Agronomía y Veterinaria
Integración a la Cultura Académica (ICA)
Química 2024

Universidad Nacional de Río Cuarto Facultad de Agronomía y Veterinaria

¿Cómo leer este material?

A lo largo del material encontrarán los siguientes íconos:

Actividad

Tareas, consignas, situaciones problemáticas.

Ejemplos

Ejemplos, casos.

Importante

Recordatorio, destacar, atención.

Sitios Web

Sitios web sugeridos para ampliar contenidos.

Lectura

Material bibliográfico, lecturas sugeridas.

Videos

Videos disponibles a través de Internet.

ÍNDICE

Introducción 2
¿Para qué sirve la Química? 2
TEMARIO 3
MÓDULO 1: Los elementos químicos y estructura atómica 4
Los elementos químicos 4
Tabla Periódica 7
Electronegatividad 9
Valencia y número de oxidación 10
Peso Atómico y Peso Molecular 12
Ejercicios de aplicación del Módulo 1 15
MÓDULO 2: Uniones y Reacciones Químicas 16
Uniones químicas 16
Reacciones químicas 20
Tipos de reacciones químicas 20
Ejercicios de Aplicación del Módulo 2 22
MÓDULO 3: Formación de compuestos 23
Metales con hidrógeno: Hidruros metálicos 24
No Metales con hidrógeno: Hidruros no metálicos 24
Metales con oxígeno: óxidos básicos 24
No Metales con oxígeno: óxidos ácidos 25
Reacciones de óxidos básicos con agua: hidróxidos 26
Reacciones de óxidos ácidos con agua: oxácidos 26
Formación de Sales 28
Sales de hidrácidos 28
Sales de oxácidos 28
Sales ácidas y básicas 28
Ejercicios de aplicación del Módulo 3 29
MÓDULO 4: Soluciones Porcentuales 31
Soluciones 31
Reflexión final y bibliografía 35

Introducción

La transición de la escuela secundaria a la Universidad representa un gran desafío. El programa de preingreso e ingreso de la UNRC tiene el objetivo de contribuir a una gradual inserción de los estudiantes a la **nueva cultura académica.** Las actividades que desarrollarán pretenden ayudarlos a transitar esta etapa y acompañarlos en sus primeros aprendizajes como estudiantes universitarios.

¿Para qué sirve la química?

La química tiene mala prensa. Generalmente tenemos un preconcepto de que es difícil y aburrida. Y en ese contexto, sabemos que es complicado encontrar interés y motivación para estudiarla. Para nosotros es un desafío mostrarte que "somos química", que la química es muy interesante y sobre todo de suma utilidad.

La química es una ciencia central, porque es base y apoyo de otras ciencias como la física, la biología, la farmacología, la medicina etc. Además permite satisfacer diversas necesidades humanas. Podemos citar: anestésicos para cirugías, aleaciones ligeras, combustibles especiales para aviación, explosivos para construir túneles, conservantes para alimentos y hasta tinturas para colorear ropa.

Los seres vivos estamos compuestos por elementos químicos mayoritarios como carbono (C), hidrógeno (H), oxígeno (O), nitrógeno (N) y en menores cantidades calcio (Ca), fósforo (P), azufre (S), potasio (K), sodio (Na) y magnesio (Mg). Además, muchos procesos tienen relación con la química, por ejemplo los alimentos contienen sustancias y nutrientes que proveen energía y fuerza movernos y realizar todas nuestras actividades.

Nuestro hogar es un gran laboratorio de química. Cuando cocinamos empleamos todo tipo de reactivos que se combinan; cuando limpiamos usamos diversas sustancias como detergentes, insecticidas, etc.

En tu carrera profesional, prepararás soluciones anestésicas, diversos fármacos como antibióticos, formularás alimentos especiales para animales con diferentes necesidades nutricionales, entre tantas otras cosas. Para ello, es necesario que incorpores conocimientos sobre química y que te aproximes al lenguaje únicoy particular que utiliza la química. Para ayudarte en este proceso de enseñanza-aprendizaje hemos diagramado un conjunto de actividades que te presentamos en esta guía de trabajo.

Al concluir este módulo esperamos que adquieras conocimientos referidos a estructura atómica, uniones químicas, formación de compuestos y soluciones, necesarios para facilitar el aprendizaje sobre estructura y función de las biomoléculas, los cuales serán tratados en la asignatura Química Biológica I (Cód. 3058) del primer cuatrimestre.

Miedo a la Química

TEMARIO

Módulo 1: Elementos químicos
Estructura atómica
Tabla Periódica de los elementos.
Electronegatividad.
Peso atómico- Peso Molecular.

Módulo 2: Uniones y reacciones químicas
Uniones químicas
Reacciones químicas.

Módulo 3: Formación de compuestos
Reacciones con Hidrógeno. Reacciones con Oxígeno. Formación de hidruros y óxidos metálicos y no metálicos, hidróxidos, hidrácidos y oxácidos, sales neutras y ácidas. Fórmulas y Nomenclatura

Módulo 4: Soluciones Porcentuales
Soluciones.
Expresión de la concentración de una solución.
Dilución

MÓDULO 1: Elementos químicos y estructura atómica

Dos de los casos clínicos veterinarios que veremos durante el ingreso tienen estrecha vinculación con los temas que se tratan en los módulos 1, 2 y 3.

Los elementos químicos

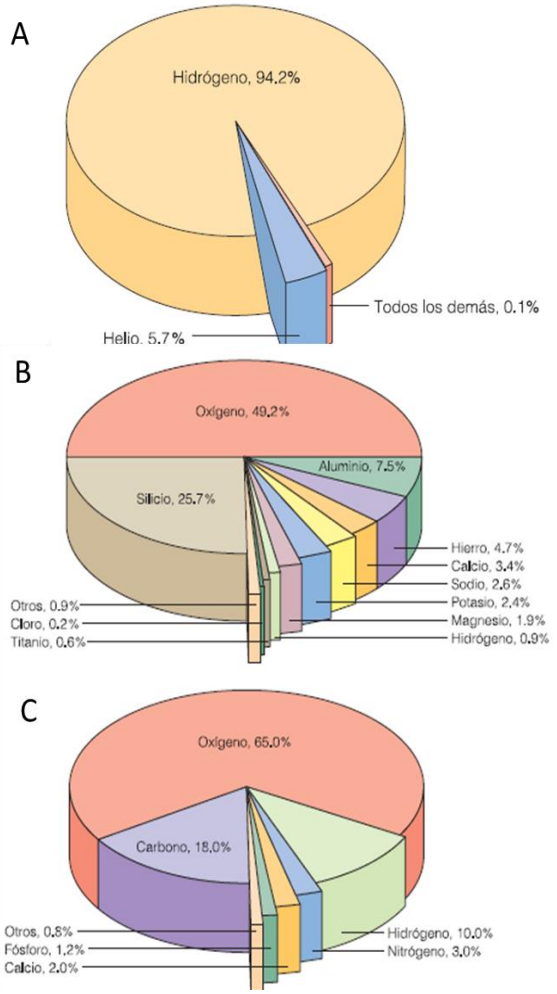
Podemos describir la materia simplemente como la "sustancia" de la que están hechas todas las cosas materiales del universo. El agua, la sal, la arena, el azúcar, el acero, las estrellas, e incluso los gases presentes en el aire, se componen de materia. Por definición, la materia es to do lo que tiene masa e inercia y ocupa un lugar en el espacio. De hecho, la química es la ciencia que estudia la materia y los cambios que ésta experimenta.

Al estudiar la materia los científicos han descubierto que ésta puede ser descompuesta en 118 elementos. De ellos, 92 son de origen natural, y los restantes han sido sintetizados en laboratorios especializados. Hay un tipo de átomo diferente por cada elemento, y cuando los átomos se combinan químicamente, son posibles muchos compuestos distintos.

No todos los elementos son igualmente abundantes. La siguiente figura muestra la abundancia (expresada en porcentaje masa/masa) de los elementos en **A**) el universo, **B**) en nuestro planeta y **C**) en el cuerpo humano.

Evolución del modelo atómico

En nuestro planeta sólo 9 elementos (de los 118 que existen) constituyen el 98% de la masa total: oxígeno (O), silicio (Si), aluminio (Al), hierro (Fe), calcio (Ca), sodio (Na), potasio (K), magnesio (Mg) e hidrógeno (H).



Y es más sorprendente que moléculas muy complejas en su estructura como las proteínas, que cumplen muy variadas funciones en los seres vivos, sólo estén formadas por unos cuantos elementos como C, N (nitrógeno), O, H, S (azufre).

Estructura atómica

La unidad fundamental de la materia es el **átomo,** partículas infinitamente pequeñas. Todos los **elementos químicos** están constituidos por **átomos**.

En la naturaleza los átomos rara vez se presentan aislados, comúnmente forman moléculas. Si estas moléculas están formadas por átomos iguales son homoatómicas y si se forman con átomos distintos son heteroatómicas ó también llamadas compuestos.

A partir de comienzos del siglo XX y a través de descubrimientos tales como la electricidad y los fenómenos radioactivos, los físicos y químicos llegaron a establecer que cada átomo estaba formado en realidad por partículas aún más pequeñas llamadas **partículas subatómicas**, de las cuales hoy se conocen alrededor de 200, pero de las que sólo vamos a mencionar 3 que tienen particular importancia en la descripción de muchos procesos físicos y químicos que analizaremos: los **protones** (partículas con carga **positiva**), los **electrones** (partículas con carga **negativa**) y los **neutrones** (partículas **sin**

Modelo atómico actual

carga). Protones y neutrones poseen masa. Por el contrario, serían necesarios 1837 electrones para tener una masa total equivalente a la masa de un solo protón, y no se ha descubierto elemento alguno cuyos átomos contengan más de 118 electrones. En otras palabras: los electrones constituyen una fracción extremadamente pequeña de la masa de un átomo. Para todo fin práctico podemos considerar la masa de un electrón como 0 uma.

Partículas subatómicas

Partícula	Símbolo	Carga eléctrica	Masa relativa (uma)	Masa (g)
Electrón	e^-	1−	$\frac{1}{1837}$	9.10953×10^{-28} g
Protón	p^+ o p	1+	1	1.67265×10^{-24} g
Neutrón	n	0	1	1.67495×10^{-24} g

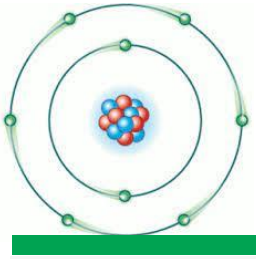
En este módulo, trabajaremos con un **modelo atómico** muy elemental que consiste en un **núcleo central** en donde se concentran los protones y neutrones y una serie de **capas o niveles de energía** en donde se mueven los electrones (distribuidos **según su contenido de energía)**. Como en el núcleo se concentran protones y neutrones, la masa y la carga positiva están concentradas en él. Si bien las cargas de igual signo se repelen, los protones de carga positiva, pueden estar juntos en el núcleo porque los neutrones actúan como "aislantes" impidiendo sus interacciones.

Los electrones, que tienen carga negativa, son atraídos hacia el núcleo pero su energía y el continuo movimiento los mantiene en sus orbitales.

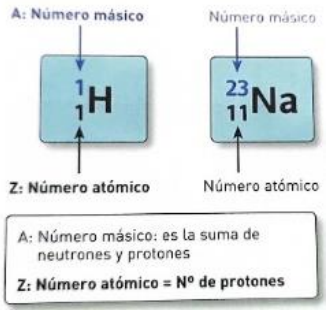
Cada átomo es **eléctricamente neutro:** posee el mismo número de protones que de electrones. Todos los átomos de un mismo elemento contienen la misma cantidad de protones que de electrones pero pueden **diferir en el número de neutrones** (formando **isótopos**).

Cada átomo tiene un **número atómico (Z)**: que representa el **número de protones que hay en su núcleo** (y en el átomo neutro representa también el número de electrones). Y un **número másico (A)** que representa la **suma del número de protones y de neutrones que tiene ese átomo**.

Y si se escarba dentro del átomo, ¿hay algo más?



Por ejemplo, el átomo de oxígeno tiene un Z=8 y un A=16; entonces tiene 8 protones y 8 neutrones en el núcleo y 8 electrones (2 están ubicados en el primer nivel (cuya capacidad máxima son 2 electrones) y los 6 restantes en el segundo nivel.



En resumen: Nro. de electrones en un átomo neutro: **Z**
Nro. de protones en un átomo neutro: **Z**
Nro. de neutrones + protones: **A**
Nro. de neutrones: **A-Z**

Tabla Periódica de los elementos

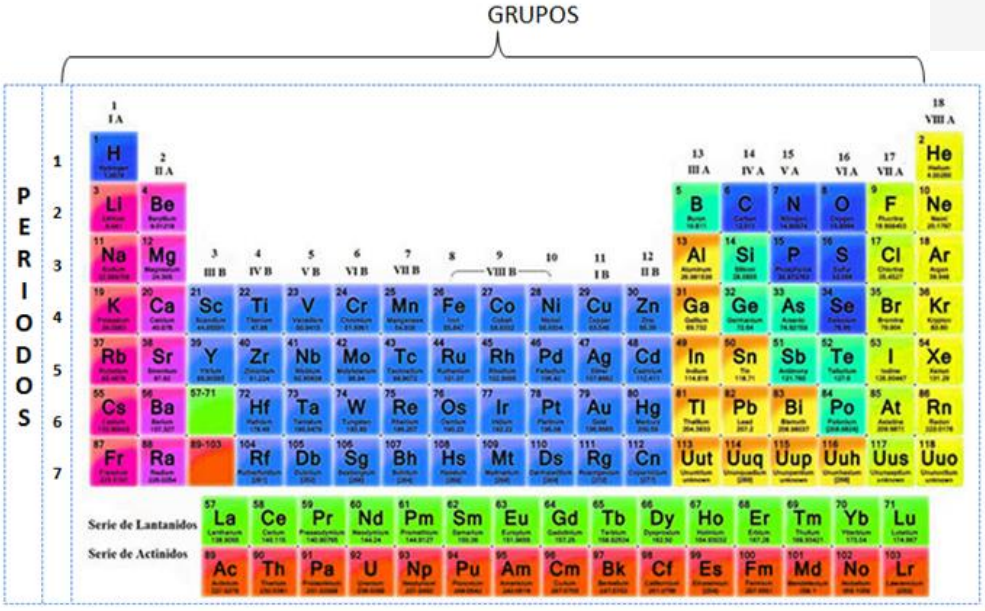
A medida que se fueron conociendo los elementos, los químicos fueron designándolos con nombres y asignándoles **Símbolos** que permitieran identificarlos. Así en algunos casos se usó la primera letra de su nombre. Ej: **O** para oxígeno, **N** para nitrógeno o dos letras como **Ni** para níquel, **Mo** para molibdeno. En un principio, se les daba nombre en **latín** de allí vienen los símbolos de ciertos elementos como sodio (*natrium),* cuyo símbolo es **Na**, hierro (*ferrum*) cuyo símbolo es **Fe**, etc.

También trataron de encontrar un sistema de ordenamiento que les permitiera reflejar las propiedades físicas y químicas y cómo se relacionaban entre sí.

De los muchos intentos realizados, el modelo de clasificación que aún hoy se utiliza (con ciertas modificaciones) fue propuesto por el científico ruso D. Mendeleiev que resultó muy similar al de su colega alemán contemporáneo L. Meyer. Esta clasificación se hizo considerando que **las propiedades físicas y químicas de los elementos eran una función periódica de sus pesos atómicos.** Ubicaron los elementos conocidos en base al orden creciente de sus pesos atómicos y cuando encontraron un elemento cuyas propiedades físicas o químicas eran semejantes a alguno ya descripto lo encolumnaban debajo y continuaban con el orden correlativo. Así los elementos quedaron dispuestos en **filas horizontales** (**períodos**) y **columnas verticales** (**grupos**), con varios huecos de elementos no conocidos y algunos no del todo bien ubicados.

Cuando se conoció la estructura atómica se definió que la repetición periódica de propiedades físicas y químicas es función del **número atómico** (Z) de los elementos (Tabla Periódica Moderna, ver imagen debajo).

Tabla Periódica digital

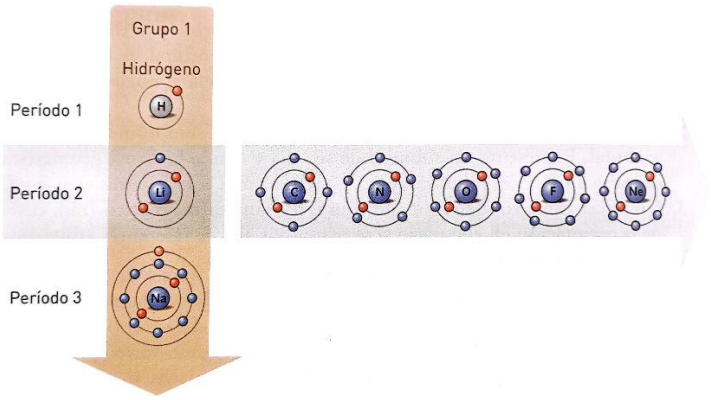


La posición de cada elemento en la Tabla Periódica revela sus características...¿por qué?

Los elementos se ordenan en un período, de izquierda a derecha, según

aumenta el número de protones (el número atómico, Z) y, por lo tanto, de electrones si el átomo es neutro. Así, el hidrógeno (H) es el elemento más pequeño que existe. Al terminar el período, se habrá completado la última capa o nivel de energía de ese período, y se comienza a colocar en el siguiente. El último elemento de cada período tiene completo su nivel de energía y se denomina gas noble. Así, el helio (He) es el primer gas noble. Ya que el primer nivel de energía, sólo tiene 2 electrones.

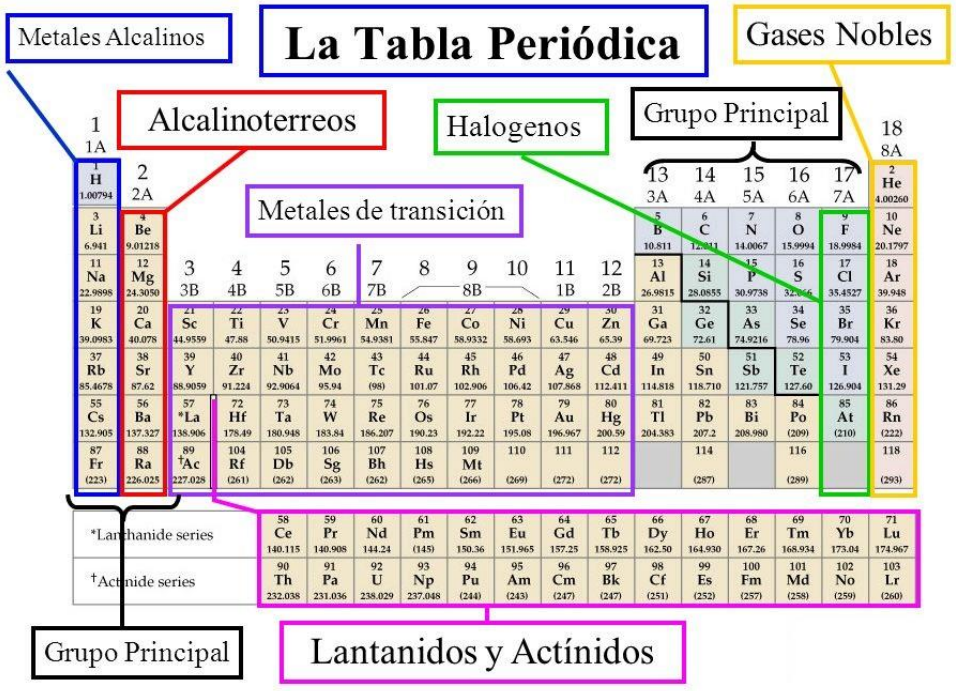
Todos los elementos en un **mismo grupo** tienen propiedades químicas similares, en particular su **capacidad de combinación** conocida también como **valencia: todos tienen el mismo número de electrones en el último nivel de energía (que coincide con el número de grupo).** Los elementos de cada período tienen diferentes propiedades, pero poseen la misma cantidad de niveles en su estructura atómica.



Los **grupos** se nombran por números (a veces son números romanos) y letras; y además, tienen nombres propios relacionados con sus propiedades.

Los grupos indicados con la **letra A** incluyen a los llamados **Elementos representativos:** IA, IIA y IIIA (metales), grupos IVA a VIIA (no metales) y VIIIA (gases nobles). Ej.: los del **grupo IA** son los **metales alcalinos**, los del **grupo IIA** son los **metales alcalinotérreos**, los del **grupo VIIA** son los **halógenos,** los del **grupo VIIIA** son los **gases nobles**.

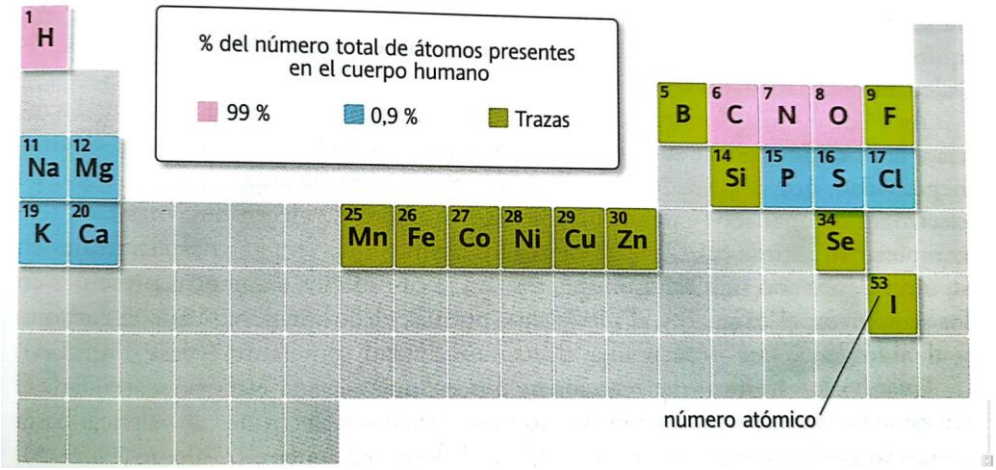
Al avanzar en las filas (períodos) se va produciendo un cambio gradual de propiedades químicas y físicas de metales a no metales. Entre los elementos de los grupos AII y AIII hay una serie de columnas que representan a los



elementos de transición (llamados metaloides**, grupo B**).

Fuera de la Tabla se encuentran los llamados **elementos de Transición Interna.**

En los seres vivos, los elementos químicos que predominan son principalmente representativos (grupos con la letra A) y algunos elementos de transición (grupo B o metaloides).

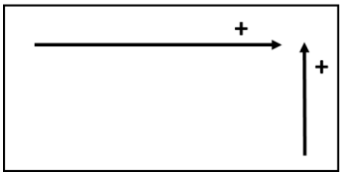


Electronegatividad

Es la capacidad relativa de un átomo de atraer hacia sí **el par de electrones** que **lo une** a otro átomo.

Esta propiedad se define para **átomos enlazados por una unión química**.

Es una propiedad que crece dentro del período de izquierda a derecha y dentro de los grupos de abajo hacia arriba. Los elementos **más electronegativos** se ubican arriba y a la derecha en la Tabla Periódica (no incluyendo al grupo de los gases nobles).



En general, los **metales son electropositivos** (tienden a ceder electrones y transformarse en iones positivos o cationes). Entre los **no metales, el F (flúor) es el elemento más electronegativo** y le siguen en orden el O (oxígeno), y el N (nitrógeno).

Valencia y número de oxidación

La **valencia** de un elemento indica el número de electrones del mismo que participan en una unión química.

El **número de oxidación** es la numéricamente igual a la valencia pero acompañado de un signo positivo (+) ó negativo (-). Tendrá signo negativo (-) si el elemento tiene mayor electronegatividad que aquél al que se encuentra unido, y signo (+) si su electronegatividad es menor.

Para los **elementos representativos**, en el grupo IA, el K (potasio) posee valencia 1 lo mismo que el Li (litio), y el Na (sodio). El Ca (calcio) y el Ba (bario), que pertenecen al Grupo IIA, tienen valencia 2. El Aluminio (Al) que pertenece al grupo IIIA tiene valencia 3. Estos tres grupos corresponden a **metales** que **usan todos los electrones de su última capa en la unión química y sólo actúan con una valencia**.

En cambio, los elementos de los grupos IV, V, VI y VII (**no metales**) **pueden participar en uniones químicas con todos los electrones de la última capa o sólo con algunos.** En estos casos el número de grupo sólo representa **una** de las valencias posibles.

Por ejemplo, el C que pertenece al grupo IV puede actuar con valencia 2 o con valencia 4. En el grupo V las valencias más conocidas del N (nitrógeno) y el P (fósforo) son las valencias 3 y 5. En el grupo VI, el O (oxígeno) actúa normalmente con valencia 2 pero el S (azufre) lo hace con valencias 2, 4 y 6. En el grupo VII, el F (flúor) sólo actúa con valencia 1 pero los demás elementos: Cl, I y Br lo hacen con valencias 1, 3, 5 y 7.

Ej. Cl_2O el cloro actúa con valencia 1
Cl_2O_3 el Cl actúa con valencia 3
Cl_2O_5 el Cl actúa con valencia 5
Cl_2O_7 el Cl actúa con valencia 7

Para los **elementos del grupo B o elementos de transición** (**metaloides**) los **electrones de valencia pertenecen tanto a la última como a la penúltima capa**. Así, Fe (hierro), Co (cobalto) y Ni (níquel) (grupo VIII B) actúan con valencias 2 y 3. Cu (cobre) y Hg (mercurio) (grupo IB) con valencias 1 y 2. El Mn (manganeso) (grupo VIIB) lo hace con valencias 2, 3, 4, 6 y 7.

Con las valencias menores, hasta 3, los metaloides se comportan como metales y con valencias de 4 o más se comportan como no metales.

El grupo VIIIA (**gases nobles**) que tiene 8 electrones en su última capa,a excepción del He que sólo tiene 2, son muy inertes químicamente, casi no presentan reacciones químicas y ello se atribuye a que esa configuración los hace muy estables.

A continuación, te indicamos los símbolos, valencias y números de oxidación **más comunes** de algunos elementos, que son biológicamente importantes, organizados dentro de los grupos de la Tabla Periódica. En

general, verás que los metales siempre actúan con número de oxidación positivo (ceden electrones) mientras en el caso de algunos no metales se dan ambas posibilidades (según a qué elemento se unan).

Tabla 1. Algunos elementos de la Tabla Periódica.

Grupo	Elementos Representativos	Símbolo	Valencia	Nro. de oxidación
	Metales			
Grupo IA	Hidrógeno	H	1	+1 (-1)
	Sodio, Litio, Potasio	Na, Li, K	1	+1
Grupo IIA	Calcio, Bario, Magnesio	Ca, Ba , Mg	2	+2
Grupo IIIA	Aluminio	Al	3	+3
	No metales			
Grupo IVA	Carbono, Silicio	C, Si	2, 4	+2, +4
Grupo VA	Nitrógeno, Fósforo, Arsénico	N, P, As	3, 5	-3, +3,+5
Grupo VIA	Oxígeno	O	2, 1 (menos frecuente)	-2, -1
	Azufre, Selenio	S, Se	2, 4, 6	-2, +4,+6
GrupoVIIA	Flúor	F	1	-1
	Cloro, Bromo, Iodo	Cl, Br, I	1,3,5,7	-1, +1,+3,+5,+7
	Elementos de Transición			
Grupo IB y IIB	Plata	Ag	1	+1
	Cobre, mercurio	Cu, Hg	1, 2	+1, +2
	Zinc y cadmio	Zn, Cd	2	+2
VI B	Cromo	Cr	2, 3, 6	+2, +3, +6
VIIB	Manganeso	Mn	2, 3, 4, 6, 7	+2, +3,+ 4,+ 6,+7
VIIIB	Hierro, cobalto Níquel	Fe, Co, Ni	2, 3	+2, +3

Actividad

Te proponemos la lectura de este artículo que muestra la participación de la química en un elemento que todos usamos: el teléfono celular. Luego de que realices la lectura, rescata las ideas principales.

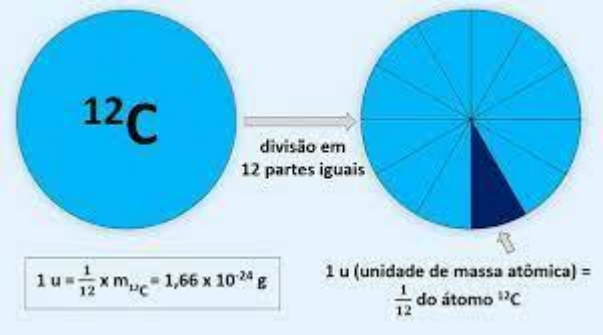
La química en los teléfonos inteligentes

Peso Atómico y Peso Molecular

Peso Atómico

En base a la capacidad de las sustancias de combinarse entre sí los científicos han podido determinar los **pesos atómicos relativos (PA)**: es decir cuánto más pesado es un átomo con respecto a una unidad de referencia.

Así como para medir una longitud usamos una unidad de referencia que es el metro (m), o para medir un volumen usamos una unidad de referencia que es el litro (L), para estimar el peso atómico relativo se usa una unidad de referencia arbitraria que tiene el nombre de **unidad de masa atómica (u.m.a). D**esde 1961 la u.m.a se definió como el equivalente a la **doce ava parte (1/12) de la masa del átomo de C de número másico (A) 12.**

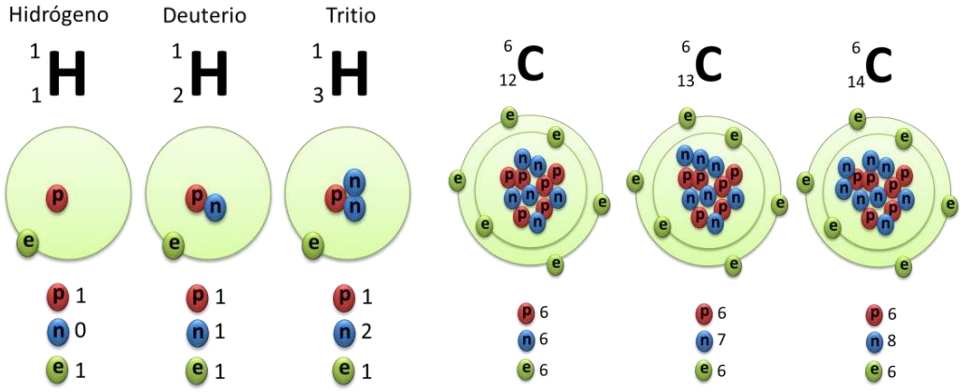


Así, decimos que el C tiene un PA:12 ya que tiene 12 u.m.a, H tiene PA:1 porque tiene la misma masa que una u.m.a y el O tiene PA: 16 porque es 16 veces más pesado que la u.m.a. **El peso atómico relativo es una relación (cociente) entre dos masas, aunque sean imaginarias y por lo tanto no tiene unidades.**

De las partículas subatómicas, el protón y el neutrón tienen masa apreciable, aproximadamente 1 u.m.a cada uno de ellos. La masa de 1 electrón es de 1/1837 veces el valor de una u.m.a, de modo que ni juntando los 112 electrones que tiene el elemento más pesado conocido se llega a tener 1 u.m.a.

Todos los átomos de un mismo elemento contienen la misma cantidad de protones que de electrones pero pueden diferir en el número de neutrones, dando lugar a la existencia de isótopos, los cuales también difieren en sus PA.

Ej: isótopos del hidrógeno y del carbono



El tritio y el C^{14} son radiactivos y muy utilizados en ciencias químicas y biológicas.

La distinta proporción en que estos isótopos se encuentran en forma natural hace que los valores de los PA que figuran en la Tabla Periódica no sean números enteros: por ejemplo el C: 12,011 (la fracción adicional representa la proporción en los dos isótopos más pesados se encuentran en la naturaleza C de número de masa 13 y carbono de número de masa 14).

Peso Molecular

Podemos definir también el **peso molecular relativo de una molécula (PM)**, que indicaría cuántas veces más pesada es la molécula respecto a la u.m.a. Se calcula por la suma algebraica de los pesos atómicos relativos de todos los átomos que la constituyen.

Ejemplos:

Oxígeno molecular: $\mathbf{O_2}$ tiene **PM 32** porque cada átomo de **O pesa 16** (16x2=32)
Agua: $\mathbf{H_2O}$ tiene **PM 18** porque cada **H** tiene un **PA 1** y cada **O un pesoatómico 16** (1x2 +16=18)
Glucosa: $\mathbf{C_6H_{12}O_6}$ tiene **PM 180** que se puede calcular de la siguientemanera
(6x12) + (12x1) + (6 x 16) = 180

Peso Atómico Gramo

En el laboratorio, trabajamos normalmente con cantidades de materia enormemente mayores que un átomo o una molécula, pesamos cantidades de sustancias que contienen un número gigantesco de átomos o moléculas.

Peso Atómico gramo: es el peso en gramos que es numéricamente igual al peso atómico del elemento.

¿Cuántos átomos de un elemento debe haber en una balanza para obtener un peso en gramos que sea numéricamenteigual a su PA?
Hay que tener 602.300.000.000.000.000.000.000 átomos ($6{,}023 \times 10^{23}$) átomos.

Cualquiera sea el elemento, si tomo esa cantidad de átomos y los coloco en una balanza el peso en g que registraré será numéricamente igual al peso atómico.
Así, como a un conjunto de 10 objetos le llamamos una decena, al de 100 objetos una centena, al de doce una docena, a este conjunto enorme de partículas lo llamamos **mol.**

Un **mol** es un conjunto de 6,023 x 10^{23} partículas (pueden ser átomos, iones, moléculas) y el número 6,023 x 10^{23} se llama Número de Avogadro porque fue el científico que lo descubrió.
Es decir que (6,023 x 10^{23}) átomos de H pesan un gramo y (6,023 x 10^{23}) átomos de oxígeno pesan 16 g.

Con estos datos ya podemos calcular, (sólo por curiosidad ya que no se usa en los cálculos químicos), el peso atómico verdadero de cada elemento expresado en gramos.

Ej. para el oxígeno
(6,023 x 10^{23}) átomos_____pesan 16 g
1 átomo_____x = 16 g x 1 átomo / (6,023x10^{23}) átomos

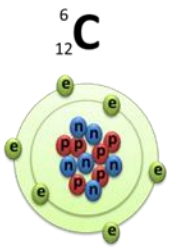
x = 2,6 x 10^{-26}g

Es decir 0,00000000000000000000000026 g, una cantidad que obviamente una balanza jamás podría pesar.
¿Qué ocurre con las **moléculas**?
En este caso hablamos de **mol gramo**. Si se toma un mol de moléculas por ejemplo de agua, y se coloca en una balanza su peso en gramos será **numéricamente** igual a su peso molecular, y para el agua el valor del mol gramo será 18 g.

Resumiendo:
Mol: es un conjunto de 6,023 x 10^{23} partículas que pueden ser átomos, moléculas, iones.
El **peso de ese conjunto** será el **átomo gramo** del elemento (si el conjunto es de átomos), el **mol gramo** (si el conjunto es de moléculas) o el **ion gramo** (si el conjunto es de iones).
Un átomo gramo de Na son 23 g de Na
Un ion gramo de Na^+ son 23 g de Na^+ un ion gramo de $SO_4^=$ son 96 g de ese ion
Una molécula gramo Na_2CO_3 son (23x2 + 12 + 16x3) = 106 gramos de carbonato de sodio
No siempre tengo que pesar 1 mol de sustancia, puedo pesar una cantidad mayor o menor.
Si el mol gramo de agua es 18 g y en una balanza se pesa una determinada cantidad de agua y se tiene 3,6 g ¿cuántos moles de agua están presentes?

En 18 g_____hay presente 1 mol de aguaen
3,6 g_____x = 0,2 moles

Ejercicios de aplicación del Módulo 1



1. Basado en esta representación del átomo de carbono (C) y considerando que en el primer nivel de energía se pueden ubicar solo 2 electrones, pero en los demás hasta 8 electrones...
Dibuja una representación del átomo de litio (Li), cuyo número atómico (Z) es 3 y cuyo número másico (A) es 7. Indica en él los protones, neutrones y electrones ubicados por niveles. Pertenece al grupo IA y al segundo período.

2. El hierro es otro constituyente importante de las células vivas, siendo su Z: 26 y su A: 56. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee?

3. Si comparamos ion potasio (K^+) (K: Z: 19, A: 39) con argón (Ar) (Ar: Z: 18, A:39) y con ion cloruro Cl^- (Cl: Z: 17, A: 35).
a) ¿Cuántos electrones posee cada una de estas partículas?
b) ¿Cuál tiene más neutrones?
c) ¿Cuál tiene más protones?

4. Se encuentran 3 átomos que tienen respectivamente:
Átomo 1: 19 protones 19 neutrones y 18 electrones
Átomo 2: 19 protones 21 neutrones y 19 electrones
Átomo 3: 19 protones 20 neutrones y 19 electrones
a) ¿Cuáles de ellos tendrán carga? ¿De qué signo será esa carga? ¿Cómo se llaman esos átomos con carga?
a) En base a tus respuestas...¿se trata de un metalo un no metal? ¿Por qué?
b) ¿Cuál sería el número másico y el número atómico respectivamente para cada uno?
c) En base a su constitución, ¿qué son entre sí los átomos 2 y 3?

5. Calcula el PM de los siguientes compuestos, para ello busca los PA en la Tabla Periódica.
-anhídrido carbónico (CO_2)
-ácido carbónico (H_2CO_3)
-hidróxido de sodio (NaOH)
-carbonato de sodio (Na_2CO_3)
-bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$)

6. Indica cuántos moles están contenidos en 5,8 g de cloruro de sodio (NaCl).

7. Indica cuántos moles están contenidos en 0,42 g de cloruro de litio (LiCl).

8. Indica cuántos g de cloruro de sodio (NaCl) se deben pesar para tener 0,058 moles de esa sal.

9. Indica el valor ion gramo de los siguientes iones: Na^+, Ca^{++}, $SO_4^{=}$

MÓDULO 2: Uniones y reacciones químicas

Uniones químicas

La **condición necesaria para que los átomos se unan** y el conjunto resultante se mantenga es que el grupo de átomos unidos **sea más estable** que los átomos por separado. Se llama **enlace químico o unión química** al conjunto de fuerzas que mantienen unidos a los átomos, iones o moléculas.

La capacidad que tiene un átomo para combinarse con otro, y que el conjunto adquiera una estructura estable, **está dada por la cantidad de electrones que el átomo es capaz de captar, ceder o compartir (su valencia)**. Para que se produzca un enlace químico es necesario que interactúen ambos átomos y esto ocurre a través del contacto los electrones de los niveles más externos (más altos de energía) que, como ya hemos mencionado, se conocen como **electrones de valencia.**

Los **gases nobles** o gases inertes son los únicos elementos cuyos átomos se encuentran en la naturaleza de manera aislada. En base a este modelo de interacción y a la gran estabilidad química observada en los gases nobles, que poseen 8 electrones de valencia (a excepción del helio que es muy estable con sólo dos electrones) G. Lewis y W. Kossel propusieron en 1916 la **Teoría del octeto**.

Podríamos enunciarla así: "todos los átomos tienden a conseguir la estructura del gas noble más cercano a ellos en la Tabla Periódica y con ello adquieren su máxima estabilidad. Por ello se unen entre sí con el objeto de lograr que todos los átomos que participan en la unión tengan su capa electrónica externa completa".

Para ejemplificar este modelo se usan los llamados símbolos de Lewis con los que se representan los electrones de la última capa con puntos o cruces rodeando al símbolo del elemento.

Ej. Cl que pertenece al Grupo VII y tiene 7 electrones de valencia se representaría como:

Tipos de uniones químicas

La **unión iónica** se forma cuando se produce una **transferencia de uno o más electrones** desde un átomo que tiene tendencia a ceder electrones (**elemento electropositivo**) a otro que tiene mucha tendencia a ganarlos (**elemento electronegativo**). Como consecuencia, el átomo electropositivo se transforma en un catión y el electronegativo se transforma en un anión que se mantienen unidos por la **atracción electrostática** que se da entre partículas de carga opuesta.

El átomo electropositivo es en general un metal que al perder electrones forma un catión Ej: Na^{+}, Ca^{++}, Fe^{3+} (catión sodio, catióncalcio y catión férrico

respectivamente), mientras los no metales (electronegativos) tienden a captar esos electrones y formar iones negativos o aniones Cl^- (anión cloruro), $S^=$ (anión sulfuro), $O^=$ (anión óxido), etc.

Los compuestos iónicos formados son sólidos a T ambiente, forman redes cristalinas con altos puntos de fusión y ebullición. Son en general muy solubles en agua y otros solventes que sean iónicos o presenten algo de carga en su estructura (solventes polares). En estado sólido no son buenos conductores de la electricidad pero sí lo son cuando se disuelven en agua.

Ej. La sal común ó NaCl (cloruro de sodio).

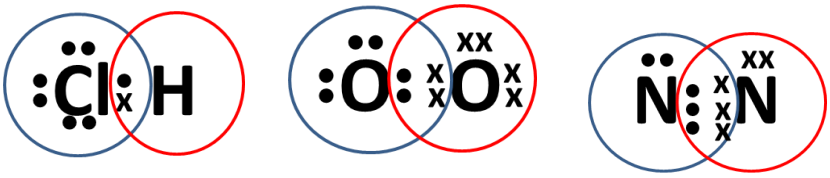
El Na es un metal, electropositivo que tiene tendencia a ceder electrones y convertirse en catión sodio Na^+ con lo cual su configuración electrónica se hace igual a la del gas noble neón (que esel más próximo en la Tabla), pero lo que no se altera es el número de protones del núcleo (y por eso aparece la carga positiva).
El cloro tiene 7 electrones de valencia y avidez por captar el electrón que el sodio libera para adquirir la configuración del gasnoble más próximo que es el argón. Pero al tener más electrones en su capa externa y el mismo número de protones en el núcleo el ion será negativo.

Ambos iones, de carga opuesta, se mantienen unidos por atracciónelectrostática.

Otro ejemplo es el de los óxidos: ejemplo **la cal** es **óxido de calcio** (CaO)

El Ca es un metal alcalino térreo electropositivo que tiene a ceder sus **dos electrones** para alcanzar la configuración electrónica del Argón (gas noble más próximo) con lo cual adquiere **dos cargas positivas**. Mientras tanto el oxígeno que pertenecen al grupo VIA y posee 6 electrones de valencia tiende a captar los **dos electrones** que cede el Ca para adquirir su octeto (y la configuración electrónica del gas noble más próximo que es el neón), pero al tener dos electrones más sin haber afectado el número de protones del núcleo adquiere carga negativa (**dos cargas negativas**) y se transforma en ión óxido. Ambos iones se mantienen unidos por atracción electrostática.

La **unión covalente** se forma cuando los **e**lementos no son ni fuertemente electronegativos ni fuertemente electropositivos, por lo cual tienden a reaccionar entre sí **compartiendo** electrones (uno o más pares) dando lugar a **enlaces covalentes** simples, dobles o triples según se compartan uno, dos o tres pares de electrones.



Cl–H O=O N≡N

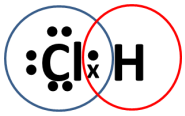
Simple *Doble* *Triple*

Las moléculas formadas por este tipo enlace son estables, no ionizables, no conducen la electricidad, su punto de fusión y de ebullición dependen de las fuerzas de atracción de las moléculas. Son en general líquidos o gases o sólidos de bajos puntos de fusión.

Tipos de enlaces covalentes

Puro: cada uno de los átomos provee uno de los electrones que formarán el par de unión que será compartido.

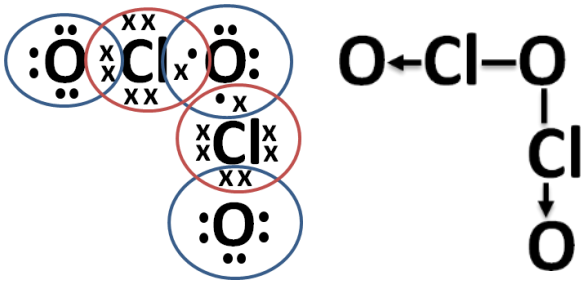
Ej: cloruro de hidrógeno



Cl–H

Dativo: los electrones que forman el par compartido son aportados por uno solo de los átomos:

Ej: anhídrido cloroso



Te mostramos el enlace iónico

El enlace iónico

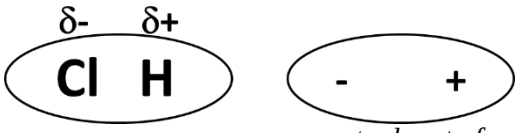
Más sobre...

El enlace covalente

En el Cl_2O_3 (anhídrido cloroso): un átomo de O está unido por unión covalente simple a cada uno de los dos átomos de Cl pero los otros dos átomos de oxígeno están unidos por unión covalente dativa. La flecha va del átomo dador al aceptor.

Polaridad de los enlaces covalentes

Cuando se unen dos elementos con **muy diferente electronegatividad**, el **más electronegativo** atrae así el par electrónico de unión, la molécula se **deforma** y tiene una zona "**más rica**" en electrones (de mayor **densidad de carga negativa: δ^-)** y otras más pobre en electrones con **densidad de carga positiva (δ^+).** Forma lo que se llama un **dipolo.**



se representa de esta forma

Es de resaltar que la polaridad de una molécula como conjunto depende también de la disposición en el espacio de sus átomos constituyentes. Así en el CO_2 O=C=O cada enlace C=O es polar pero la molécula en su conjunto es no polar por su disposición lineal (la fuerza con la que el átomo de O de la izquierda atrae hacia sí los electrones de unión es exactamente compensada por la fuerza con la que el átomo de oxígeno de la derecha atrae el par de unión al C).

Si los dos átomos son iguales (Ej. O_2, N_2) la unión es no polar. Este fenómeno también se da cuando se unen elementos que difieren poco en electronegatividad como C e H.

Actividad

Te proponemos que realices un cuadro comparativo para reflejar diferencias y similitudes entre los diferentes tipos de uniones

Estas animaciones que te ayudarán a reforzar estos conceptos.

Enlaces Químicos

El cuadro comparativo es un organizador de información, que permite identificar las semejanzas y diferencias de dos o más objetos o eventos. Para confeccionarlose necesita:

- **Identificar los elementos que se desea comparar.**
- **Señalar los parámetros a comparar.**
- **Identificar las características de cada objeto o evento.**
- **Construir afirmaciones donde se mencionen las características más relevantes de los elementos comparados.**

Reacciones químicas

En los seres vivos y en la naturaleza se producen miles de **reacciones químicas**. Para que ocurra una reacción química es necesario que aparezcan sustancias diferentes (que llamamos **productos**) de aquellas de las que se partió a las que llamamos **reactivos** o sustancias reaccionantes.

La representación de estas reacciones se hace a través de **ecuaciones químicas** donde se escriben los reactivos separándolos de los productos con una flecha que indica el sentido en que se produce la reacción.

Reacciones irreversibles, ocurren en un solo sentido.

A → B la sustancia A se transforma en B

A ← B la sustancia B se transforma en A

Reacción reversible

A ↔ B la sustancia A se transforma en B pero B simultáneamente se transforma en A

Tipos de reacciones químicas

Podemos encontrar **distintos tipos** de reacciones químicas:

a) **Reacciones de síntesis**: dos o más reactivos se combinan entre sí para formar una sustancia **más compleja**, por ejemplo el H se combina con O para formar agua.

$$O_2 + 2\,H_2 \longrightarrow 2\,H_2O$$

b) **Reacciones de sustitución**: uno o más átomos de un compuesto son reemplazados por otros. Ej. el ácido clorhídrico (HCl) se combina con el hidróxido de sodio (NaOH) para dar cloruro de sodio (NaCl). El H del ácido fue reemplazado por el metal

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

c) **Reacciones de precipitación**: ocurren cuando en un medio líquido reaccionan dos sustancias solubles y uno de los productos que resulta poco soluble en ese líquido aparece como cristales, un sólido que se depositan en el fondo.

Un ejemplo es la reacción del hidróxido de calcio con el ácido sulfúrico que da origen a la formación de una sal insoluble llamada sulfato de calcio. Se dice que esta sal precipita.

$$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow Ca\,SO_4 + 2\,H_2O$$

d) **Reacciones de óxido reducción o redox**: nos resultan más familiares de lo que creemos: la formación de óxido de hierro rojizo en un trozo y hierro dejado a la intemperie, la aparición de color amarronado en una manzana o una papa cortada. La

Te proponemos este video que hace referencia a reacciones químicas en la vida cotidiana.

Reacciones químicas

oxidación es el proceso por el cual una especie química **pierde electrones** (con lo cual **aumentasu número de oxidación**). La **reducción** es el proceso inverso. Se da por ganancia de electrones (con **disminución del número de oxidación**).

Ej: formación de óxido férrico

$$4\ Fe + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ Fe_2\ O_3$$

No puede existir reacción de oxidación sin una reducción simultánea. Una reacción redox está constituida por una hemirreacción de oxidación y una hemirreacción de reducción.
La reacción de oxidación del hierro por el oxígeno del aire se puede representar globalmente mediante la siguiente reacción redox. Pero se puede plantear como la suma de dos hemirreacciones,

$$Fe \longrightarrow Fe^{+3} + 3 \text{ electrones} \qquad \textit{Hemirreacción de oxidación}$$
$$O_2 + 4 \text{ electrones} \longrightarrow 2\ O^{=} \qquad \textit{Hemirreacción de reducción}$$

En estas reacciones el compuesto que se oxida recibe el nombre de **reductor** y el compuesto que se reduce recibe el nombre de **oxidante**.

Actividad

Te proponemos la lectura de este artículo referido a la importancia del agua. Luego de la lectura, podrás elaborar un resumen y entregarlo a tu profesor para que te de una devolución.
El papel que cumple el agua

El resumen es un escrito que sintetiza las ideas principales de un texto. La extensión del resumen puede variar, pero no suele pasar el 25% de la extensión del original.

Ejercicios de Aplicación del Módulo 2

1. En el cloruro de sodio (NaCl) a) Representa con símbolos de Lewis cómo se produce esta unión química. b) ¿Qué tipo de unión es? c)¿Entre qué tipo de elementos se establece (metal, no metal, metaloide)?

2. El hierro (Fe) forma dos tipos de óxido: ferroso con valencia 2 y férrico con valencia 3. a) Representa con símbolos de Lewis la fórmula de ambos óxidos. b) ¿Cómo se establece esta unión química? c) ¿De qué tipo es: covalente o iónica?

3. El CO_2 es un producto de la actividad química celular que se vuelca al torrente sanguíneo y exhalamos durante la respiración. a) Representa con símbolos de Lewis cómo se forma esta unión química. b) ¿Es covalente o iónica? c) ¿La unión C-O es polar o no polar?

4. O_2 y N_2, forman parte del aire que respiramos. a) ¿Qué tipo de enlace existe en cada una de estos compuestos? b) ¿Es polar o no polar?

5. Escribe la molécula de agua con los símbolos de Lewis. Dada la diferencia de electronegatividad entre O e H a) ¿cuál de los dos elementos será el que atraiga los electrones hacia sí? b) ¿Será la molécula de agua una molécula polar? c) Si es así ¿cuál sería el polo negativo y cuál el positivo?.

6. ¿Qué tipos de reacciones son las siguientes?

$NH_4OH \longrightarrow NH_3(g) + H_2O$

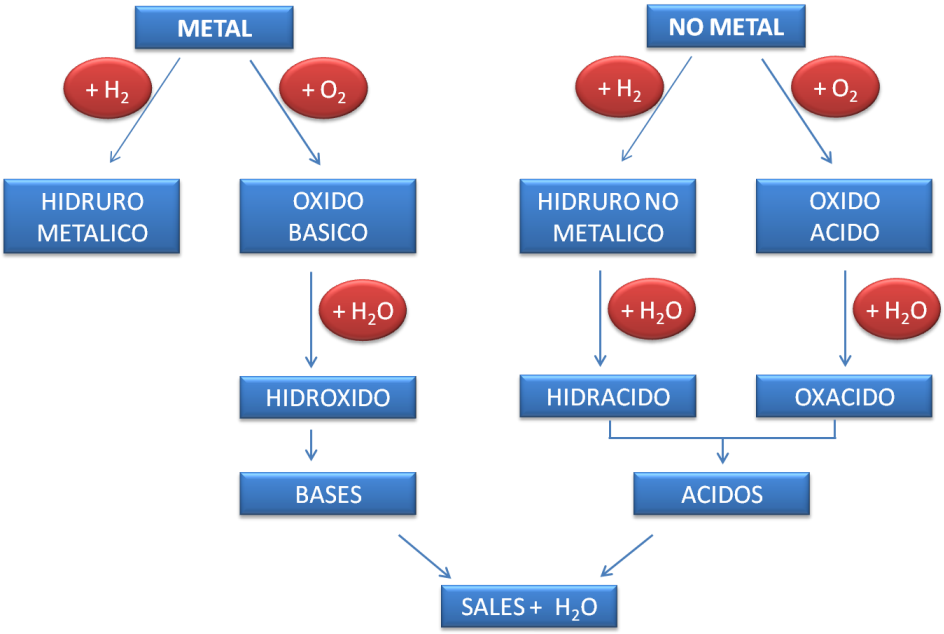
$SO_4H_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow SO_4\,Ca + 2\,H_2O$

$4\,Fe + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,Fe_2O_3$

$3\,H_2 + N_2 \longrightarrow 2\,NH_3$

MÓDULO 3: Formación de compuestos

Ahora estudiaremos los compuestos químicos que pueden formarse a partir de la combinación de diferentes elementos, cómo se forman y cómo se nombran.



Reacciones generales de metales y no metales

Repasemos dos conceptos: **valencia y número de oxidación.**

La **valencia** hace referencia a la cantidad de electrones que se ponen en juego en una unión química. Es siempre un número natural y sin signo.

El **número de oxidación** hace referencia a si esos electrones involucrados en la unión química son cedidos o ganados (en una unión iónica) o si los electrones compartidos en una unión covalente son más atraídos hacia uno de los átomos que hacia el otro. **El valor coincide con la valencia, pero el número de oxidación tiene signo negativo si gana los electrones o los atrae más hacia sí, o signo positivo si los cede o si están menos atraídos hacia sí.**

PLATAFORMA PARA TRABAJAR EN ESTE TEMA.

http://red.unal.edu.co/cursos/ciencias/mtria_ensenanza/nomenclatura_inorganica/html/unidad_1_1.html

HIDRUROS METÁLICOS: METAL + H_2

$$2\,Na + H_2 \longrightarrow 2\,NaH$$

Sodio hidrógeno hidruro de sodio

La reacción de metales con hidrógeno forma hidruros metálicos. **Este es el único caso en que veremos al H aceptando electrones y con número de oxidación -1**. La reacción se produce por transferencia de electrones: el metal cede sus electrones y se transforma en un ion positivo, mientras el H capta esos electrones y se transforma en ion hidruro (H^-). Estos iones se mantienen unidos por atracción electrostática: es una unión iónica. La fórmula surge de intercambiar las valencias del metal y el H. Se nombran como **hidruro de (nombre del metal).**

Ej: LiH hidruro de litio
CaH_2 hidruro de calcio
BaH_2 hidruro de calcio

HIDRUROS NO METÁLICOS: NO METAL + H_2

$$Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2\,ClH_{(g)}$$

cloro hidrógeno cloruro de hidrógeno

En estos hidruros el número de oxidación del H es +1. Se llaman hidruros no metálicos. El no metal atrae más hacia sí los electrones que comparte con el H, formando una unión covalente polar donde el no metal es más electronegativo que el H. Se nombran con el **sufijo uro después de la raíz del nombre del elemento** y se agrega **de hidrógeno**. Para facilitar el asignar nombres no respetamos aquí el orden de los elementos. El subíndice $_{(g)}$ nos indica que todos los hidruros no metálicos son gaseosos.

Ej: $ClH_{(g)}$ cloruro de hidrógeno
$SH_{2(g)}$ sulfuro de hidrógeno
$NH_{3(g)}$ amoníaco ó nitruro de hidrógeno (amoníaco es un nombre de fantasía aceptado por la IUPAC)

ÓXIDOS BÁSICOS: METAL + O_2

$$4\,Na + O_2 \longrightarrow 2\,Na_2O$$

sodio oxígeno óxido de sodio

Los **metales** al reaccionar con **oxígeno** forman **óxidos básicos**, compuestos iónicos, porque el metal cede sus electrones adquiriendo carga positiva y el oxígeno toma los electrones transformándose en ion óxido ($O^=$).

Ej.
Li_2O óxido de litio
CaO óxido de calcio
Al_2O_3 óxido de aluminio

Para los elementos de los grupos I, II y III, el nombre es **óxido de (nombre del metal)**. Para los metaloides, que tienen más de una valencia se usan las terminaciones **oso/ico.** Ej. para el Fe que tiene valencias 2 y 3, al óxido que se forma con la menor valencia se lo nombra con el sufijo oso (óxido ferroso u óxido de hierro II) y con la terminación ico para la mayor valencia (óxido férrico u óxido de hierro III).

FeO óxido ferroso
Fe_2O_3 óxido férrico

ÓXIDOS ÁCIDOS Ó ANHÍDRIDOS: NO METAL + O_2

Los no metales forman óxidos ácidos ó anhídridos al reaccionar con oxígeno. Como poseen más de una valencia se pueden formar varios anhídridos. El C (carbono) tiene 2 valencias: 2 y 4; por lo que puede formar dos óxidos ácidos:

$$2C + O_2 \longrightarrow 2\,CO$$

carbono hidrógeno monóxido de carbono ó anhídrido carbonoso

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

carbono hidrógeno dióxido de carbono ó anhídrido carbónico

El N, con sus valencias más comunes forma anhídrido nitroso (u óxido ácido nitroso) N_2O_3, y con valencia 5 anhídrido nítrico (u óxido ácido nítrico) N_2O_5. Esta nomenclatura es la más comúnmente usada, aunque está vigente la de la IUPAC: trióxido de dinitrogéno y pentóxido de dinitrógeno respectivamente.

En el caso de los elementos del grupo VII (Cl, Br, I), que pueden actuar con 4 valencias la nomenclatura usa prefijos y/o sufijos para diferenciarlos. Ej:

Cl_2O	anhídrido *hipocloroso*
Cl_2O_3	anhídrido *cloroso*
Cl_2O_5	anhídrido *clórico*
Cl_2O_7	anhídrido per*clórico*

Peróxidos: tanto metales como no metales forman peróxidos (tienen un átomo de O más que los óxidos. El número de oxidación del oxígeno es -1. Ej. H_2O_2 (peróxido de hidrógeno, agua oxigenada) o el peróxido de sodio (Na_2O_2). **En estos casos no se pueden simplificar los subíndices como se hace normalmente cuando son múltiplos uno de otro, porque representan la fórmula mínima de estos compuestos.**

HIDRÁCIDOS: HIDRUROS NO METÁLICOS + H_2O

Si los hidruros no metálicos se hacen burbujear en agua, adquieren propiedades distintas, el agua logra separar los iones y se forman los hidrácidos (ácidos que no contienen O).

$$ClH(g) + H_2O \longrightarrow ClH_{(ac)}$$

Cloruro de hidrógeno — ácido clorhídrico

Así, el cloruro de hidrógeno **$HCl_{(g)}$** se transforma en el ácido clorhídrico **$HCl_{(ac)}$**, el sulfuro de hidrógeno **$H_2S_{(g)}$** en el ácido sulfhídrico **$H_2S_{(ac)}$** (ac en el subíndice significa solución acuosa). Así para otros de los grupos VI y VII.

Es muy frecuente que $_g$ y $_{ac}$ se omitan y eso puede llevar a confusión sobre cómo se lo nombra o se lo escribe.

Para la nomenclatura se reemplaza la terminación **uro** del **hidruro** por la terminación **hídrico**.

El amoníaco **$NH_{3(g)}$** es una excepción, en lugar de formar un hidrácido, genera un hidróxido: el **hidróxido de amonio.**

$$NH_{3(g)} + H_2O \longrightarrow NH_4OH$$

Amoníaco — hidróxido de amonio

HIDRÓXIDOS: ÓXIDOS BÁSICOS + H_2O

Cuando los óxidos básicos reaccionan con agua se forman hidróxidos.

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\ NaOH$$

Óxido de sodio — hidróxido de sodio

La escritura de la fórmula es sencilla porque llevan el símbolo del metal y tantos oxhidrilos (OH^-) como valencia tenga el metal. La nomenclatura es similar a la de los óxidos básicos, sólo que empieza con el término **hidróxido**.

$Ca(OH)_2$ hidróxido de calcio
$Al(OH)_3$ hidróxido de aluminio
$Fe(OH)_2$ hidróxido ferroso
$Fe(OH)_3$ hidróxido férrico

Son compuestos **iónicos** donde el metal forma un catión con carga igual a su valencia y los OH^- poseen carga negativa.

OXÁCIDOS: ÓXIDOS ÁCIDOS +H_2O

Cuando los óxidos ácidos ó anhídridos reaccionan con agua se originan oxácidos.

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow SO_3H_2$$

anhídrido sulfuroso — ácido sulfuroso

$SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4H_2$

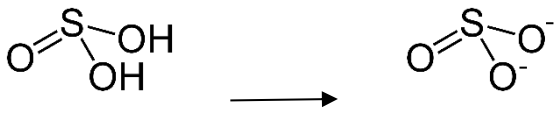
anhídrido sulfúrico — ácido sulfúrico

El nombre será con la misma terminación que el anhídrido pero con la palabra ácido.

La unión entre el no metal y el oxígeno es covalente, pero la unión del oxígeno con el hidrógeno es iónica; por eso son compuestos ionizables. Los H se pueden perder como protones (H^+) y el resto de la molécula (llamada radical) queda con carga negativa (con tantas cargas como protones se pierdan).

Ej: para el ácido sulfúrico

$\mathbf{SO_4H_2 \longrightarrow SO_4^{=} + 2H^+}$



$\mathbf{+2\ H^+}$

Se forma un radical sulfato y dos protones

Nomenclatura de los radicales:

Si el nombre del ácido termina en **ico**, el radical termina en **ato.**

Si el nombre del anhídrido termina en **oso,** el radical termina en **ito**.

Así, se puede hacer una lista de radicales, como la siguiente, que también servirá para la formulación de sales.

Nombre del ácido	Fórmula del ácido	Nombre del radical	Fórmula del radical
Ácido sulfúrico	SO_4H_2	Sulfato	SO_4^{-2}
Ácido sulfuroso	SO_3H_2	Sulfito	SO_3^{-2}
Ácido carbónico	CO_3H_2	Carbonato Bicarbonato o carbonato ácido	CO_3 CO_3H^-
Ácido ortofosfórico	PO_4H_3	Fosfato diácido Fosfato monoácido Fosfato	$PO_4H_2^-$ PO_4H^{-2} PO_4^{-3}
Ácido nitroso	NO_2H	Nitrito	NO_2^-
Ácido nítrico	NO_3H	Nitrato	NO_3^-

FORMACIÓN DE SALES

Son reacciones de neutralización, entre ácidos e hidróxidos. Se forman sales y agua. Los protones del ácido se combinan con los OH^- del hidróxido para formar el agua y el metal reemplaza los H del ácido. Son compuestos iónicos.

SALES DE HIDRÁCIDOS

$HCl + NaOH \longrightarrow ClNa + H_2O$

ácido clor**hídrico** — hidróxido de sodio — clor**uro** de sodio

Para la nomenclatura de estas sales, el radical del hidrácido cambia su terminación **hídrico** por **uro** y el metal se nombra a continuación. Como son compuestos binarios sólo hay que intercambiar las valencias del no metal y el metal.

SALES DE OXÁCIDOS

$HNO_3 + Na\ OH \longrightarrow NO_3Na + H_2O$

ácido nítr**ico** — hidróxido de sodio — nitr**ato** de sodio

$2\ H_3PO_4 + 3\ Ca(OH)_2 \longrightarrow (PO_4)_2Ca_3 + 6\ H_2O$

ácido fosfór**ico** — hidróxido de calcio — fosf**ato** de calcio

Nomenclatura: el nombre del radical seguido del nombre del metal.

SALES ÁCIDAS Y BÁSICAS

Cuando el reemplazo de los H del ácido o los OH de la base es parcial se forman sales ácidas (quedan H sin sustituir) o básicas (quedan OH sin neutralizar) respectivamente.

Ej. sales ácidas

$H_2CO_3 + NaOH \longrightarrow HCO_3Na + H_2O$

Ác. carbónico — hidróxido de sodio — carbonato ácido de odio Ó bicarbonato de sodio

$H_3PO_4 + NaOH \longrightarrow H_2PO_4Na + H_2O$

Ácido fosfórico — hidróxido de sodio — fosfato diácido de sodio

Ej. sales básicas

$H_2SO_4 + Al(OH)_3 \longrightarrow Al(OH)SO_4 + 2H_2O$

Ác sulfúrico — hidróxido de aluminio — Sulfato básico de aluminio

Ejercicios de aplicación del Módulo 3

1. En algunos procesos de fermentación se forma sulfuro de hidrógeno ($H_2S_{(g)}$) ¿Qué tipo de compuesto es?

2. El amoníaco $NH_{3(g)}$ es un gas de olor muy fuerte e irritante.

a) ¿Qué tipo de compuesto es? La unión entre los elementos ¿es iónica o covalente?

b) Si se lo hace burbujear en agua ¿qué compuesto se forma? Escribe su fórmula.

3. La cal es el óxido de calcio ¿Qué tipo de óxido es: ácido o básico? ¿Qué tipo unión existe entre el metal y el oxígeno?

4. El hierro se oxida formando óxido ferroso (rojo) ¿Podrías escribir su fórmula e indicar si se trata de un compuesto iónico o covalente?

5. El agua oxigenada (peróxido de hidrógeno) es utilizada como bactericida pero además es un producto de algunas reacciones en los organismos vivos. ¿cuál es su fórmula? ¿Es un compuesto iónico o covalente?

6. El estómago produce grandes cantidades de ácido clorhídrico (ClH) ¿Qué tipo de ácido es?

7. El ácido carbónico es un compuesto que se forma cuando el dióxido de carbono se disuelve en el agua del plasma sanguíneo. Escribe la reacción que ocurre e indica qué tipo de unión existe entre los H y el resto de la molécula y entre el C y el O. ¿Es un hidrácido o un oxácido? ¿Por qué?

8. El hidróxido de sodio es componente de los líquidos con los que limpiamos los hornos. Escribe con fórmulas la reacción de formación a partir del óxido correspondiente. ¿Qué tipo de unión existe entre el metal y el oxhidrilo? ¿Y entre el oxígeno y el hidrógeno de este grupo? El hidróxido ¿es un compuesto iónico o covalente?

9. El KCl es un componente de nuestros líquidos orgánicos se forma a partir de un hidrácido y un hidróxido escribe la ecuación. Indica el nombre del compuesto.

10. El ácido sulfhídrico puede formar dos sales con el hidróxido de sodio: el sulfuro de sodio y el sulfuro ácido de sodio. Escribe sus fórmulas.

11. Cuando el hidróxido de amonio reacciona con el ácido clorhídrico se forma una sal ¿Cuál es su fórmula y su nombre? ¿Es un compuesto iónico o

covalente?

12. Los sulfatos abundan en la naturaleza: escribe la fórmula del sulfato cúprico y del sulfato férrico.

13. El bicarbonato de sodio se suele usar como antiácido. ¿De qué ácido deriva esta sal? ¿Qué tipo de sal es?

14. El hueso está formado fundamentalmente por apatita: es el nombre común el ortofosfato de calcio (fosfato de calcio). Escribe su fórmula.

15. El ácido fosfórico (ortofosfórico) puede formar tres sales diferentes combinándose con NaOH y dos de ellas son importantes componentes del plasma sanguíneo y están presentes en el citoplasma de la célula: el fosfato monoácido de sodio y el fosfato diácido de sodio. Escribe sus fórmulas.

MÓDULO 4: Soluciones Porcentuales

Este módulo tiene vinculación con el caso presentado sobre el perro que presenta deshidratación a causa de una enfermedad viral...

La terapia de rehidratación intravenosa consiste en administrar una solución...

Soluciones

Las soluciones son **mezclas homogéneas** de **dos o más componentes**. Esto significa que son mezclas en las cuales: a nivel microscópico se distingue **una sola fase**, sus componentes no reaccionan entre sí y **no pueden ser separados por métodos mecánicos simples** (filtración, decantación y centrifugación).

Sus componentes se conocen como soluto/s y solvente. En general, se considera el solvente como el componente mayoritario y el soluto el minoritario. El soluto puede un sólido, un líquido o un gas y a su vez el solvente puede encontrarse en cualquiera de estos tres estados. En este momento, nos enfocaremos en las soluciones de sólidos en líquidos y de líquidos en líquidos, y entre ellas, en las que llamamos soluciones acuosas, porque el solvente es el agua.

En muchos casos, otras mezclas no homogéneas, como los **coloides** y **mezclas biológicas** –como la sangre-, suelen confundirse con soluciones verdaderas porque a simple vista parecen una sola fase, pero si las miramos en un microscopio, veremos sus distintos componentes.

Formas de expresar la concentración de una solución

Las proporciones en que se pueden mezclar solutos y solvente son infinitas. Y además, cambian las propiedades físico-químicas de esa solución: densidad, conductancia, etc. Si queremos expresar de algún modo **la proporción que el soluto representa en esa mezcla** usaremos un término químico: **concentración**. Hay diferentes maneras de **expresar la concentración de una solución.** Se pueden utilizar unidades físicas (peso, volumen) o químicas (moles, equivalentes).

Aclaración importante...masa y peso ¿son lo mismo?

La masa es una medida de la cantidad de materia y el peso es la acción de la fuerza de la gravedad sobre la masa de un objeto en particular. La intensidad de la gravedad de un planeta depende de su masa y de su tamaño. Durante la mayor parte de su historia, la especie humana estuvo restringida a la superficie del planeta Tierra, que ejerce una fuerza gravitatoria relativamente constante sobre un objeto dado; por esta razón, los términos masa y peso se utilizaban de manera indistinta. Cuando se inició la exploración del espacio, no obstante, las claras diferencias entre la masa y el peso se hicieron más evidentes y fáciles de describir. En definitiva, el peso cambia con la gravedad, pero la masa no. Aquí, los usaremos de manera indistinta.

Las expresiones más comunes que utilizan unidades físicas son las concentraciones porcentuales.

% P/P	% P/V	% V/V
por ciento peso enpeso	por ciento peso en volumen	por ciento volumenen volumen

P: representa peso
V: representa volumen

Así, una solución de NaCl es al **10 % P/V** contiene **10 g de NaCl en 100 ml de solución.**

Si una solución acuosa de alcohol etílico es al **30 % V/V** significa que contiene **30 ml de alcohol etílico en 100 ml de solución**.

Si una solución de ácido clorhídrico es al **37 % P/P** significa que contiene **37 g de HCl en 100 g de solución.**

También son formas de expresar concentración otras unidades físicas como g/litro, mg/ml, g/dl (gramos por decilitro = % P/V), etc. En definitiva, c**ualquier expresión en que se incluya la proporción: cantidad (peso o volumen) de soluto en un volumen o peso definido de solución, expresa una concentración.**

Estas formas de expresar la composición de la mezcla nos permite resolver diferentes tipos de problemas.

Ej: Tengo que preparar **20 ml** de una solución fisiológica para inyectar un medicamento, ¿qué cantidad de NaCl debo pesar si la

solución fisiológica es una solución de NaCl al 0,9 % P/V?

Si la solución es al 0,9 % P/V, significa que en 100 ml contiene 0,9 g de soluto

100 ml_____0,9 g de NaCl
para preparar 20 ml_____x = $\frac{0,9 \text{ g} \times 20 \text{ ml}}{100 \text{ ml}}$ = 0,18 g

Se pesan 0,18 g del soluto y se disuelven en una pequeña cantidad de agua y se lleva a volumen final de **20 ml**.

También puede ocurrir que quiera saber **¿qué concentración % V/V** tiene una solución preparada con 50 ml de alcohol más agua hasta completar 75 ml?

75 ml de solución_____contienen 50 ml de alcohol
100 ml de solución_____x = $\frac{100 \text{ ml} \times 50 \text{ ml}}{75 \text{ ml}}$ = 37,5 ml

por lo tanto, la solución es **37,5 % V/V**

Puede interesarme conocer ¿cuántos **mg de KCl** tengo en un **5 ml** de una solución al **3 % P/V?**
Si la solución es al 3 % P/V sé que contiene:

en 100 ml_____3 g de KCl
Por lo tanto en 5 ml_____x = contendrá 0,15 g
Pero el problema que me he planteado es cuántos mg, deberé transformar las unidades **0,15 g serán 150 mg.**

Actividad

Te proponemos la lectura de esta noticia y que rescates el aporte de la química en la creación del dispositivo.
Parche inteligente

Ejercicios de aplicación del Módulo 4

1. Identifica solutos y solvente en las siguientes mezclas:
a) 10 g de NaCl + 1 litro de agua
b) 90 ml de etanol + 10 ml de agua
c) 20 g de KCl + 10 ml de etanol + 90 ml de agua

2. Indica cuál de las siguientes expresiones corresponden a formas de expresar concentración:
a) 21 mg de glucosa/ 100 ml de solución
b) ClK 1 % P/V
c) 0,5 mg de nitrato de calcio
d) 0,9 g/l de ClNa
e)13 dl de sangre.

a) Debemos alimentar un cachorro de 2 kg. La indicación del veterinario es darle **una taza de leche mezclada con dos tazas de agua**. A otro cachorro se le debe dar 1 taza y media de leche porque tiene mayor peso, pero se debe agregar agua en la misma proporción ¿Cuántas tazas de agua debemos agregar a la leche para el segundo cachorro para que la concentración de leche sea la misma en ambos casos?

3. Preparemos dos soluciones colocando:
vaso A: 2 cucharadas de sal de cocina + 100 ml de agua
vaso B: 4 cucharadas de sal + 200 ml de agua.
a) ¿Cómo será la concentración de sal en el vaso A respecto de la de B ¿mayor, menor o igual?
b) ¿Cuál de los dos vasos contiene mayor cantidad de sal?
c) Si cada cucharada contiene 5 gr de sal ¿Cuál será la concentración de A y la de B expresada en % P/V?

4. ¿Cuántos ml de alcohol puro (etanol) debes medir para preparar 250 ml de una solución acuosa al 20 % V/V? ¿Qué volumen de esa solución deberías tomar para que contenga 5 ml de etanol?

5. ¿Cuál será la concentración % P/V de una solución que contiene 3 g de soluto en 300 ml de solución?

6. ¿En qué volumen final de solución debes disolver 4 g de nitrato de potasio (NO_3K) para tener una solución al 8 % P/V?

7. ¿Qué concentración % P/V tiene una solución que contiene 15 mg de LiOH en 1 ml de solución?

Reflexión final

Llegamos al final de este curso, si bien hemos realizado un recorrido por los temas fundamentales de la química los cuales constituirán las bases para tu futuro, aún resta por ver un ítem esencial "soluciones", un tanto más profundo que lo que hemos visto. ¿Sabías que más del 90% de las reacciones químicas ocurren en soluciones y más del 95% de las mismas se dan en soluciones acuosas? ¿Sabías que por ejemplo para preparar medicamentos y fórmulas alimentarías es necesario hacer soluciones?

Por estas razones y muchas más, te invitamos a seguir recorriendo páginas para adquirir las herramientas necesarias empleadas en los cálculos y preparación de más soluciones. Esperamos que lo hayas disfrutado y que lo sigas haciendo a lo largo de toda tu carrera.

¡Adelante!

Bibliografía ampliatoria

- BURNS, R. A. (2003). *FUNDAMENTOS DE QUIMICA* (1a. ed.). MEXICO: PEARSON EDUCACION.

Sitios Web sugeridos

Tabla periódica digital
http://www.ptable.com/