- g) Hidróxido de manganeso (II):.....

3) a-Escriba los nombres (tradicionales y nomenclatura IPAC) y la ecuación de formación de los siguientes compuestos.

	Nombre tradicional / Nombre IUPAC	Ecuación de formación
Li_2O		
$Cu(OH)_2$		
HBr		
Mn_2O_7		
CrO_3		

HI		
N_2O		
NO		
CO		
$Bi(OH)$		

4) a) Complete el siguiente cuadro.

Fórmula	Nomenclatura		Ecuación de formación
	IUPAC	Tradicional	
$HClO_4$			
$NaCl$			
		fluoruro de bario	
		ácido crómico	
$KMnO_4$			
		ácido fosfórico	
			$Al(OH)_3 + 3HF \rightarrow AlF_3 + 3H_2O$
	sulfuro de cobre (II)		
		ácido dicrómico	

		nitrito níqueloso	
$Ca(BrO_3)_2$			
		sulfato de potasio	
$NaHCO_3$			
		sulfito ácido de cinc	

5) Escriba la ecuación de formación y balancee:

5.1) óxidos básicos: a) óxido de potasio; b) óxido de cobalto (III); c) óxido de hierro (II); d) óxido de bismuto (V); e) óxido de mercurio (I).

5.2) óxidos ácidos: a) monóxido de dibromo, b) trióxido de dinitrógeno, c) dióxido de carbono, d) pentaóxido de dicloro, e) trióxido de selenio.

5.3) Óxidos anfóteros: a) anhídrido crómico; b) óxido mangánico; c) anhídrido hiponitroso; d) anhídrido nitroso; e) pentaóxido de dinitrógeno.

- 6) Escriba la ecuación de formación de los ácidos del: a) flúor; b) cloro; c) bromo; e) yodo; f) azufre. Nombrar en estado gaseoso y en solución acuosa.
- 7) Escriba la ecuación de formación de las siguientes bases: a) hidróxido de mercurio (II); b) hidróxido de plata; c) hidróxido estánnico; d) hidróxido cuproso; e) hidróxido de cromo (III); f) bario; g) oro (I)
- 8) Escriba la ecuación de formación de los óxidos que forman los elementos: a) litio; b) bario; c) hierro (+3); d) estaño (+4). a) arsénico (+3, +5); b) azufre (+4, +6). a) Nitrógeno (II); b) Nitrógeno (IV); c) Manganeseo (IV); d) Cromo (III)

SERIE N° 2 RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

OBJETIVOS

-Realizar cálculos estequiométricos basados en fórmulas y ecuaciones químicas

FUNDAMENTOS TEÓRICOS

La estequiometría se ocupa del cálculo de las relaciones de masas de los elementos que forman los compuestos y de las relaciones de masas de las sustancias que intervienen en una reacción química. Repasemos definiciones importantes dadas en las clases de teoría:

Masa atómica, masa atómica relativa, peso atómico relativo, peso atómico (A_r) de un elemento, es un número adimensional (sin unidades) que indica cuántas veces es mayor la masa del elemento en relación a la masa de otro elemento que se toma como referencia.

Las masas atómicas relativas de los elementos figuran en la Tabla Periódica.

Masa molecular relativa, peso molecular relativo, peso molecular (M_r) de una sustancia, es un número adimensional que indica cuántas veces es mayor la masa de la sustancia en relación a otra tomada como referencia. Las masas moleculares relativas se calculan sumando las masas atómicas relativas de los átomos que componen una fórmula química.

Número de Avogadro (N_A): es el número de átomos de carbono individuales que hay en exactamente en doce gramos del isótopo doce del carbono (${}^{12}_6\text{C}$).

Su valor determinado por distintos métodos es: $6,0221367 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. Para los cálculos por simplicidad se trabaja con el valor, $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Mol: es la cantidad de materia que contiene tantos entes elementales (átomos, moléculas o partículas) como átomos de carbono hay en exactamente en 12 g de ${}^{12}\text{C}$.

Como el número de átomos de carbono que hay en exactamente 12 g del isótopo 12 del carbono es el número de Avogadro, podemos decir que *MOL es la cantidad de materia que contiene $6,022 \times 10^{23}$ átomos, moléculas, iones y otras partículas.*

Masa molar (M): es la masa expresada en gramos de un mol de átomos o de un mol de moléculas.

$$M = A_r (\text{g.mol}^{-1}) \text{ para un mol de átomos.}$$

$$M = M_r (\text{g.mol}^{-1}) \text{ para un mol de moléculas.}$$

Volumen molar (V_m): es el volumen que ocupa un mol de moléculas de un gas en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT).

$$V_m = 22,414 \text{ L.mol}^{-1}.$$

CNPT para los gases:

Presión: 1 atmósfera: 1 atm o 760 mm Hg

Temperatura: $0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$

EJERCITACIÓN

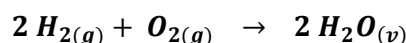
A) CÁLCULOS BASADOS EN LAS FÓRMULAS

1. El helio (He) es un gas valioso utilizado en la industria, en investigaciones en las que se requiere baja temperatura, en los tanques para buceo profundo y para inflar globos. ¿Cuántos moles de átomos de He hay en 6,46 g de He?
2. El zinc (Zn) es un metal plateado que se utiliza para fabricar latón (con cobre) y para recubrir hierro con la finalidad de prevenir la corrosión. ¿Cuántos gramos de Zn hay 0,356 moles de Zn?

3. El azufre (S) es un elemento no metálico que está presente en el carbón. Cuando el carbón se quema, el azufre se convierte en dióxido de azufre (SO₂) y finalmente en ácido sulfúrico (H₂SO₄) que da origen al fenómeno de la lluvia ácida. ¿Cuántos átomos hay en 16,3 g de S?
4. El metano (CH₄) es el principal componente del gas natural. ¿Cuántas moles de CH₄ hay en 6,07 g de CH₄?
5. ¿Cuántos átomos de hidrógeno están presentes en 25,6 g de urea [(NH₂)₂CO] utilizada entre otras cosas en la industria de elaboración de polímeros? La masa molar de la urea es 60,06 g.
6. Calcule el volumen que ocuparan en CNPT los siguientes gases: a) 8 moles de Cl₂O₃; b) 16,25 g de NH₃; c) 5 x 10¹⁸ moléculas de NO; d) 1 átomo de gas Ne.
7. El ácido fosfórico (H₃PO₄) es un líquido incoloro y viscoso que se utiliza en detergentes, fertilizantes, dentífricos y en bebidas gaseosas para “resaltar” el sabor. Calcule la masa molar del ácido fosfórico, ¿cuántas moléculas de ácido hay 15 g?
8. Frecuentemente se agrega fluoruro de estaño (II) (SnF₂) a los dentífricos como un ingrediente para evitar las caries. ¿Cuál es la masa de F en gramos que existe en 24,6 g de este compuesto?

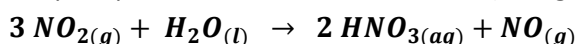
B) CÁLCULOS A PARTIR DE ECUACIONES

1. ¿Cuántos moles de H₂ se necesitan para convertir 5 moles de O₂ en H₂O?



2. Para fabricar industrialmente HNO₃ deben mezclarse NO₂ y H₂O.

Calcule: a) Los moles de NO₂ necesarios para producir 7,33 moles de HNO₃; b) Los gramos de H₂O que reaccionan.



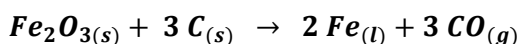
3. El óxido de titanio (IV) es una sustancia blanca que se produce a partir de la reacción entre el ácido sulfúrico con el mineral ilmenita (FeTiO₃):



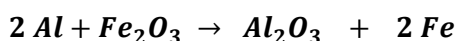
Sus propiedades de opacidad y no toxicidad lo convierten en una sustancia idónea para pigmentos de plásticos y pinturas. ¿Cuánto de mineral ilmenita y de ácido se necesitan para producir una tonelada de óxido de titanio (II)? ¿Cuánto de sulfato ferroso se produce como subproducto?

4. Un problema típico en la industria siderúrgica es determinar la masa de hierro que se puede obtener a partir de la mezcla de Fe₂O₃, el componente principal del mineral hematites; con carbono.

Calcule: a) La masa de hierro que se puede producir a partir de media tonelada de Fe₂O₃; b) Los gramos de carbono que se necesitan para producir 500 kg de Fe por reducción de Fe₂O₃; c) El volumen de CO producido en CNPT a partir de 500 g de Fe₂O₃.

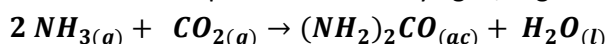


5. La reacción entre aluminio y óxido de hierro (III) puede producir temperaturas cercanas a los 3000 °C, lo que se utiliza para soldar metales:



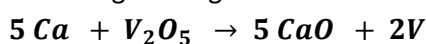
Para un proceso en el que se hicieron reaccionar 124 g de aluminio, calcule: a) la masa en gramos de Al₂O₃ que se formará b) los moles de hierro que se obtienen.

6. El amoníaco se combina con el dióxido de carbono para formar urea y agua, según la siguiente reacción:



Si reaccionan 637,2 g de amoníaco. a) ¿Cuántos gramos de urea se obtendrán? b) ¿Cuántos moles de agua se formarán?

7. En la industria el vanadio metálico, utilizado en las aleaciones con acero, se puede obtener por la reacción del óxido de vanadio con calcio, a temperatura elevada según la siguiente reacción:



Durante un proceso determinado reaccionan 1, 54x10³ g de V₂O₅ a) ¿Cuántos g de vanadio se obtienen? b) ¿Cuántos moles de óxido de vanadio (V) reaccionan con 500 g de calcio c) ¿Cuántos gramos de óxido de calcio se forman si reaccionan 2,5 moles de óxido de vanadio (V)?

EJERCICIOS DE AUTOEVALUACIÓN

- 1) Halle la masa de: a) 2,73 x 10²⁶ moléculas de HNO₂; b) 50 litros de NO₂ medidos en CNPT; c) 20 moles de NaCl.

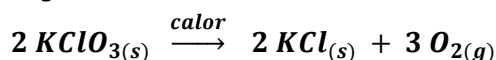
R.: a) 2,13 x 10⁴ g; b) 102,67 g; c) 1169 g.

- 2) En 44,8 litros de N₂ medidos en CNPT, calcule el número de: a) Moles de N₂; b) Moléculas de N₂; c) Átomos de N₂.

R.: a) 2 mol; b) 1,20 x 10²⁴ moléculas; c) 2,40 x 10²⁴ átomos.

- 3) ¿Cuántos gramos de KClO₃ deben ser descompuestos mediante la acción del calor para obtener: a) 5 moles de KCl; b) 60 g de O₂?

R.: a) 612,75 g KClO₃; b) 153,18 g KClO₃.

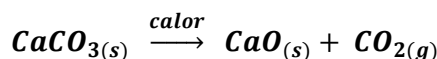


- 4) Halle el número de átomos de oxígeno que hay en: a) 1000 g de H₂O₂; b) 200 g de H₂SO₃; c) 1 mg de Al₂O₃.

R.: a) 3,34 x 10²⁵ at O; b) 4,40 x 10²⁴ at O; c) 1,77 x 10¹⁹ at O.

- 5) Por calentamiento, el CaCO₃ se descompone en CaO y CO₂. a) ¿Qué masa de CaO puede obtenerse por descomposición de 300 g de CaCO₃?; b) ¿Cuántas moléculas de CO₂ se liberan?

R.: a) 168,08 g CaO; b) 1,80 x 10²⁴ moléculas de CO₂.



- 6) a) Calcule la masa de un mol de compuesto, si 1,8 x 10¹⁸ moléculas tienen una masa de 1,11 mg; b) ¿Cuál es la masa de diez mil millones de moléculas de SO₂?

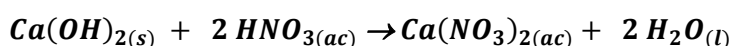
R.: a) 371,35 g; b) 1,06 x 10⁻¹² g.

- 7) Se dispone de 1 g de Ca(NO₃)₂, calcule: a) Los moles de sal; b) Número de moléculas que contiene; c) Número de átomos de cada especie.

R.: a) 6,09 x 10⁻³ mol; b) 3,67 x 10²¹ moléc.; c) 3,67 x 10²¹ át. Ca; 7,34 x 10²¹ át. N; 2,20 x 10²² át. O.

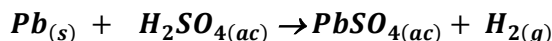
- 8) Calcule la masa de Ca(OH)₂ necesaria para neutralizar 245 g de HNO₃.

R.: 143,88 g Ca(OH)₂.



- 9) 15 g de Pb se tratan con H₂SO₄ dando PbSO₄ e H₂, calcule: a) La masa de H₂SO₄ que se consume en la reacción; b) Moles de PbSO₄ que se producen; c) Volumen de H₂ liberado en CNPT.

R.: a) 7,09 g H₂SO₄; b) 0,072 moles PbSO₄; c) 1,62 L H₂.



- 10) Una muestra de NH₃ contiene 4 x 10²⁸ moléculas. Calcule: a) La masa en gramos; b) El número de moles; c) La masa de una molécula.

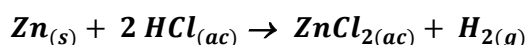
R.: a) 1,12 x 10⁶ g; b) 6,64 x 10⁴ mol; c) 2,8 x 10⁻²³ g.

- 11) Calcule las siguientes cantidades: a) Número de moléculas de Cl₂O₅ que hay en 1,25 moles; b) Número de moles que hay en 39,20 litros de NO₂ en CNPT.

R.: a) 7,52 x 10²³ moléc.; b) 1,75 mol.

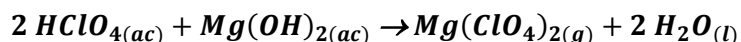
- 12) 25 g de Zn se tratan con HCl dando ZnCl₂ e H₂. Calcule: a) La masa de HCl que interviene en la reacción; b) Moles de ZnCl₂ que producen; c) Volumen de H₂ liberado en CNPT.

R.: a) 27,87 g; b) 0,38 mol; c) 8,56 L.



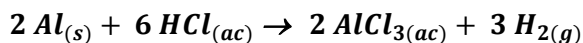
- 13) ¿Cuántos gramos de sal se producirán al hacer reaccionar 60 g de HClO_4 con $\text{Mg}(\text{OH})_2$? ¿Cuántos moles de H_2O se obtendrán?

R.: a) 66,6 g; b) 0,59 mol.



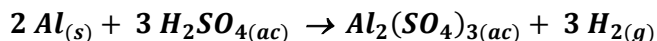
- 14) ¿Cuántos litros de H_2 en CNPT, se desprenderán por la reacción del HCl sobre 17 gramos de Al ?

R.: 21,1 L.



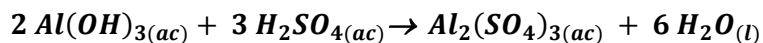
- 15) Cuando reaccionan Al y H_2SO_4 , se obtiene $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ e H_2 . ¿Cuántos gramos de Al reaccionarán totalmente con 450 g de H_2SO_4 ?

R.: 82,60 g.



- 16) 70 g de H_2SO_4 reaccionan con $\text{Al}(\text{OH})_3$. Calcule: a) Los gramos de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ que se obtienen; b) Los moles de $\text{Al}(\text{OH})_3$ que reaccionan; c) El número de moléculas de H_2O formadas.

R.: a) 81,41 g; b) 0,47 mol; c) $8,60 \times 10^{23}$ moléculas.



- 17) Para la reacción del Al con I_2 , calcule: a) Los moles de AlI_3 que se forman; b) Los gramos de AlI_3 que se obtienen a partir de 1,68 moles de I_2 .

R.: a) 1,12 mol; b) 456,96 g.

SERIE N° 3 REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN (REDOX)

FUNDAMENTOS TEÓRICOS

REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

Las reacciones en las que hay transferencia de electrones se denominan de **oxidación-reducción (redox)**. En este tipo de reacciones un reactivo pierde uno o más electrones (HEMIREACCIÓN DE OXIDACIÓN) y otro reactivo gana uno o más electrones (HEMIREACCIÓN DE REDUCCIÓN). En estas reacciones químicas ocurren simultáneamente una oxidación y una reducción.

NÚMERO O ESTADO DE OXIDACIÓN

Con el fin de seguir las transferencias de electrones en los procesos redox se define el número de oxidación.

El **número o estado de oxidación de un elemento** en un compuesto es su capacidad de combinación y se lo escribe con signo positivo (+) o negativo (–). El signo será positivo o negativo dependiendo de las electronegatividades relativas de los dos elementos que forman un enlace químico.

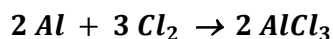
En la práctica los números de oxidación se obtienen aplicando las siguientes reglas:

- Regla I: el número de oxidación de un elemento al estado libre (sin combinarse) o combinado con otro igual es cero. Ejemplos: Na, Ni, H₂, Cl₂, O₂.
- Regla II: el número de oxidación del oxígeno combinado es –2, salvo en los peróxidos (H₂O₂) que tiene –1 y en los superóxidos que tiene –1/2. Ejemplo: KO₂
- Regla III: el número de oxidación el hidrógeno combinado es +1; salvo en los hidruros metálicos que tiene –1. Ejemplo: NaH
- Regla IV: el estado de oxidación de los metales alcalinos combinados es +1 y los alcalinos-térreos +2 (en todos los casos). Ejemplo: Na₂O, CaO
- Regla V: en una molécula la suma de los números de oxidación de todos los átomos es igual a 0 (cero).
- Regla VI: en los iones monoatómicos el número de oxidación es igual a la carga del ión. Ejemplo: el ion Cu⁺ tiene estado de oxidación +1; el ion Fe³⁺, +3; el ion I[–], –1, etc.
- Regla VII: en los iones poliatómicos (SO₄^{2–}; NO₃[–]) la suma de los números de oxidación de todos los átomos es igual a la carga del ión.

OXIDACIÓN: un átomo o un ión se oxida cuando pierde uno o más electrones. Cuando esto ocurre la especie química experimenta un aumento en el número de oxidación.

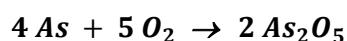
REDUCCIÓN: un átomo o un ión se reduce cuando gana uno o más electrones, experimentando una disminución en el número de oxidación.

Ejemplos:



El Al se oxida (Nº oxidación 0 → +3)

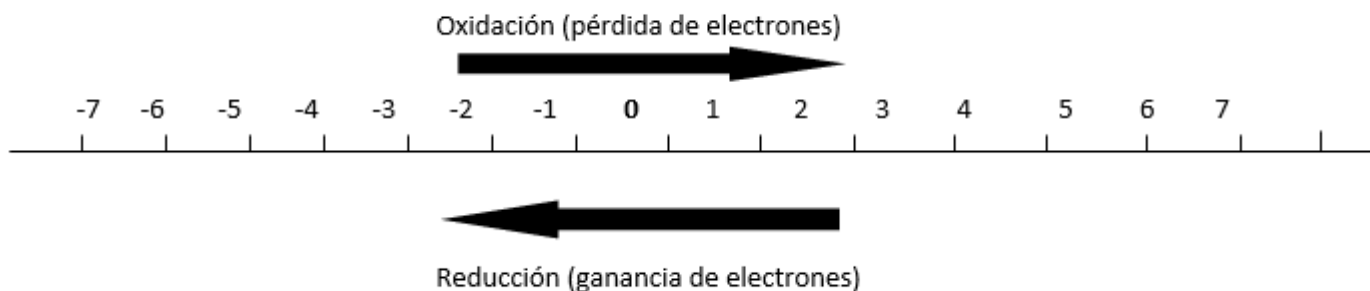
El Cl se reduce (Nº oxidación 0 → –1)



El As se oxida (Nº oxidación 0 → +5)

El O se reduce (Nº oxidación 0 → –2)

El número de electrones perdidos o ganados pueden ser determinados teniendo en cuenta la siguiente regla:



Por ejemplo: el Al se oxida de 0 a +3, como en la recta numérica corresponde 3 lugares al pasar de 0 a +3, el Al pierde tres electrones. En cambio, como el átomo de Cl se reduce de 0 a -1, gana un electrón.

Por otra parte, siempre que ocurra una oxidación tiene que haber una reducción. Además, el número de electrones perdidos deben ser igual al número de electrones ganados.

Se debe tener en cuenta los casos especiales de aquellos átomos que al estado libre forman moléculas diatómicas. En el ejemplo citado, el cloro es una molécula diatómica, por lo tanto, al ocurrir la reducción hay que considerar que cada uno de los átomos de cloro que conforman la molécula está ganando un electrón.

AGENTES OXIDANTES Y REDUCTORES

En una reacción redox se tiene, corrientemente, dos reactivos. Uno de ellos es el agente oxidante y el otro el agente reductor. Un agente oxidante es aquel que oxida a otra especie química, para ello debe quitarle electrones a esa especie química, por lo tanto, el **agente oxidante se reduce**.

Un agente reductor efectúa la reducción de otra especie química. Para ello debe ceder electrones a esa especie. Por esto el **agente reductor se oxida** en la reacción.

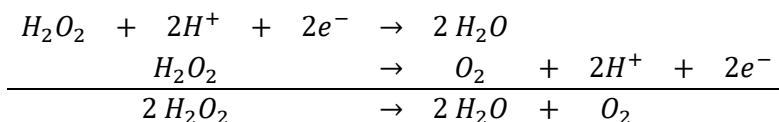
Por ejemplo, en la reacción $2 \text{Al} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{AlCl}_3$; el Cl_2 es el agente oxidante, porque oxida al aluminio de 0 a +3, mientras que el cloro se reduce de 0 a -1.

El agente reductor es el aluminio, porque reduce al cloro de 0 a -1, mientras que en el proceso el aluminio se oxida de 0 a +3.

REACCIONES DE DISMUTACIÓN:

Como dismutaciones (o desproporción) se denominan las reacciones redox donde un elemento es al mismo tiempo oxidado y reducido.

Un ejemplo es la descomposición del peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) los productos de este proceso son el oxígeno molecular y el agua.



En este ejemplo el oxígeno presente en el agua oxigenada se encuentra en el estado de oxidación -1 y como producto de la descomposición pasa al estado de oxidación 0 en el oxígeno elemental (O_2), entonces es oxidado y al mismo tiempo pasa al estado de oxidación -2 en el agua, entonces es reducido.

Los halógenos (con excepción del flúor) son otro ejemplo de reacciones de dismutación cuando se disuelven en agua.

BALANCEO DE REACCIONES REDOX:

Para las reacciones redox que ocurren en medio acuoso las ecuaciones químicas se balancean por el método del ION-ELECTRÓN. En este seminario utilizaremos este método en disoluciones en medio ácido, lo que implica la presencia de un ácido en medio acuoso. Generalmente en estas condiciones el ácido se encuentra disociado en anión y protón (H^+) o protones.

Cuando se aplica el método del ion electrón cada hemireacción, semireacción o ecuación parcial de oxidación y reducción debe estar balanceada desde el punto de vista de las masas y las cargas eléctricas.

El método de ión-electrón consiste en seguir los siguientes pasos:

Paso 1: escribir la ecuación química redox de forma iónica. Sólo los **ácidos, hidróxidos y sales** se escriben disociados en sus iones

Paso 2: determinar los números de oxidación de los elementos que participan de la reacción (reactivos y productos) e identificar el par que se oxida y el que se reduce.

Paso 3: escribir las dos hemireacciones utilizando la fórmula completa del ión o molécula donde se encuentren los elementos que se están oxidando o reduciendo.

Paso 4: balancear los elementos que no sean oxígeno ni hidrógeno.

Paso 5: balancear el hidrógeno y el oxígeno usando protones (H^+) y moléculas de agua (H_2O). Por cada oxígeno en exceso de un lado de la hemireacción escribir 1 molécula de agua en el lado contrario. Luego añadir los H^+ necesarios para balancear los átomos de hidrógeno en el otro lado de la hemireacción.

Paso 6: balancear las cargas eléctricas añadiendo electrones (e^-) a cada hemireacción. El número de cargas en cada lado de la hemireacción debe ser **igual**.

Paso 7: el número de electrones ganados y perdidos debe ser igual, por ello se debe multiplicar cada hemireacción por el número apropiado para hacer que el número de electrones sea el mismo en cada hemireacción.

REACTIVIDAD QUÍMICA DE LOS ELEMENTOS

Conocer la reactividad química relativa de los elementos permite predecir muchas reacciones químicas.

Metales como el sodio, magnesio, cinc y hierro, que reaccionan con disoluciones de ácidos para liberar hidrógeno, son más reactivos que el hidrógeno. En cambio, otros metales como el cobre, la plata o el mercurio no reaccionan con disoluciones de ácidos para liberar hidrógeno porque son menos reactivos que el hidrógeno.

Metal	Reacción de oxidación
Litio	$Li(s) \longrightarrow Li^+(ac) + e^-$
Potasio	$K(s) \longrightarrow K^+(ac) + e^-$
Bario	$Ba(s) \longrightarrow Ba^{2+}(ac) + 2e^-$
Calcio	$Ca(s) \longrightarrow Ca^{2+}(ac) + 2e^-$
Sodio	$Na(s) \longrightarrow Na^+(ac) + e^-$
Magnesio	$Mg(s) \longrightarrow Mg^{2+}(ac) + 2e^-$
Aluminio	$Al(s) \longrightarrow Al^{3+}(ac) + 3e^-$
Manganeso	$Mn(s) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 2e^-$
Zinc	$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^-$
Cromo	$Cr(s) \longrightarrow Cr^{3+}(ac) + 3e^-$
Hierro	$Fe(s) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + 2e^-$
Cobalto	$Co(s) \longrightarrow Co^{2+}(ac) + 2e^-$
Níquel	$Ni(s) \longrightarrow Ni^{2+}(ac) + 2e^-$
Estaño	$Sn(s) \longrightarrow Sn^{2+}(ac) + 2e^-$
Plomo	$Pb(s) \longrightarrow Pb^{2+}(ac) + 2e^-$
Hidrógeno	$H_2(g) \longrightarrow 2H^+(ac) + 2e^-$
Cobre	$Cu(s) \longrightarrow Cu^{2+}(ac) + 2e^-$
Plata	$Ag(s) \longrightarrow Ag^+(ac) + e^-$
Mercurio	$Hg(l) \longrightarrow Hg^{2+}(ac) + 2e^-$
Platino	$Pt(s) \longrightarrow Pt^{2+}(ac) + 2e^-$
Oro	$Au(s) \longrightarrow Au^{3+}(ac) + 3e^-$



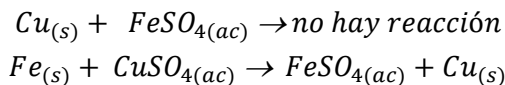
La **Serie de actividad de los metales** indica la facilidad con que los elementos se oxidan o pierden electrones. El elemento que se oxida con más facilidad encabeza la lista y con mayor dificultad en la parte inferior.

Un metal en su estado elemental puede desplazar al ión de un segundo metal de su disolución siempre que, en la serie de actividad, el metal en su estado elemental se encuentre arriba del segundo metal en estado iónico.

Por ejemplo, cuando se introduce un alambre de cobre en una disolución de sulfato ferroso no ocurre reacción química, pero si se introduce un clavo de hierro en una disolución de sulfato cúprico, este se recubre de una capa de cobre metálico. Este comportamiento se debe a que el cobre está abajo del hierro en la serie, pierde electrones con menor facilidad que el hierro y, por consiguiente, no desplazará a los iones Fe^{2+} de la disolución.

En cambio, el clavo se recubre de cobre ya que el hierro metálico reacciona con los iones Cu^{2+} en disolución y el cobre se reduce a cobre metálico.

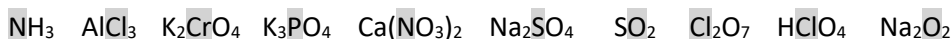
Las ecuaciones son:



EJERCITACIÓN

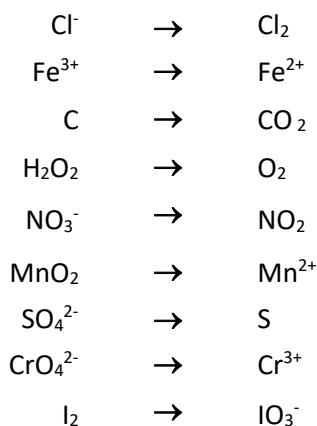
1) a) Sabiendo que el único estado de oxidación combinado del flúor es -1, y utilizando las reglas dadas anteriormente, determinar los números de oxidación de los elementos diferentes del hidrógeno y el oxígeno en los siguientes compuestos: PH_3 , H_2S , CrF_3 , H_2SO_4 , H_2SO_3 y Al_2O_3

b) En cada una de las fórmulas que figuran a continuación calcular el número de oxidación del elemento sombreado en gris:



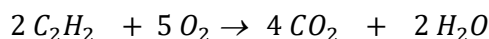
c) En cada una de las fórmulas de los iones que figuran a continuación calcular el número de oxidación del elemento sombreado en gris: NO_2^- SO_3^{2-} MnO_4^- ClO_3^- CrO_4^{2-} Al^{3+} ClO^- SO_4^{2-} PO_4^{3-}

2) Balancear por el método del ión-electrón, las siguientes hemireacciones (reacciones parciales) e indicar si es una oxidación o una reducción:



3) El soplete de oxiacetileno es un dispositivo utilizado para cortar y soldar metales que funciona mediante la combinación de oxígeno y acetileno (C_2H_2), un gas combustible orgánico. Cuando este gas se quema en presencia de oxígeno atmosférico, la reacción de combustión es incompleta y se produce una llama amarilla de muy baja temperatura. Sin embargo, si se agrega oxígeno a la reacción, la combustión resulta completa y adquiere un poder calorífico muy alto que permite cortar placas de acero, que resultaría imposible hacer de manera mecánica.

La ecuación de la combustión completa del acetileno es la siguiente:



Indique el agente oxidante y reductor para esta reacción química.

4) Utilizando la **Serie de actividad de los metales** justificar los siguientes comportamientos:

a) El calcio reacciona con agua fría para producir hidrógeno y el magnesio reacciona con vapor de agua (100°C) para producir hidrógeno ¿Por qué presentan diferente reactividad estos metales frente al mismo reactivo?

b) Cuando se introduce un espiral de cobre en una disolución de nitrato de plata (AgNO_3), se empieza a depositar plata libre sobre el cobre. Conforme se va efectuando la reacción, se observa la aparición de un color azul en la disolución, lo que indica la presencia de iones Cu^{2+} . En cambio, si se introduce un alambre de plata en una disolución de nitrato cúprico $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ no hay reacción.

c) El cinc metálico y el ácido sulfúrico diluido son dos reactivos de uso común en el laboratorio para producir hidrógeno gaseoso. En reemplazo del cinc ¿se puede utilizar cobre?

d) El latón es una aleación de cinc y cobre. En el latón de uso industrial, el cinc siempre tiene una presencia de menos del 50%. Ofrece las mismas propiedades básicas del cobre, pero el precio del latón es menor; además, resulta más fácil de trabajar y es más resistente. Cuando el latón está en contacto con agua salada hay corrosión. El cinc de la aleación se disuelve y queda cobre casi puro. Explicar por qué el cinc se disuelve preferentemente antes que el cobre.

5) La soldadura con termita o soldadura aluminotérmica se utiliza para soldar rieles. Consiste en mezclar polvo de aluminio y óxido de hierro (III) que al calentarlos entran en reacción, desprendiendo gran cantidad de calor que funde el hierro y permite la unión de las piezas.

a) Escribir la ecuación de la reacción entre el aluminio en polvo y el óxido de hierro (III).

b) Utilizando la serie de actividad de los metales explicar por qué ocurre la reacción.

6) Indicar si pueden ocurrir o no reacciones químicas, si:

a) Se coloca sodio metálico en ácido clorhídrico muy diluido (10^{-4} M).

b) Se introduce un trozo de plomo en disolución de nitrato de magnesio.

c) Se coloca mercurio en una disolución de nitrato de plata.

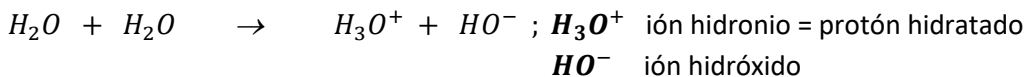
Escriba la ecuación de las reacciones químicas que sí podrían ocurrir.

7) ¿Es conveniente transportar una solución de cloruro de mercurio (II) (HgCl_2) en un camión cuyo tanque es de aluminio? Justifique su respuesta.

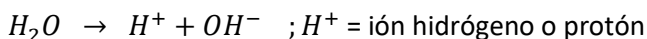
SERIE N° 4
PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA (K_w) - CONCEPTO DE pH Y pOH

FUNDAMENTOS TEÓRICOS

El agua pura está disociada, aunque en una porción muy pequeña (una molécula cada diez millones) en iones hidronio e hidróxido:



Esta es la auténtica ecuación de disociación del agua. Lo más común es escribir la forma simplificada:



La constante de equilibrio de esta reacción reversible es:

$$K = \frac{[H^+].[HO^-]}{[H_2O]}$$

La concentración del agua pura, sin disociar, es tan grande en comparación con la parte disociada que se considera constante, por lo que se agrega a K:

$$K \cdot [H_2O] = [H^+].[HO^-]$$

El primer miembro es una constante denominada **producto iónico** del agua: K_w

$$K_w = [H^+].[HO^-]$$

El valor experimental de K_w a 25°C es 1 x 10⁻¹⁴ mol²/litro².

$$[H^+].[HO^-] = 1 \times 10^{-14}$$

En el agua pura se cumple que [H⁺] = [HO⁻], por lo tanto, tendrán un valor de 10⁻⁷ mol/litro cada especie iónica.

Cuando al agua se le agrega un ácido, como el HCl, ésta se disocia en Cl⁻ y H⁺, por lo que un ácido en agua es una fuente de H⁺, esto hace que la [H⁺] sea mayor que la [HO⁻]; por esta razón se dice que se obtiene una **solución ácida**. En cambio, cuando se añade una base como el NaOH, ésta actúa como fuente de HO⁻, porque se disocia en Na⁺ y HO⁻. En una **solución alcalina o básica** se cumple que la [H⁺] sea menor que la [HO⁻]. Ahora, si la solución tiene una [H⁺] igual a la [HO⁻] se dice que esta es **neutra**.

En las soluciones ácidas o alcalinas la [H⁺] puede variar entre valores de 1 mol/L hasta 10⁻¹⁴ mol/L.

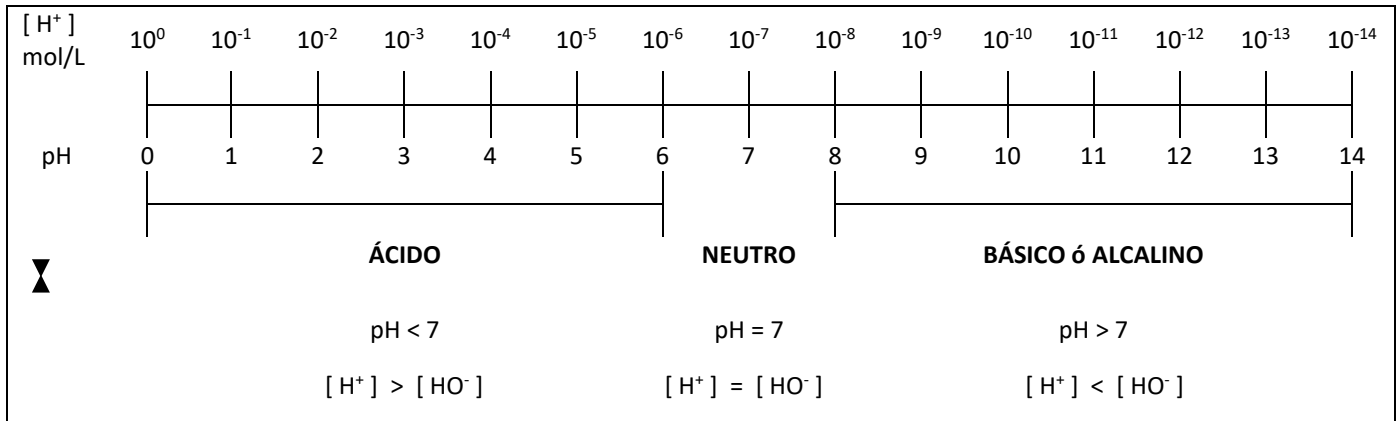
Para evitar el uso de fracciones muy pequeñas o de exponentes negativos, se introduce un nuevo concepto, el llamado **potencial hidrógeno o pH**.

Se define como pH al logaritmo decimal negativo de la concentración molar de protones.

$$pH = -\log [H^+]$$

El **pH** es el parámetro o magnitud que se debe conocer para determinar si una solución, o líquido biológico, o un suelo es ácido, básico o neutro.

Los valores del pH oscilan entre 0 y 14, lo que corresponde a una variación en la concentración de iones de hidrógeno de 1 a 10^{-14} mol/L. Esto se sintetiza en la llamada **escala de pH**.



Por otra parte, en base a la definición de pH, se deduce que la concentración de iones H⁺ está dada por la relación:

$$[H^+] = 10^{-pH}$$

CONCEPTO DE pOH:

De forma análoga al pH, se puede definir al **potencial hidróxido o pOH**. El pOH es el logaritmo decimal negativo de la concentración molar de iones hidróxidos:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

RELACIÓN ENTRE pH y pOH:

El pH y el pOH están relacionado por la expresión: $pH + pOH = 14$ (se la puede deducir aplicando logaritmos al producto iónico del agua).

DETERMINACIÓN DE LA [H⁺] EN ÁCIDOS:

- Si la concentración del ácido está expresada en M (mol. L⁻¹) se aplica la relación:

$$[H^+] = \text{concentración molar del ácido} \times \text{número de } H^+ \text{ que tenga el ácido}$$
- Si la concentración del ácido está expresada en N (eq-g. L⁻¹) se cumple:

$$[H^+] = \text{concentración del ácido}$$

DETERMINACIÓN DE LA [OH⁻] EN HIDRÓXIDOS:

- Si la concentración del hidróxido está expresada en M (mol. L⁻¹), se cumple:

$$[OH^-] = \text{concentración en } \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ del hidróxido} \times \text{número de } OH^- \text{ que tenga la base}$$
- Si la concentración de la base está expresada en N (eq-g. L⁻¹) se cumple:

$$[OH^-] = \text{concentración del hidróxido}$$

EJERCITACIÓN

1. a) ¿Cuál es la $[H^+]$ de una solución que tiene una $[HO^-]$ de $1,3 \times 10^{-8}$ mol/L y otra de 1×10^{-10} mol/L?; b) Calcule la $[HO^-]$ si la $[H^+]$ de una solución es $3,3 \times 10^{-3}$ mol/L y otra de 1×10^{-5} mol/L.
2. Calcule: a) El pH de una solución de H_2SO_4 0,002 M; b) El pH de una solución de $Fe(OH)_3$ 4×10^{-3} M. c) Halle el pH de una solución de H_3PO_4 $3,97 \times 10^{-3}$ N.
3. ¿Qué pH tendrá una solución de $Fe(OH)_2$ si contiene 2,3 g de hidróxido disuelto en 125 ml de solución?
4. Calcule el pH y el pOH de una solución que contiene 0,05 mg de HCl por cada 1000 ml de solución.
5. Halle la concentración de H^+ de las siguientes soluciones: a) pH = 5,3; b) pH = 8,33

EJERCICIOS DE AUTOEVALUACIÓN

- 1) Calcule el pH de una disolución cuya $[HO^-]$ vale: a) $6,70 \times 10^{-11}$ M; b) 0,0046 mol/L; c) $5,60 \times 10^{-3}$ M. R.: a) 3,82; b) 11,66; c) 11,74.
- 2) ¿Cuál es el pH de una disolución de $Ca(OH)_2$ 0,150 M? R.: 13,49.
- 3) ¿Cuál es el pH de una solución que contiene 0,150 g de KOH en 25 ml de solución? R.: 13,03.
- 4) Se prepara 250 ml de solución que contiene 0,06328 mol de HNO_3 . ¿Cuál es su pH? R.: 0,60.
- 5) Halle la $[H^+]$ y la $[HO^-]$ de una disolución cuyo pH vale 10,60. R.: $[H^+] = 2,51 \times 10^{-11}$ mol/L; $[HO^-] = 3,98 \times 10^{-4}$ mol/L.
- 6) El pH del agua pura es 7. ¿Cuál es la concentración de protones e hidróxidos? R.: 1×10^{-7} mol/L; 1×10^{-7} mol/L.
- 7) La sangre suele tener un pH de 7,4 en cambio la cerveza 4,7. ¿Cuál es la concentración de protones en ambos casos? R.: $3,98 \times 10^{-8}$ mol/L; $1,99 \times 10^{-5}$ mol/L.
- 8) ¿Cuál es el pH de una solución cuya $[HO^-]$ es $3,35 \times 10^{-10}$ M? R.: 4,53.
- 9) Calcule el pH de las siguientes soluciones: a) 0,10 M HNO_3 ; b) 0,01 M $Mg(OH)_2$; c) 1×10^{-3} M NaOH; d) 0,0007 M H_2SO_4 ; e) 1 M HCl. R.: a) 1; b) 12,31; c) 11; d) 2,85; e) 0.
- 10) Calcule el pH de una solución que contiene 1,96 g de HCl por litro de solución. R.: 1,27.
- 11) ¿Cuál es la M de una solución de $Ba(OH)_2$ si tiene un pH = 12,50? R.: 0,0158 M
- 12) ¿Cuál es la M de una solución de HCl si tiene un pH = 6,4? R.: $3,98 \times 10^{-7}$ M.
- 13) ¿Cuál es la normalidad y la molaridad de una solución de HNO_3 si tiene un pH = 5,8? R.: $1,58 \times 10^{-6}$ N; $1,58 \times 10^{-6}$ M.
- 14) La $[H^+]$ en una botella de vino de mesa fue de $3,2 \times 10^{-4}$ mol/L inmediatamente después de haberla destapado. Sólo se consumió la mitad de vino. Se encontró que la otra mitad, después de haber permanecido expuesto al aire durante un mes tuvo una $[H^+] = 1 \times 10^{-3}$ mol/L. Calcule el pH del vino en ambas circunstancias.
Nota: El etanol (alcohol) en presencia de O_2 se convierte en ácido acético. R.: 3,49 y 3 respectivamente.
- 15) La concentración de SO_2 de la atmósfera en cierta región es de 0,12 ppm. Calcule el pH del agua de lluvia como consecuencia de este contaminante. R.: 5,43.

BIBLIOGRAFÍA:

- Atkins Peter; Jones Loretta; *Química. Moléculas. Materia. Cambio.* Tercera Edición. Prentice-Hall Hispanoamericana, México.
- Brown, Theodore L.; Le May, H. Eugene, Jr. *Química. La ciencia central.* Novena Edición Prentice-Hall Hispanoamericana, México.
- Chang, Raymond. *Química.* Séptima Edición. Mc Graw-Hill Interamericana Editores. México.
- Hein Morris; Arena Susan; *Fundamentos de Química.* Doceava Edición. Cengage Learning, México.