

**CARRERA DE INGENIERÍA QUÍMICA**  
**PROPEDÉUTICO. MATERIAL DE APOYO DE QUÍMICA.**

Bienvenido(a) a la carrera de Ingeniería Química. El objetivo del siguiente material es proporcionarte una guía básica para adaptarte a la vida universitaria. Te proporcionaremos algunas herramientas y conocimientos básicos para tu desarrollo académico, pero, es muy importante que cuentes con disciplina, hábitos de estudio, resuelvas dudas, consultes libros y, sobre todo, tengas disposición a la adquisición de nuevo conocimiento en este ciclo que estás por comenzar.

Esperamos te sea de utilidad ¡Qué tengas un buen inicio de semestre!

M. en C. Pedro Lavias Hernández

M. en C. Miguel Ángel Romero Aguilar

• USO DE LAS TIC'S

La UNAM te proporciona acceso gratuito a un correo institucional (@comunidad.unam.mx) que concede el acceso a la Biblioteca Digital; adicionalmente, puedes utilizar la red inalámbrica Universitaria (RIU), software gratuito, almacenamiento personal en la nube (OneDrive de 1TB) y Microsoft Office Professional Plus para trabajar en PC, tableta o smartphone (instalación en hasta 5 dispositivos). A continuación, enlistamos los enlaces que puedes consultar desde la comodidad de tu hogar:

- Correo UNAM <http://www.comunidad.unam.mx/> ▪ Biblioteca digital <https://bidi.unam.mx/>
- Red Inalámbrica Universitaria (RIU) <http://www.riu.unam.mx/>
- Software gratuito (Office, antivirus, otros) <https://www.software.unam.mx>

• MATERIAL

Los siguientes materiales, facilitarán algunos cálculos en las asignaturas durante tu carrera, por lo que te aconsejamos contar con ellos durante tu desarrollo académico.

- Tabla periódica (Impresa o digital); puedes consultar una básica en la página de la IUPAC (<https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/>) o buscar alguna otra en libros digitales.
- Calculadora científica.
- Tabla de factores de conversión de unidades; algunas las encontrarás en libros digitales de química, fisicoquímica o incluso internet, solo ten cuidado de buscar en fuentes confiables.
- Tabla de prefijos del Sistema Internacional; puedes buscar en internet o en libros digitales de química y fisicoquímica principalmente.
- Tabla de propiedades termodinámicas (entalpía, entropía y energía libre de Gibbs); se encuentran al final de los libros, físicos o digitales, de fisicoquímica.
- Tabla de cationes y aniones.

Aniones más comunes				
Oxianiones				Aniones
Per-ato	ato	ito	Hipo-ito	
	Acetato $\text{CH}_3\text{COO}^-$			Antimoniuro $\text{Sb}^{3-}$
	Aluminato $\text{AlO}_3^{3-}$			Arseniuro $\text{As}^{3-}$
	Antimoniato $\text{SbO}_4^{3-}$	Antimonito $\text{SbO}_3^{3-}$	Hipoantimonito $\text{SbO}_2^{3-}$	Boruro $\text{B}^{3-}$
	Arseniato $\text{AsO}_4^{3-}$	Arsenito $\text{AsO}_3^{3-}$		Bromuro $\text{Br}^-$
	Bicarbonato $\text{HCO}_3^-$			Carburo $\text{C}^{4-}$
	Bismutato $\text{BiO}_3^-$	Bismutito $\text{BiO}_2^-$		
	Borato $\text{BO}_3^{3-}$	Borito $\text{BO}_2^{3-}$		Cianuro $\text{CN}^-$
Perbromato $\text{BrO}_4^-$	Bromato $\text{BrO}_3^-$	Bromito $\text{BrO}_2^-$	Hipobromito $\text{BrO}^-$	Cloruro $\text{Cl}^-$
	Carbonato $\text{CO}_3^{2-}$			Fluoruro $\text{F}^-$
Perclorato $\text{ClO}_4^-$	Clorato $\text{ClO}_3^-$	Clorito $\text{ClO}_2^-$	Hipoclorito $\text{ClO}^-$	Fosfuro $\text{P}^{3-}$
	Cromato $\text{CrO}_4^{2-}$			Hidroxido $\text{OH}^-$
	Dicromato $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$			Hidruro $\text{H}^-$
	Estannato $\text{SnO}_4^{4-}$			Yoduro $\text{I}^-$
	Fosfato $\text{PO}_4^{3-}$	Fosfito $\text{PO}_3^{3-}$	Hipofosfito $\text{PO}_2^{3-}$	Nitruro $\text{N}^{3-}$
	Nitrato $\text{NO}_3^-$	Nitrito $\text{NO}_2^-$		Oxido $\text{O}^{2-}$
	Oxalato $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$			Peróxido $\text{O}_2^{2-}$
	Seleniato $\text{SeO}_4^{2-}$	Selenito $\text{SeO}_3^{2-}$		Seleniuro $\text{Se}^{2-}$
Permanganato $\text{MnO}_4^-$	Manganato $\text{MnO}_4^{2-}$			Siliciuro $\text{Si}^{4-}$
	Molibdato $\text{MoO}_4^{2-}$			
	Silicato** $\text{SiO}_3^{2-}$			Sulfocianuro o Tiocianato $\text{SCN}^-$
	Sulfato $\text{SO}_4^{2-}$	Sulfito $\text{SO}_3^{2-}$		Sulfuro $\text{S}^{2-}$
	Telurato $\text{TeO}_4^{2-}$	Telurito $\text{TeO}_3^{2-}$		Teluro $\text{Te}^{2-}$
	Tiosulfato $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$			
Peryodato $\text{IO}_4^-$	Yodato $\text{IO}_3^-$	Yodito $\text{IO}_2^-$	Hipoyodito $\text{IO}^-$	

Cationes más comunes					
Cationes metálicos					
Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre	Símbolo
Al (III)	$Al^{3+}$	Estaño (II)	$Sn^{2+}$	Paladio (IV)	$Pd^{4+}$
Arsénico (III)	$As^{3+}$	Estaño (IV)	$Sn^{4+}$	Plata (I)	$Ag^+$
Arsénico (V)	$As^{5+}$	Estroncio (II)	$Sr^{2+}$	Platino (II)	$Pt^{2+}$
Bario (II)	$Ba^{2+}$	Fierro (II)	$Fe^{2+}$	Platino (IV)	$Pt^{4+}$
Berilio (II)	$Be^{2+}$	Fierro (III)	$Fe^{3+}$	Plomo (II)	$Pb^{2+}$
Cadmio (II)	$Cd^{2+}$	Litio (I)	$Li^+$	Plomo (IV)	$Pb^{4+}$
Calcio (II)	$Ca^{2+}$	Magnesio (II)	$Mg^{2+}$	Potasio (I)	$K^+$
Cesio (I)	$Cs^+$	Mercurio (I)	$Hg_2^{2+}$	Rubidio (I)	$Rb^+$
Cobalto (II)	$Co^{2+}$	Mercurio (II)	$Hg^{2+}$	Sodio (I)	$Na^+$
Cobalto (III)	$Co^{3+}$	Niquel (II)	$Ni^{2+}$	Vanadio (II)	$V^{2+}$
Cobre (I)	$Cu^+$	Niquel (III)	$Ni^{3+}$	Vanadio (III)	$V^{3+}$
Cobre (II)	$Cu^{2+}$	Oro (I)	$Au^+$	Vanadio (IV)	$V^{4+}$
Cromo (II)	$Cr^{2+}$	Oro (III)	$Au^{3+}$	Vanadio (V)	$V^{5+}$
Cromo (III)	$Cr^{3+}$	Paladio (II)	$Pd^{2+}$	Zinc (II)	$Zn^{2+}$
Cromo (VI)	$Cr^{6+}$	Estroncio (II)	$Sr^{2+}$		
Cationes no metálicos					
Nombre	Símbolo				
Amonio	$NH_4^+$				
Fosfonio	$PH_4^+$				
Hidrógeno (I)	$H^+$				
Hidronio	$H_3O^+$				

• BIBLIOGRAFÍA BÁSICA

Si bien existen diversos libros para abordar los temas de Química I, consideramos que, para iniciar en el dominio de términos, fenómenos y explicaciones, puedes comenzar con los siguientes:

- Química. Raymond Chang. 10ª Ed. Mc Graw Hill
- Química General. Ralph H. Petrucci. 10ª Ed. Prentice Hall.
- Fundamentos de Química Analítica. Skoog DA. 8a ed. Gale; 2009.

• TEMÁS BÁSICOS

Para abordar éstos temas, es importante que repases las siguientes definiciones : Química, elemento, compuesto, mezcla, mol, número atómico (Z), número de masa (A), isótopo, isóbaro, catión, anión.

○ Introducción a la Química inorgánica

En la antigüedad, el número de compuestos químicos era poco, sin embargo, hoy en día existe una gran cantidad de sustancias químicas, todas diferentes en su estructura; esto genera la necesidad de buscar una metodología para nombrar a los compuestos diferenciando entre la nomenclatura orgánica (para los compuestos del carbono) y la nomenclatura inorgánica (para compuestos diferentes a los del carbono). Algunos conceptos básicos son:

- Elemento químico: Aquel que aparece en la tabla periódica; es catalogado como una sustancia pura y está formado por un mismo tipo de átomos.
- Símbolo químico: Formado por una o dos letras (La primera siempre mayúscula).
- Nombre químico: Nombre del elemento (Puede provenir del nombre del descubridor, lugares, raíz latina, etc.)
- Átomo neutro: Aquel que no tiene carga; posee el mismo número de protones (carga positiva) y electrones (carga negativa)
- Especie química: Término utilizado para designar un átomo, molécula, catión, anión o especie neutra.
- Ión: Especie química que tiene carga positiva o negativa
  - Catión: Especie química que tiene carga positiva (Ha perdido electrones)
  - Anión: Especie química que tiene carga negativa (Ha ganado electrones)
- Valencia: El número de cargas (positivas y negativas) que puede tener un elemento químico.
- Número de oxidación: El valor de la carga que posee un elemento químico.

Ejemplos:

Símbolo: Cl

Nombre: Cloro

Valencias: 6

Números de oxidación. -1, 0, +1, +3, +5, +7

Símbolo: C

Nombre: Carbono

Valencias: 4

Números de oxidación. -4, 0, +2, +4

Símbolo: Hidrógeno

Nombre: H

Valencias: 3

Números de oxidación. -1, 0, +1

- Fórmula química: Es la representación de la composición de los compuestos químicos, en general, se puede escribir como  $W A_x B_y C_z$

W es el coeficiente estequiométrico. Indica el número de moles de una sustancia. Puede ser fraccionario o entero. Por convención no se escribe el 1. En balanceo de ecuaciones este número juega un papel importante ya que multiplica el número de átomos de cada elemento presente en las ecuaciones químicas

A, B y C son los símbolos de los elementos químicos de los que está formada una sustancia.

$x, y, z$  son los subíndices que indica el número de átomos de cada elemento químico presente en la sustancia química. Siempre son enteros y por convención no se escribe el 1.

### Ejemplos

3 CrO

Coeficiente estequiométrico 3

Elementos químicos Cr (cromo) y O (oxígeno)

Subíndices en la fórmula 1 para Cr y 1 para O

Átomos presentes 3 para Cr y 3 para O

$Sn_3(BO_3)_4$

Coeficiente estequiométrico 1

Elementos químicos Sn (estaño), B (boro) y O (oxígeno)

Subíndices 3 para Sn, 4 para B y 12 para O

Átomos presentes 3 para Sn, 4 para B y 12 para O

Observa que el subíndice que se encuentra fuera del paréntesis multiplica los subíndices dentro del mismo.

2.5  $Na_2CrO_4$

Coeficiente estequiométrico 2.5

Elementos químicos Na (sodio), Cr (cromo) y O (oxígeno)

Subíndices 2 para Na, 1 para Cr y 4 para O

Átomos presentes 5 para Na, 2.5 para Cr y 10 para O

Es recomendable que aprendas nombre y símbolo de algunas familias básicas de la tabla periódica, así como algunos elementos comunes. Esto te ahorrará mucho tiempo en la resolución de ejercicios (IA, IIA, VIIA, boro, aluminio, carbono, nitrógeno, oxígeno, fósforo, azufre, hierro, cobre). Si tienes alguna duda no olvides consultar tu tabla periódica.

**CARRERA DE INGENIERÍA QUÍMICA**  
**PROPEDÉUTICO. MATERIAL DE APOYO DE QUÍMICA.**

▪ Familias inorgánicas

A continuación, te presento los compuestos inorgánicos más comunes. Observa que para la escritura de la fórmula se escribe el catión a la izquierda y el anión a la derecha, siempre cruzando las cargas entre ellos (Puedes reducir los subíndices)

Catión	Anión	Familia	Ejemplo	Catión	Anión
M <sup>+</sup>	H <sup>-</sup>	Hidruros	NiH <sub>3</sub>	Ni <sup>+3</sup>	H <sup>-1</sup>
M <sup>+</sup>	O <sup>-2</sup>	Óxidos metálicos	V <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	V <sup>+3</sup>	O <sup>-2</sup>
NM <sup>+</sup>	O <sup>-2</sup>	Óxidos no metálicos	C <sub>2</sub> O <sub>4</sub> → CO <sub>2</sub>	C <sup>+4</sup>	O <sup>-2</sup>
M <sup>+</sup>	NM	Sales binarias	FeBr <sub>2</sub>	Fe <sup>+2</sup>	Br <sup>-1</sup>
H <sup>+</sup>	NM <sup>-</sup>	Hidrácidos	H <sub>2</sub> Se	H <sup>+1</sup>	Se <sup>-2</sup>
M <sup>+</sup>	OH <sup>-</sup>	Hidróxidos	Pb(OH) <sub>4</sub>	Pb <sup>+4</sup>	(OH) <sup>-1</sup>
H <sup>+</sup>	Ox <sup>-</sup>	Oxiácidos	H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	H <sup>+1</sup>	(MnO <sub>4</sub> ) <sup>-2</sup>
M <sup>+</sup>	Ox <sup>-</sup>	Oxisales	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	K <sup>+1</sup>	(Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> ) <sup>-2</sup>

M: Metal

NM: No metal

Ox: Oxianión (conjunto de elementos que en grupo tienen carga negativa)

Es recomendable que tengas a la mano la tabla de cationes y aniones más comunes, y de ser posible, aprendas sus fórmulas y cargas, puesto que se te facilitará la resolución de problemas correspondientes a nomenclatura y estequiometría.

▪ Reglas generales para asignación de números de oxidación.

• Escribir correctamente la fórmula química

• Identificar el tipo de familia inorgánica a la que pertenece (hidruro, hidrácido, etc.), así como de especie química (neutro, catión, anión)

• Para una especie neutra: identificar la parte catiónica y aniónica

**CARRERA DE INGENIERÍA QUÍMICA**  
**PROPEDÉUTICO. MATERIAL DE APOYO DE QUÍMICA.**

- Asignar la carga de la parte catiónica y aniónica (Cruzar los subíndices del catión y anión, lo cual corresponde con la carga del anión y catión respectivamente)

- Para una especie catiónica o aniónica: identificar la carga total del ión •

Asignar los números de oxidación conocidos

- Elementos de la familia IA (+1)
- Elementos de la familia IIA (+2)
- Elementos de la familia IIIA (+3)
- Oxígeno en oxianiones y óxidos (-2)
- Azufre en sulfuros (-2)
- Hidrógeno en ácidos (+1)
- Hidrógeno en hidruros (-1)

- Asignar los números de oxidación desconocidos.

- Comprobación de los números de oxidación asignados.

- Determinar la carga total de cada elemento (Multiplicar el subíndice del átomo por el número de oxidación)
- Sumar las cargas totales de los átomos para obtener el valor de la carga de la molécula neutra (parte catiónica y aniónica), catiónica o aniónica.

Ejemplos:

1.-  $\text{NH}_4^+$

Tipo de especie: catión con carga total +1

Números de oxidación conocidos:  $\text{N}^{+5}$ ,  $\text{H}^{-1}$

Comprobación

+5 -4 = +1 3. Suma de las cargas totales para obtener la carga de la molécula, en este caso, +1

+5\*1 -1\*4 2. Multiplicación del número de oxidación por los átomos presentes para obtener la carga total de cada elemento

+5 -1 1. Asignación de números de oxidación



Tipo de especie: anión con carga total -2

Números de oxidación conocidos:  $\text{O}^{-2}$

Números de oxidación desconocidos: C. Se usa la carga total del oxianión carbonato (-2):

-2



$$-2 \times 3 = -6$$



$$-6 + ? = -2$$



$$-6 + 4 = -2$$



$$+4 / 1 = +4$$



+4 - 6 = -2 3. Suma de las cargas totales para obtener la carga de la molécula, en este caso, -2 + 4\*1 - 2\*3 2. Multiplicación del número de oxidación por los

átomos presentes para obtener la carga total de cada elemento

+4 - 2 1. Asignación de números de oxidación



Familia inorgánica: Oxisal (Metal+Oxianión)

Tipo de especie: Neutra (la molécula no presenta carga)



Parte catiónica y carga:  $\text{Pt}^{+4}$  (metal)

Parte aniónica y carga:  $(\text{PO}_3)^{-3}$  (oxianión)

Números de oxidación conocidos:  $\text{Pt}^{+4}$ ,  $\text{O}^{-2}$

Números de oxidación desconocidos: P. Se usa la carga total del oxianión fosfito (-

3): -2

$(\text{PO}_3)^{-3}$  Asignación de la carga -2 al oxígeno

$-2 \times 3 = -6$

$(\text{PO}_3)^{-3}$  Multiplicación de la carga del oxígeno por el número de átomos presente (-6)

$-6 + ? = -3$

$(\text{PO}_3)^{-3}$  La carga total de los átomos oxígeno (-6) y fósforo (?) debe dar como resultado, la carga total (-3)

$-6 + 3 = -3$

$(\text{PO}_3)^{-3}$  La carga total para el fósforo (?) es +3.

$+3 / 1 = +3$

$(\text{PO}_3)^{-3}$  La carga total del fósforo (+3) se divide entre los átomos presentes (1)

#### Comprobación

$+12 + 12 - 24 = 0$  3. Suma de las cargas totales para obtener la carga de la molécula, en este caso, 0

$+4 \times 3 + 3 \times 4 - 2 \times 12 = 2$  2. Multiplicación del número de oxidación por los átomos presentes para obtener la carga total de cada elemento

$+4 + 3 - 2 = 1$  1. Asignación de números de oxidación

$\text{Pt}_3(\text{PO}_3)_4$  Intenta asignar los números de oxidación de los oxianiones más comunes para practicar.

Es importante que te familiarices con los elementos químicos, la escritura de fórmulas, las familias inorgánicas y la asignación de los números de oxidación, ya que todo esto te será de utilidad para abordar temas como balanceo de ecuaciones químicas por diversos métodos, estequiometría y equilibrios iónicos.

## Estructura de la materia

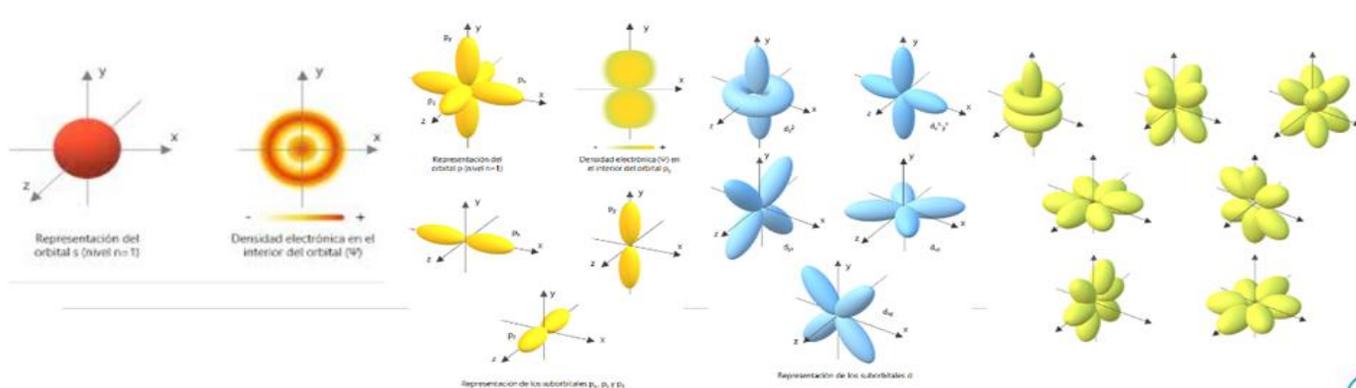
Los números cuánticos son cuatro y nos sirven para describir el lugar de los electrones en la vecindad del núcleo, se refieren a los números que caracterizan los estados propios estacionarios de un electrón de un átomo hidrogenoide y que, por tanto, describen los orbitales atómicos.

Número cuántico	Representa
$n$	Nivel
$l$	Subnivel y forma del orbital
$m$	Orbital (Reempe)
$m_s$	Giro

El número "**n**", llamado principal o radial, se relaciona con la magnitud del volumen ocupado por el orbital en el cual se localiza el electrón diferencial, adquiere valores enteros positivos: 1, 2, 3, 4, etc. (éstos son los niveles de energía principales).



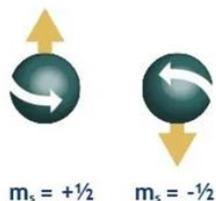
Número "**l**", llamado auxiliar, secundario, adicional o azimutal. Se relaciona con la forma del orbital en el cual se localiza el electrón diferencial. Tiene cuatro formas, según su valor, representadas por las letras s, p, d y f. Puede adquirir valores que van desde 0 hasta  $n - 1$ . (forma del orbital)



Número "**m**", llamado magnético. Se relaciona con el número y las posibilidades de orientación espacial de los orbitales factibles de ser ocupados por el electrón diferencial. Los valores permitidos para este número van desde  $-l$ , pasando por 0, hasta  $+l$ . (orientación)

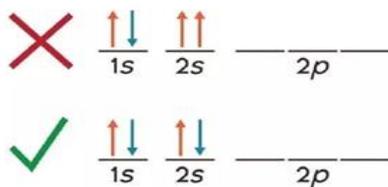
Orbital s	<input type="checkbox"/> 0
Orbital p	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> -1 0 +1
Orbital d	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> -2 -1 0 +1 +2
Orbital f	<input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> <input type="checkbox"/> -3 -2 -1 0 +1 +2 -3

Número " $m_s$ ", Se relaciona con la posibilidad de que un orbital, previamente ocupado por un electrón, acepte o no al electrón diferencial. Este número cuántico sólo puede adquirir dos valores:  $+\frac{1}{2}$  y  $-\frac{1}{2}$ . (Spin)



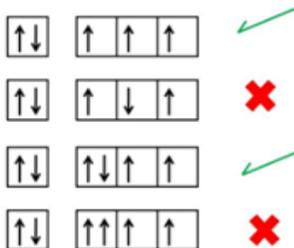
### Principio de exclusión de Pauli

Nos indica que cada orbital puede albergar a un máximo de dos electrones, dado que sus espines están apareados. Dos electrones en un átomo no pueden tener los mismos números cuánticos.



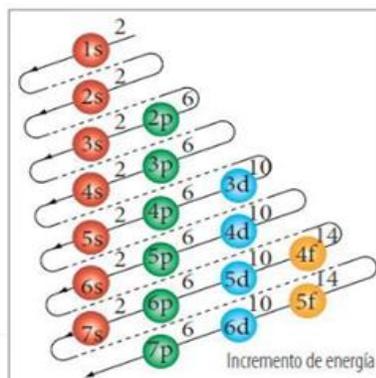
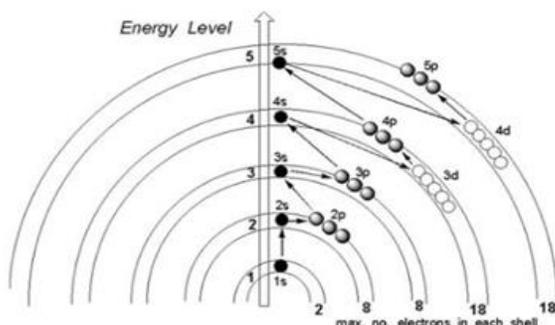
### Regla de Hund (máxima multiplicidad)

- o La configuración atómica es más estable (es decir, tiene menos energía) cuantos más electrones desapareados (espines paralelos) posee.
- o Para electrones descritos por orbitales degenerados, la mayor estabilidad energética es aquella en donde los espines electrónicos están desapareados (correlación de espines).



### Principio de Aufbau

"Los orbitales de mayor nivel energético se comenzarán a llenar cuando no exista espacio en los de menor nivel energético.



## Número atómico (Z)

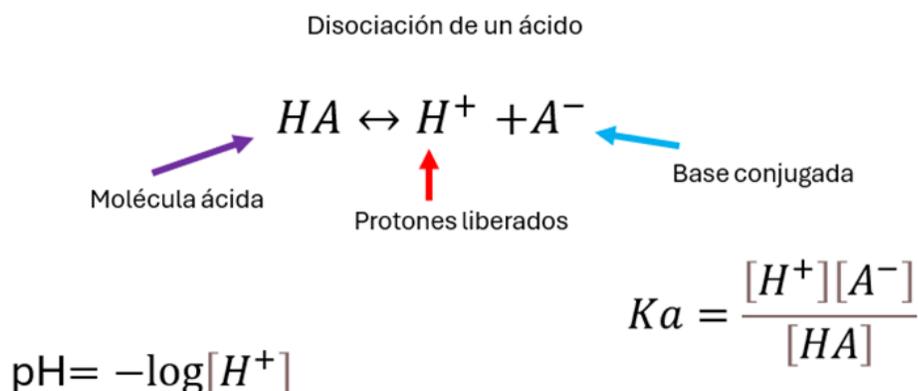
Cada elemento se distingue por el número de protones en el núcleo, la configuración electrónica depende del # de electrones que tenga el átomo.

**Ejemplo:** Cl (Z=17) obtenemos la configuración electrónica

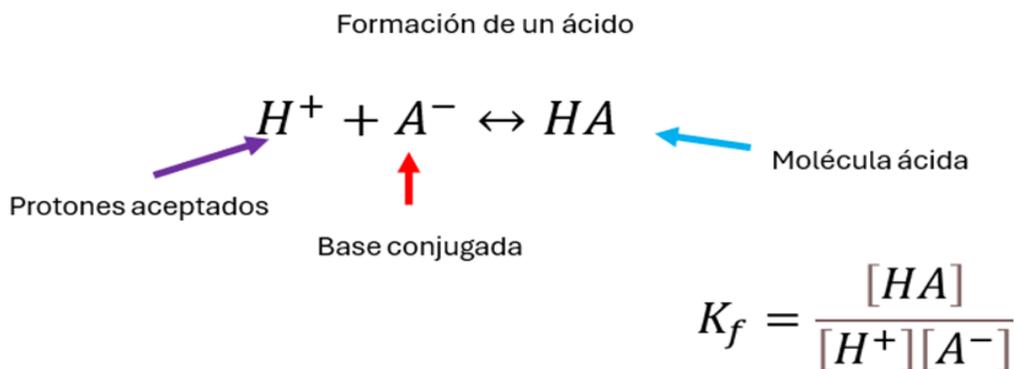
## Introducción a los sistemas en equilibrio en medio acuoso.

Muchos de los procesos químicos se realizan en medio acuoso, por lo tanto, es importante que se aborde el comportamiento que pueden presentar las moléculas al encontrarse disueltas en agua.

Una molécula iónica al entrar en contacto con el agua tiende a separarse en iones positivos y negativos, dependiendo de su estequiometría será la cantidad de iones liberados, dicha relación está regida por un valor constante ( $K_{eq}$ = constante de equilibrio) que determina cuál es la proporción de las especies cuando ocurre este proceso, si la molécula se descompone en sus iones se habla de un equilibrio de disociación, un ejemplo es mostrado en la imagen siguiente :

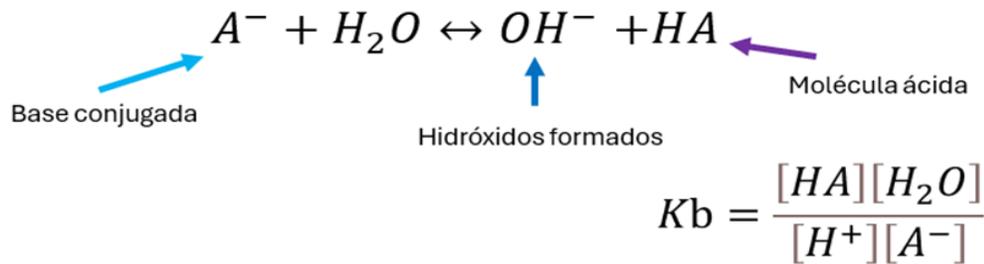


En caso contrario cuando los iones tienden a formar una molécula se habla de un equilibrio de formación, este equilibrio también se rige por el valor de una  $K_{eq}$ .

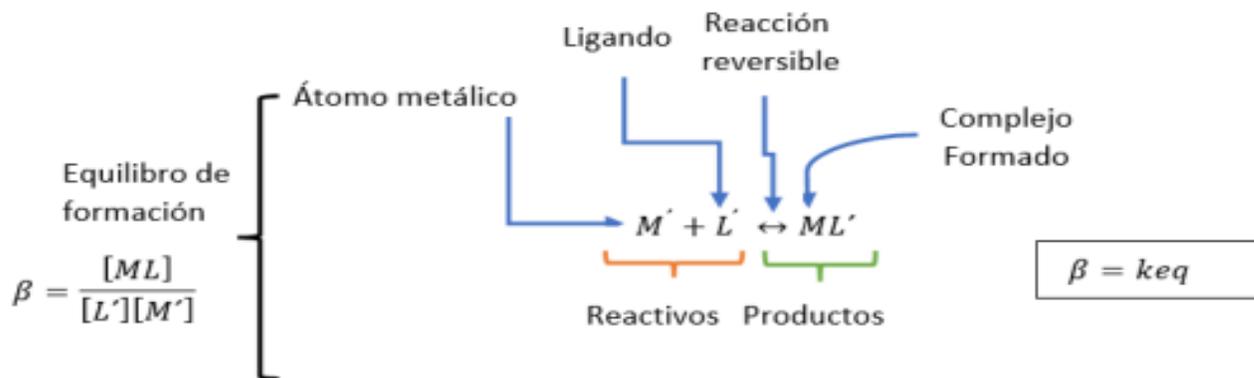


Los ejemplos anteriores muestran equilibrios ácido-base, uno de los procesos más importantes en sistemas en medio acuoso, pero no el único, si una constante describe la **disociación** de un ácido se nombra como "ka", en caso contrario al referirse a la **formación** de una molécula se puede encontrar como "kf"(constante de formación) o "β", el equilibrio a partir de la **hidrólisis** de una base una base se denomina "kb" y es complementaria a la "ka" .

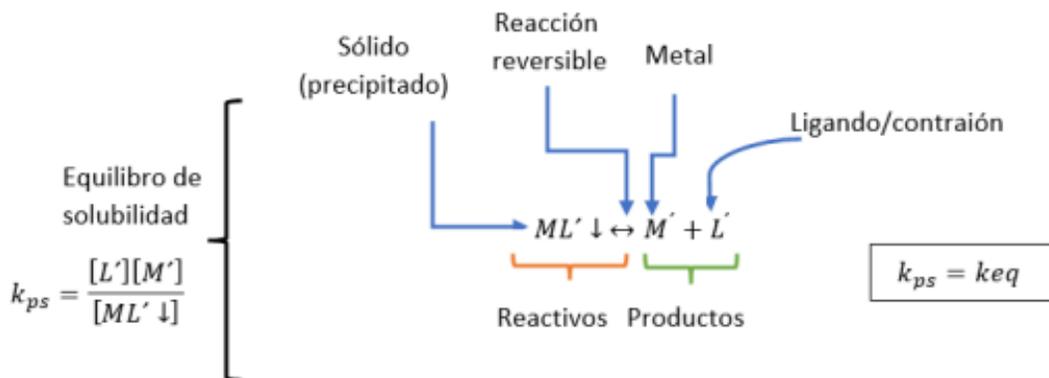
- Hidrólisis de una base



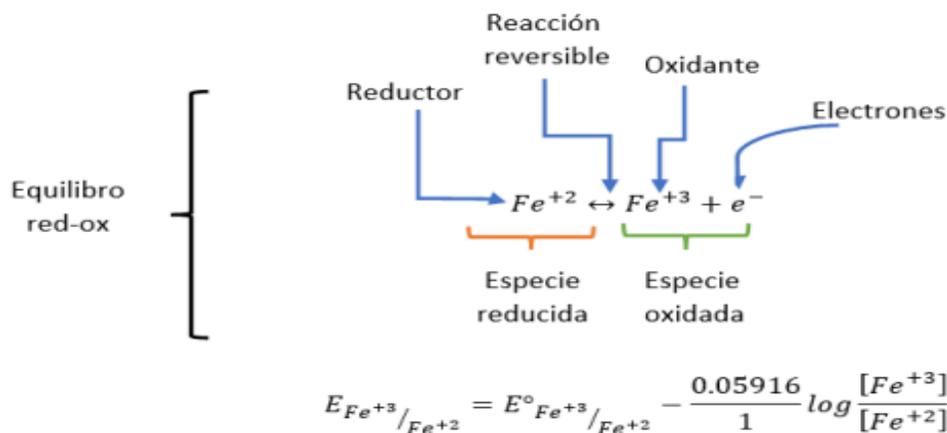
Otro equilibrio común es la formación de complejos, estos son moléculas formadas por iones metálicos y otras especies químicas (cargadas o neutras) a los que llamamos ligandos, su equilibrio de formación se denota como “β” de formación.



También se puede representar la solubilidad de un compuesto ligeramente soluble en solución acuosa, en este caso se habla de un equilibrio de precipitación y la Keq se transforma en Kps= constante del producto de solubilidad, la presencia de una flecha hacia abajo al lado de la molécula representa la presencia de un sólido.

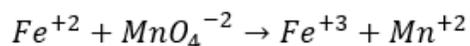


Finalmente se pueden encontrar equilibrios de óxido reducción, donde se lleva a cabo un intercambio de electrones entre dos especies químicas, en este caso la Keq se maneja a través de un valor denominado potencial (E) y es específico para cada especie, se deben usar los valores de E° (potencial estándar) reportados en tablas y tener cuidado con la estequiometría de la reacción.

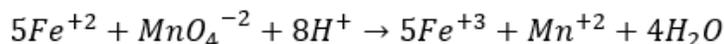


Para llevar a cabo la reacción se deben tomar en cuenta las dos especies involucradas en la reacción res-ox

Reacción



Equilibrio en medio acuoso



Para facilitar estos temas es recomendable que se maneje de manera adecuada la relación estequiométrica entre las especies involucradas, de inicio parecerá complicado, pero con la práctica será más dinámico. También te ayudará a visualizar de mejor manera como es el comportamiento químico en tu entorno. Puedes comenzar a revisar estos equilibrios en los libros.

Por nuestra parte, es todo ¡Éxito!

Bibliografía recomendada

- Brown, T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., Stoltzfus, M. W., & Lufaso, M. W. (2021). Química : la ciencia central. Pearson Educación.
- Burrows, Holman, Lancaster, Overton, Parsons. (2021). Chemistry3: Introducing inorganic, organic and physical chemistry. 4a Ed. Oxford.
- Chang, R., & Ibarra Escutia, P. (2011). Fundamentos de química. McGraw-Hill Interamericana.
- Garritz, A., Gasque Silva, L., & Martínez Vázquez, A. M. (2005). Química universitaria. Pearson Educación.
- Skoog, D. A., Skoog, D. A., Holler, F. J., & Crouch, S. R. (2023). Fundamentos de química analítica (Primera edición). Cengage Learning Editores.