

Agronomía y Veterinaria Integración a la Cultura Académica (ICA) Química 2023



Universidad Nacional de Río Cuarto Facultad
de Agronomía y Veterinaria





Integración a la Cultura Académica (ICA) Química



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	3
¿Para qué sirve la Química?	3
TEMARIO.....	4
MÓDULO 1: Los elementos químicos y estructura atómica	5
Los elementos químicos.....	5
Tabla Periódica de los elementos	6
Algunas propiedades periódicas de interés.....	8
Radio atómico.....	8
Afinidad electrónica.....	9
Electronegatividad	9
Peso Atómico	12
Peso Molecular.....	13
Peso Atómico Gramo	13
Ejercicios de aplicación del Módulo 1	15
MÓDULO 2: Uniones y Reacciones Químicas.....	17
Uniones químicas.....	17
Tipos de uniones químicas	17
Enlace Covalente	19
Tipos de enlaces covalentes	19
Polaridad de los enlaces covalentes	20
Reacciones químicas	21
Tipos de reacciones químicas.....	21
Ejercicios de Aplicación de Módulo 2	23
MÓDULO 3: Formación de compuestos	24
Metales con hidrógeno: Hidruros metálicos.....	24
No Metales con hidrógeno: Hidruros no metálicos	25
Hidruros no metálicos y agua: HIDRÁCIDOS	25
Metales con oxígeno: ÓXIDOS BÁSICOS	25
No Metales con oxígeno: ÓXIDOS ÁCIDOS.....	26
Reacciones de óxidos básicos con agua: HIDRÓXIDOS	26
Reacciones de óxidos ácidos con agua: OXÁCIDOS	27
Formación de Sales	28
Sales de hidrácidos.....	28
Sales de oxácidos	28
Sales ácidas y básicas.....	29
Ejercicios de aplicación del Módulo 3	30

MÓDULO 4: Soluciones Porcentuales	32
Soluciones	32
Diluir una solución.....	34
Ejercicios de aplicación del Módulo 4	35
Reflexión final.....	38

Introducción

El ingreso a la vida universitaria de la Carrera de Medicina Veterinaria, de la Facultad de Agronomía y Veterinaria (FAV) de la UNRC, tiene el objetivo de contribuir a una gradual inserción de los estudiantes a la **nueva cultura académica**

La transición de la escuela secundaria a la Universidad representa un gran desafío. Las actividades que desarrollarán estas semanas 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 preconceito de que es difícil, aburrida, poco creativa. Y en ese contexto, sabemos que es difícil encontrar interés y motivación. Para nosotros es un desafío mostrarte que la química nos rodea constantemente, que 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 variadas necesidades humanas. Así, podemos citar como ejemplo el uso de anestésicos en las cirugías, aleaciones ligeras y combustibles especiales para volar aviones, explosivos para construir túneles, conservantes para alimentos y hasta las tinturas empleadas para colorear la ropa.

Los seres vivos estamos compuestos por elementos químicos básicos 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, estamos en contacto con muchos sucesos que tienen relación con la química, por ejemplo cuando comemos, cada uno de nuestros alimentos contienen sustancias y nutrientes que al combinarse nos dan energía y nos hacen tener la fuerza suficiente para movernos y realizar todas nuestras actividades.

Nuestro hogar es un gran laboratorio de Química. Cuando cocinamos empleamos todo tipo de reactivos que se combinan, empleamos diversas sustancias químicas tales como detergentes, insecticidas, saborizantes y de este modo podríamos citar miles de ejemplos más.

En tu carrera profesional, prepararás soluciones anestésicas, diversos fármacos como antibióticos para tratar enfermedades, 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 único y 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



[Miedo a la Química](#)



trabajo.

Al concluir este curso esperamos que adquieras los conocimientos referidos a estructura atómica, uniones químicas, formación de compuestos y soluciones, necesarios para facilitar el aprendizaje sobre estructura, función y vías metabólicas más importantes en la vida de los organismos, los cuales tendrán continuidad con los temas dictados dentro de la asignatura del Primer cuatrimestre (Química Biológica I, Cód. 3058).

TEMARIO

Módulo 1: Elementos químicos

Estructura atómica

Tabla Periódica de los elementos.

Algunas propiedades periódicas de interés.

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

Los elementos químicos

Al estudiar la materia los científicos han podido descubrir que todas las sustancias analizadas pueden llegar a ser descompuestas químicamente en unos 92 elementos naturales, y por reacciones realizadas en laboratorios muy especializados han llegado a obtener los restantes elementos hasta hoy descriptos que son 118. No todos son igualmente abundantes; en los océanos, en la atmósfera y en la corteza terrestre sólo 9 elementos constituyen el 98 % de la masa total: oxígeno (O), hidrógeno (H), hierro (Fe), calcio (Ca), sodio (Na), potasio (K), silicio (Si), aluminio (Al) y magnesio (Mg). Es realmente 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, O, H, S.

Estructura atómica

Todas las sustancias elementales o **elementos** están constituidos por **átomos**, que son partículas infinitamente pequeñas. El átomo de hidrógeno es el más liviano de todos, tiene un diámetro de 10^{-10} m y un peso de $1,7 \times 10^{-24}$ g (no se pueden ver en el microscopio más potente ni se pueden pesar en la balanza más ultrasensible que se conozca).

Antes de comienzos del siglo XX sólo se conocían propiedades referidas a la capacidad de combinación y propiedades físicas de algunos elementos, se tenía noción de sus masas atómicas relativas. A partir de esa fecha ya 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 carga)**.

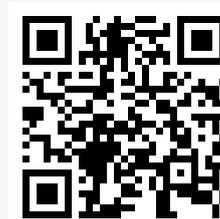
Para poder describir la estructura del átomo, y el comportamiento de las partículas subatómicas dentro de él, se requieren conocimientos avanzados de física y matemáticas. Nos vamos a contentar con tener una somera noción de cómo están distribuidas estas partículas en un modelo muy elemental que imagina al átomo con un **núcleo central** en donde se concentran todos los protones y neutrones y una serie de capas o **niveles de energía** en donde se mueven los electrones (distribuidos en esas **capas según su propio contenido de energía**). Dentro de esas capas los electrones pueden ubicarse solos o de a pares en **orbitales** que vamos a definir como aquellas regiones del espacio donde es muy alta la probabilidad de encontrar un electrón de cierto contenido energético. Si bien se conoce que cargas de igual signo se repelen, los protones de carga positiva, que están juntos en el núcleo pueden hacerlo porque los



[Evolución del modelo atómico](#)



[Modelo atómico actual](#)



neutrones actuarían como “aislantes” impidiendo sus interacciones. Los elementos que tienen elevada cantidad de protones en su núcleo (más de 83) con elevada cantidad de neutrones, son inestables y se descomponen emitiendo radiaciones: ese es el fenómeno que conocemos como **radiactividad**.

Protones y neutrones son las dos partículas subatómicas que poseen masa. Para comparación basta decir que un electrón tiene una masa que es la 1840ava parte de la masa de un protón o un neutrón, así que **los electrones no contribuyen a la masa total de un átomo**.

Como en el núcleo se concentran protones y neutrones, la masa y la carga positiva están concentradas en él. Los electrones, que tienen carga negativa, son atraídos hacia el núcleo pero lo que los mantiene en sus orbitales es su energía y el continuo movimiento.

El 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).

Los descubrimientos del protón y el electrón permitieron a los científicos definir para cada átomo 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 en la periferia) pero también el **número másico (A)** que representa la **suma del número de protones y de neutrones que tiene ese átomo** (son las dos partículas con masa apreciable).



[Y si se escarba dentro del átomo, ¿hay algo más?](#)



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**

En general en la naturaleza los átomos rara vez se presentan aislados, comúnmente forman moléculas. Como ya hemos dicho son **homoatómicas para los elementos y heteroatómicas para los compuestos**.

En resumen: **sólo hay átomos de elementos**
Pero puede haber moléculas: a) de elementos (homoatómicas)
b) de compuestos (heteroatómicas)

Tabla Periódica de los elementos

A medida que se fueron conociendo los elementos, los químicos fueron designándolos con nombres de fantasía 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 como se relacionaban entre sí. Esto ocurría cuando se conocían aún pocos elementos y no se tenía idea de la existencia de las partículas subatómicas. De los muchos intentos realizados, el modelo de clasificación que aún hoy se utiliza (con ciertas modificaciones) es el propuesto por el científico ruso D. Mendeleiev que resultó muy similar al de su colega alemán contemporáneo L. Meyer. Esas clasificaciones se hicieron 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 descrito lo encolumnaban debajo y continuaban con el orden correlativo. Así los elementos quedaron dispuestos en **filas horizontales** (se les dio el nombre de **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 corrigió esta primera clasificación ordenando ahora los elementos de acuerdo al orden creciente de sus **números atómicos**, y hoy se sabe que la repetición periódica de propiedades físicas y químicas es función del número atómico de los elementos (Tabla Periódica Moderna).



[Tabla Periódica digital](#)



TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1 H Hidrógeno 1.0079																	2 He Helio 4.0026																														
3 Li Litio 6.941	4 Be Berilio 9.0122	<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div> <p>número atómico: 26</p> <p>Símbolo químico: Fe</p> <p>nombre: Hierro</p> <p>masa atómica: [55.845]</p> </div> <div> <p>■ NO METALES</p> <p>■ ALCALINOTÉRREOS</p> <p>■ METALES ALCALINOS</p> <p>■ METALES DE TRANSICIÓN</p> </div> <div> <p>■ OTROS METALES</p> <p>■ METALOIDES</p> <p>■ HALÓGENOS</p> <p>■ GASES NOBLES</p> </div> <div> <p>■ ACTÍNIDOS</p> <p>■ LANTÁNIDOS</p> <p>■ ELEMENTOS DESCONOCIDOS</p> </div> </div>																5 B Boro 10.811	6 C Carbono 12.011	7 N Nitrógeno 14.007	8 O Oxígeno 15.999	9 F Flúor 18.998	10 Ne Neón 20.1797																								
11 Na Sodio 22.989	12 Mg Magnesio 24.305	13 Al Aluminio 26.981	14 Si Silicio 28.085	15 P Fósforo 30.974	16 S Azufre 32.066	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argón 39.948																																								
19 K Potasio 39.098	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Escandio 44.955	22 Ti Titanio 47.887	23 V Vanadio 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganeso 54.938	26 Fe Hierro 55.845	27 Co Cobalto 58.933	28 Ni Níquel 58.6934	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Galio 69.723	32 Ge Germanio 72.63	33 As Arsénico 74.921	34 Se Selenio 78.971	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kriptón 83.798																														
37 Rb Rubidio 85.467	38 Sr Estroncio 87.62	39 Y Itrio 88.9058	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.9063	42 Mo Molibdeno 95.95	43 Tc Tecnecio (98)	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.90	46 Pd Paladio 106.42	47 Ag Plata 107.8682	48 Cd Cadmio 112.414	49 In Indio 114.818	50 Sn Estaño 118.710	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Telurio 127.60	53 I Yodo 126.90	54 Xe Xenón 131.293																														
55 Cs Cesio 132.905	56 Ba Bario 137.327	57-71*	72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tantalio 180.94	74 W Wolframio 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.217	78 Pt Platino 195.084	79 Au Oro 196.967	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Talio 204.38	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98	84 Po Polonio (209)	85 At Astatio (210)	86 Rn Radón (222)																														
87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89-103**	104 Rf Rutherfordio (267)	105 Db Dubnio (268)	106 Sg Seaborgio (271)	107 Bh Bohrio (272)	108 Hs Hassio (270)	109 Mt Meitnerio (276)	110 Ds Darmstadtio (281)	111 Rg Roentgenio (280)	112 Cn Copernicio (285)	113 Nh Nihonio (284)	114 Fl Flerovio (289)	115 Mc Moscovio (288)	116 Lv Livermorio (293)	117 Ts Teneso (294)	118 Og Oganésón (294)																														
<table border="1" style="width: 100%; text-align: center;"> <tr> <td>* 57 La Lantano 138.90</td> <td>58 Ce Cerio 140.116</td> <td>59 Pr Praseodimio 140.90</td> <td>60 Nd Neodimio 144.242</td> <td>61 Pm Prometio (145)</td> <td>62 Sm Samario 150.36</td> <td>63 Eu Eurobio 151.964</td> <td>64 Gd Gadolinio 157.25</td> <td>65 Tb Terbio 158.92</td> <td>66 Dy Disprosio 162.500</td> <td>67 Ho Holmio 164.93</td> <td>68 Er Erbio 167.259</td> <td>69 Tm Tulio 168.93</td> <td>70 Yb Iterbio 173.054</td> <td>71 Lu Lutecio 174.9668</td> </tr> <tr> <td>** 89 Ac Actinio (227)</td> <td>90 Th Torio 232.0377</td> <td>91 Pa Protactinio 231.03</td> <td>92 U Uranio 238.02</td> <td>93 Np Neptunio (237)</td> <td>94 Pu Plutonio (244)</td> <td>95 Am Americio (243)</td> <td>96 Cm Curio (247)</td> <td>97 Bk Berkelio (247)</td> <td>98 Cf Californio (251)</td> <td>99 Es Einstenio (252)</td> <td>100 Fm Fermio (257)</td> <td>101 Md Mendelevio (258)</td> <td>102 No Nobelio (259)</td> <td>103 Lr Laurencio (262)</td> </tr> </table>																		* 57 La Lantano 138.90	58 Ce Cerio 140.116	59 Pr Praseodimio 140.90	60 Nd Neodimio 144.242	61 Pm Prometio (145)	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Eurobio 151.964	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.92	66 Dy Disprosio 162.500	67 Ho Holmio 164.93	68 Er Erbio 167.259	69 Tm Tulio 168.93	70 Yb Iterbio 173.054	71 Lu Lutecio 174.9668	** 89 Ac Actinio (227)	90 Th Torio 232.0377	91 Pa Protactinio 231.03	92 U Uranio 238.02	93 Np Neptunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einstenio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Laurencio (262)
* 57 La Lantano 138.90	58 Ce Cerio 140.116	59 Pr Praseodimio 140.90	60 Nd Neodimio 144.242	61 Pm Prometio (145)	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Eurobio 151.964	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.92	66 Dy Disprosio 162.500	67 Ho Holmio 164.93	68 Er Erbio 167.259	69 Tm Tulio 168.93	70 Yb Iterbio 173.054	71 Lu Lutecio 174.9668																																	
** 89 Ac Actinio (227)	90 Th Torio 232.0377	91 Pa Protactinio 231.03	92 U Uranio 238.02	93 Np Neptunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkelio (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einstenio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Laurencio (262)																																	



Los **grupos** se nombran por los números que tienen en la parte superior y algunos tienen nombre propio relacionados con sus propiedades. Ej.: los del **grupo IA** son los **metales alcalinos**, los del **Grupo IIA** son los **metales alcalino-térreos**, los del **grupo VIIA** son los **halógenos**, los del **Grupo VIIIA** o de los **Gases Nobles**.

Todos los elementos que están ubicados 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 grupos indicados con la **letra A** incluyen a los llamados **Elementos representativos**. En la Tabla Periódica quedan ubicados en los grupos IA, IIA y IIIA los elementos conocidos como metales. En el extremo derecho se encuentran los gases nobles (VIIIA) y cercanos a ellos los no metales (grupos IVA a VII A).

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 II y III 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**.

Algunas propiedades periódicas de interés

Radio atómico

Es la distancia desde el núcleo al último nivel de energía. Va disminuyendo a lo largo de un período porque si bien cada átomo tiene más electrones que el anterior dentro de un período, se van concentrando simultáneamente más protones en el núcleo, lo que atrae a los electrones de ese nivel.

El radio atómico aumenta cuando vamos de arriba hacia abajo en los grupos porque se van agregando más capas o niveles de energía.

Energía de ionización

Cuando un átomo pierde un electrón se transforma en una partícula con carga positiva. Las **partículas con carga** reciben el nombre de **iones**, y si tienen carga positiva reciben el nombre particular de **cationes**.

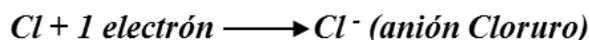


Para **separar un electrón** de un átomo es necesario entregar energía a ese átomo, y esa energía se conoce como **energía de ionización**.

La energía de ionización crece a lo largo de un período de izquierda a derecha y en un grupo de abajo hacia arriba. Los metales, principalmente los de los grupos I y II, son los elementos que más tienden a formar iones positivos ya que **tienen baja energía de ionización**.

Afinidad electrónica

Es la **energía liberada** cuando un átomo neutro toma un electrón y se transforma en un ion con carga negativa (que recibe el nombre de **anión**).



La afinidad electrónica crece dentro de los períodos de izquierda a derecha de la tabla y en los grupos cuando vamos de abajo hacia arriba. Los elementos de mayor afinidad electrónica son los de los grupos VI y VII.

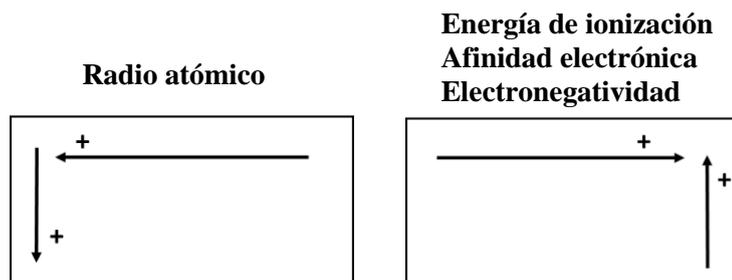
Electronegatividad

Esta propiedad, a diferencia de las anteriores, se define para **átomos enlazados por una unión química**.

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

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)**.



Variación de algunas propiedades en la Tabla Periódica

Estas propiedades periódicas determinan la capacidad de los elementos para formar uniones químicas.

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 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 reacción química y sólo actúan con una valencia.**

En cambio, los elementos de los grupos IV, V, VI y VII (**No metales**) **pueden participar en reacciones 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, Br, I lo hacen con valencias 1, 3, 5, 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

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 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)
Grupo IIA	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
Grupo VIA	Azufre, Selenio	S, Se	2, 4, 6	-2, +4, +6
Grupo VIIA	Flúor	F	1	-1
Grupo VIIA	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
Grupo IB y IIB	Cobre, mercurio	Cu, Hg	1, 2	+1, +2
Grupo IB y IIB	Zinc y cadmio	Zn, Cd	2	+2
VI B	Cromo	Cr	2, 3, 6	+2, +3, +6
VIII B	Manganeso	Mn	2, 3, 4, 6, 7	+2, +3, +4, +6, +7
VIII B	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](#)

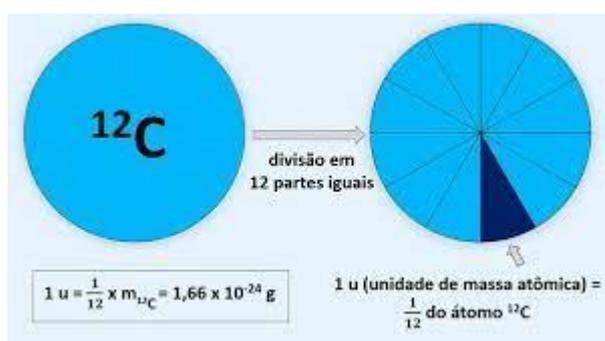


Peso Atómico y Peso Molecular

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)**. Desde 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**.



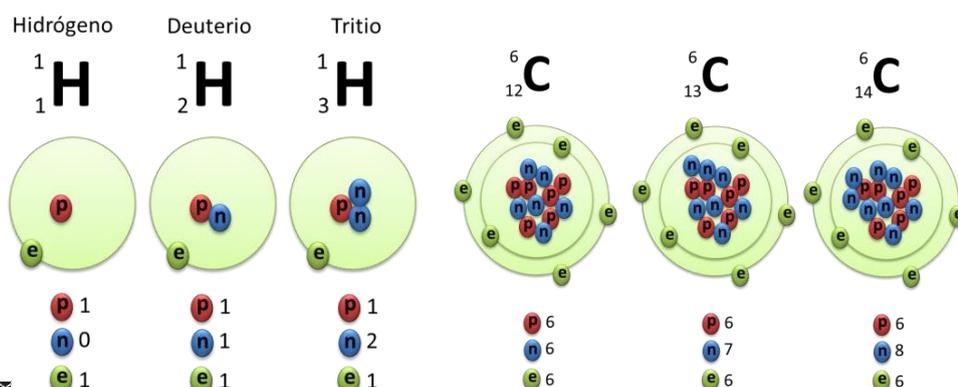
Así, decimos que el C tiene un PA:12 ya que tiene 12 u.m.a, H tiene PA:1 porque tiene la misma masa que una u.m.a y el O tiene PA: 16 porque es 16 veces más pesado que la u.m.a. **El peso atómico relativo es una relación (cociente) entre dos masas, aunque sean imaginarias y por lo tanto no tiene unidades.**

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 1/1840 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: O_2 tiene **PM 32** porque cada átomo de **O pesa 16** ($16 \times 2 = 32$)

Agua: H_2O tiene **PM 18** porque cada **H** tiene un **PA 1** y cada **O un peso atómico 16** ($1 \times 2 + 16 = 18$)

Glucosa: $C_6H_{12}O_6$ tiene **PM 180** que se puede calcular de la siguiente manera (6×12) + (12×1) + (6×16) = 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 o Átomo gramo: es el peso en gramos que es numéricamente igual al peso atómico del elemento. El átomo gramo de H pesa 1 g El átomo gramo de O pesa 16 g.

¿Cuántos átomos de un elemento debe haber en una balanza para obtener un peso en gramos que sea numéricamente igual a su PA?

Hay que tener 602300000000000000000000 átomos ($6,023 \times 10^{23}$) átomos.

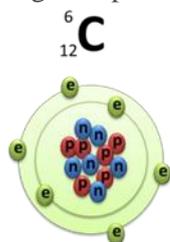
Cualquiera sea el elemento si tomo esa cantidad de átomos y los coloco en una balanza el peso en g que registraré será numéricamente igual al peso atómico (sólo el número porque ahora estoy hablando de un peso real y lleva la unidad gramo).

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 abreviadamente **mol**.



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)

- ¿Cuántos electrones posee cada una de estas partículas?
- ¿Cuál tiene más neutrones?
- ¿Cuál tiene más protones?

4. Imaginemos 3 elementos que tienen respectivamente:

Elemento 1: 19 protones 19 neutrones y 18 electrones

Elemento 2: 19 protones 21 neutrones y 19 electrones

Elemento 3: 19 protones 20 neutrones y 19 electrones

- ¿Cuáles de ellos tendrán carga? ¿De qué signo será esa carga?
- ¿Cómo se llaman esos elementos con carga?
- ¿Cuál sería el número másico y el número atómico respectivamente para cada elemento?
- En base a su constitución, ¿qué son entre sí los elementos 2 y 3?
- En base a tus respuestas...¿se trata de un metalo un no metal? ¿Por qué?

5. Los siguientes elementos forman parte de compuestos que son esenciales en los seres vivos: hidrógeno, carbono, nitrógeno, oxígeno, fósforo, calcio, sodio y potasio. Ubica estos elementos en la Tabla Periódica y registra para cada uno de ellos: símbolo, grupo al que pertenecen (indicando si es representativo o de transición) y sus valencias.

6. Calcula el PM de los siguientes compuestos, para ello busca los PA en la Tabla

Periódica.

- agua (H_2O)
- anhídrido carbónico (CO_2)
- ácido carbónico (H_2CO_3)
- hidróxido de sodio ($NaOH$)
- carbonato de sodio (Na_2CO_3)
- bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$)

7. Indica cuántos moles están contenidos en 5,8 g de cloruro de sodio ($NaCl$).
8. Indica cuántos moles están contenidos en 0,42 g de cloruro de litio ($LiCl$).
9. Indica cuántos g de cloruro de sodio ($NaCl$) se deben pesar para tener 0,058 moles de esa sal.
10. 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, catión calcio 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 es el 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 gas noble 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 atracción electrostática.

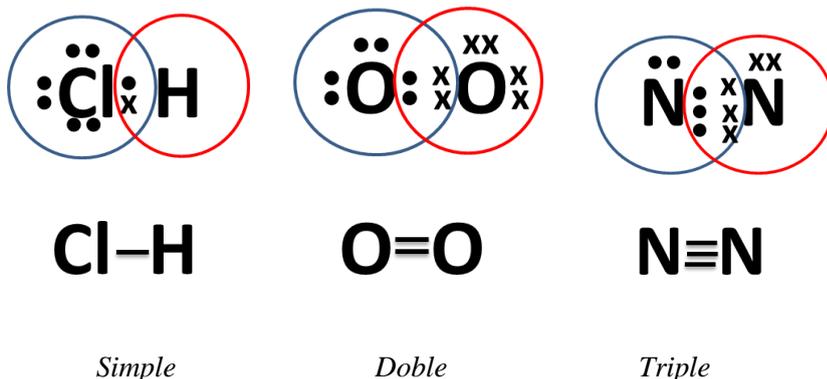


Otro ejemplo es el de los óxidos: ejemplo **la cal es óxido de calcio** (CaO)

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 elementos 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.



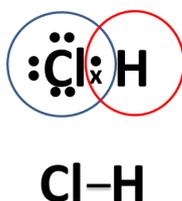
Las moléculas formadas por este tipo enlace son estables, no ionizables, no conducen la electricidad, su punto de fusión y de ebullición dependen de las fuerzas de atracción de las moléculas. Son en general líquidos o gases o sólidos de bajos puntos de fusión.

Tipos de enlaces covalentes

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



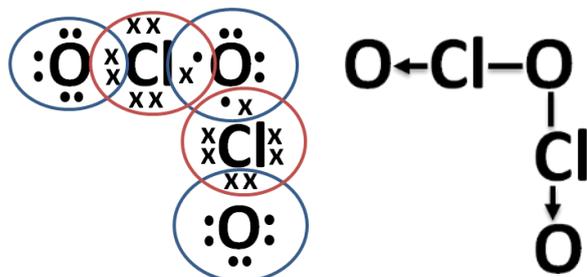
Ej: cloruro de hidrógeno



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...

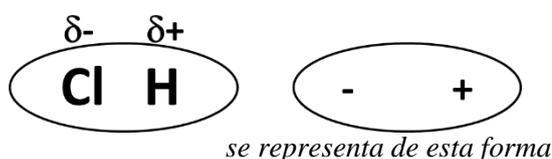
[El enlace covalente](#)



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**.



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 $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ cada enlace $\text{C}=\text{O}$ 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 confeccionarlo 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.

$A \rightarrow B$ la sustancia A se transforma en B

$A \leftarrow B$ la sustancia B se transforma en A

Reacción reversible

$A \rightleftharpoons B$ 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.



- 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



- 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.



- 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**).

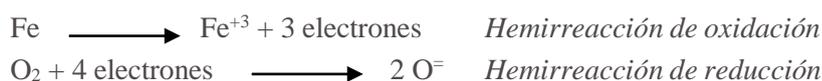


Ej: formación de óxido férrico



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,



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](#)

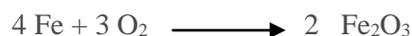
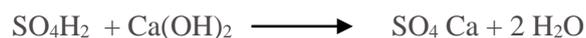
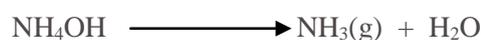


El resumen es un escrito que sintetiza las ideas principales de un texto. La extensión del resumen puede variar, pero no suele pasar el 25% de la extensión del original.



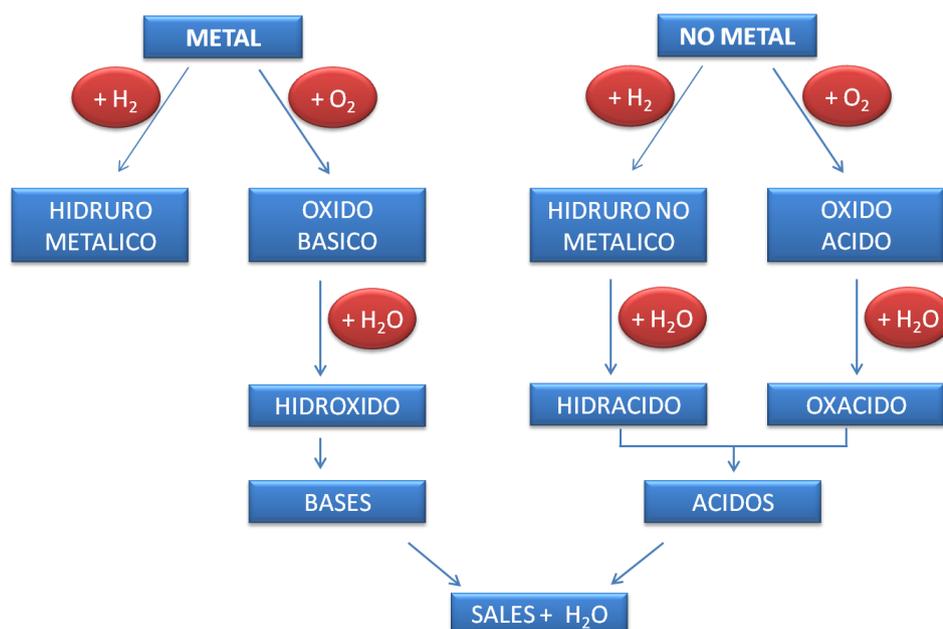
Ejercicios de Aplicación de Módulo 2

1. En el cloruro de sodio (NaCl) a) Representa con símbolos de Lewis cómo se produce la unión química entre sus elementos constituyentes. 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 CO₂ 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. O₂ y N₂, 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?



MÓDULO 3: Formación de compuestos

En este capítulo 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.**

Metales con hidrógeno: HIDRUROS METÁLICOS

La reacción metales con hidrógeno forma hidruros metálicos. 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⁻). **Este es el único caso en que veremos al H aceptando electrones y con número de oxidación -1.** 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: **NaH** hidruro de sodio
CaH₂ hidruro de calcio

No Metales con hidrógeno: HIDRUIROS NO METÁLICOS

En este caso, 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. **En estos hidruros el número de oxidación del H es +1.** Se llaman hidruros no metálicos. 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.

Hidruros no metálicos y agua: HIDRÁCIDOS

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

Así, del **HCl_(g)** deriva el ácido clorhídrico **HCl_(ac)**, del **H₂S_(g)** el ácido sulfhídrico **H₂S_(ac)** (ac en el subíndice significa solución acuosa).

Es muy frecuente que g y ac se omitan y eso puede llevar a confusión sobre cómo se lo nombra o se lo escribe.

La nomenclatura reemplaza la terminación uro del hidruro por la terminación hídrico para aquellos que forman ácidos (elementos de los grupos VI y VII).

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



Metales con oxígeno: ÓXIDOS BÁSICOS

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.
Li₂O Óxido de litio
CaO Óxido de calcio
Al₂O₃ 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

Fe₂O₃,
óxido férrico

No Metales con oxígeno: ÓXIDOS ÁCIDOS Ó ANHÍDRIDOS

Los no metales forman anhídridos (u óxidos ácidos) al reaccionar con oxígeno. Como poseen más de una valencia se pueden formar varios anhídridos



Ej. valencia 2: CO monóxido de carbono (o anhídrido carbonoso)
valencia 4: CO₂ dióxido de carbono (o anhídrido carbónico)

Con sus valencias más comunes el N forma anhídrido nitroso (u óxido ácido nitroso) N₂O₃, y con valencia 5 anhídrido nítrico (u óxido ácido nítrico) N₂O₅. Esta nomenclatura es la más comúnmente usada, aunque está vigentela de la IUPAC: trióxido de dinitrógeno 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.



Cl₂O anhídrido *hipocloroso*

Cl₂O₃ anhídrido *cloroso*

Cl₂O₅ anhídrido *clórico*

Cl₂O₇ anhídrido *perclórico*

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. H₂O₂ (peróxido de hidrógeno, agua oxigenada) o el peróxido de sodio (Na₂O₂). **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.**

Óxidos básicos con agua: HIDRÓXIDOS

Cuando los óxidos metálicos reaccionan con agua se forman hidróxidos. La escritura de la fórmula es sencilla porque llevan el símbolo del metal y tantos oxhidrilos (OH) como valencia tenga el metal.

Ca(OH)₂ hidróxido de calcio

Al(OH)₃ hidróxido de aluminio

Fe(OH)₂ hidróxido ferroso

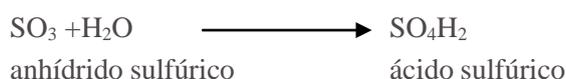
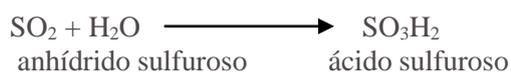
Fe(OH)₃ hidróxido férrico

Son compuestos **iónicos** donde el metal forma un catión con carga igual a su valencia y los OH⁻ se quedan con los electrones del metal y poseen carga negativa.



Reacciones de óxidos ácidos con agua: OXÁCIDOS

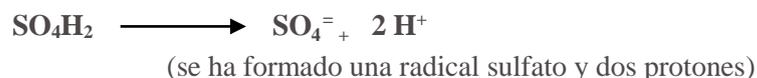
Cuando los **óxidos no metálicos** (anhídridos) reaccionan con **agua** se originan **oxácidos**.



Son compuestos ionizables porque dada la gran diferencia de electronegatividad entre el O y el H, los H se pueden perder como protones (H⁺) y el resto de la molécula (radical) queda con carga negativa (tantas cargas como protones se pierdan).



Ej: para el ácido sulfúrico



Nomenclatura:

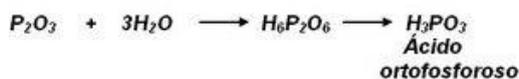
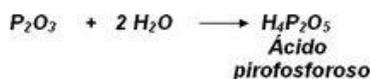
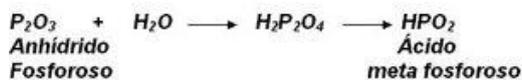
El radical termina en **ato** si el nombre del ácido termina en **ico**, en el ejemplo anterior el radical se llama sulfato.

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

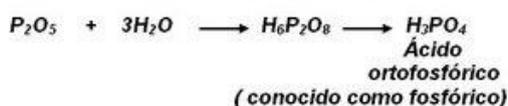
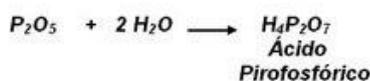
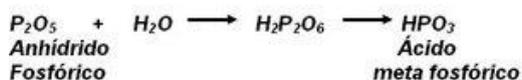
Ej. radical sulfito: SO₃⁼

Un caso muy particular y de interés por su aplicación en Química Biológica es la posibilidad que tienen los anhídridos del fósforo para formar distintos tipos de ácidos según reaccionen con 1, 2 o 3 moléculas de agua:

Est. Ox. +3



Est. Ox. +5

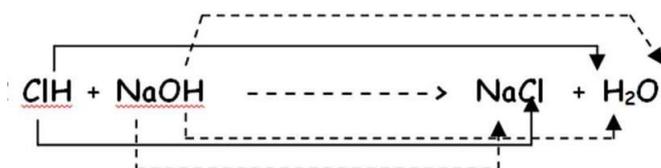


FORMACIÓN DE SALES

Son reacciones entre ácidos e hidróxidos (reacciones de neutralización).

Los hidrácidos y los oxácidos pueden reaccionar con hidróxidos para formar sales y agua. Los protones del ácido se combinan con los OH⁻ del hidróxido para formar el agua.

Sales de hidrácidos



Nomenclatura de estas sales: el radical del hidrácido cambia su terminación **hídrico** por **uro** y el metal se nombra a continuación: en este caso sería cloruro de sodio.

La escritura de estos compuesto en forma directa es sencilla porque tratándose de compuestos binarios sólo hay que intercambiar las valencias del no metal y el metal.

Sales de oxácidos

La reacción es similar al caso anterior. Las sales se forman cuando el metal reemplaza los H del ácido. Son compuestos iónicos.



Ejercicios de aplicación del Módulo 3

1. En algunos procesos de fermentación se forma sulfuro de hidrógeno $\text{H}_2\text{S}_{(g)}$
¿Qué tipo de compuesto es?
2. El amoníaco $\text{NH}_{3(g)}$ es un gas de olor muy fuerte e irritante.
 - a) ¿Cómo se forma este compuesto? Escribe su fórmula. La unión entre los elementos ¿es iónica o covalente?
 - b) Si se lo hace burbujear en agua ¿qué compuesto forma? Escribe su fórmula.
3. El estómago produce grandes cantidades de ácido clorhídrico (ClH) ¿Qué tipo de ácido es?
4. La cal es el óxido de calcio
 - a) ¿Qué tipo de óxido es: ácido o básico? ¿Qué tipo unión existe entre metal y no metal?
5. El manganeso forma un óxido cuando actúa con valencia 4. Escribe su fórmula.
6. El hierro se oxida formando óxido ferroso (rojo) ¿Podrías escribir su fórmula e indicar si se trata de un compuesto iónico o covalente?
7. Los artículos de cobre se oxidan al aire formando una pátina verdosa de óxido cúprico. Escribe la fórmula correspondiente
8. 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?
9. 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 a) qué tipo de unión existe entre los H y el resto de la molécula y entre el C y el O. Indica qué tipo de ácido es hidrácido u oxácido).
10. 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?
11. 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.

12. 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.

13. 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?

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

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

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

17. El ácido fosfórico (ortofosfórico) tiene tres hidrógenos y puede formar tres sales diferentes combinándose con NaOH. De ellas dos 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

Soluciones

Las soluciones son **mezclas homogéneas de dos o más componentes**. En una solución hay una o más sustancias cuyas moléculas se mantienen dispersas en el seno de un medio dispersante.

La sustancia dispersa puede ser un sólido, un líquido o un gas y a su vez el medio dispersante puede encontrarse en cualquiera de estos tres estados. En este momento sólo nos dedicaremos al análisis de las más comunes que son las soluciones de sólidos en líquidos y de líquidos en líquidos.

Las sustancias que se dispersan (y que generalmente son las que se encuentran en menor proporción) se conocen como **solutos**, mientras el medio en que se dispersan es el componente de la solución conocido como **solvente**.

Solubilidad

Si vamos agregando soluto a un volumen fijo de solución a temperatura ambiente llegará un momento en que no será posible disolver más soluto. En esas circunstancias diremos que la solución está **saturada a esa T**. Una solución saturada es la que contiene la máxima cantidad de soluto para ese volumen y esa T. Todo nuevo agregado transformará a la solución en un sistema heterogéneo donde el soluto en exceso permanece como un sólido en el recipiente por más que agitemos la solución.

Hemos introducido un término nuevo: **solubilidad**, que representa la mayor cantidad de soluto expresada en gramos (g), que se puede disolver en 100 ml de un solvente dado a una T dada. Eso significa que si la solubilidad de un soluto en agua es 15g/100 ml a 25 °C y agregamos 18 g a 100 ml de ese solvente y agitamos tendremos un sistema heterogéneo (sólido en contacto con una solución saturada: hay 3 g de soluto en exceso respecto al máximo que ese solvente tolera a esa T). Si calentamos a 50 °C puede ocurrir que ese soluto se disuelva (si la solubilidad aumenta cuando aumentala T).

Más aún, si muy cuidadosamente bajamos progresivamente la T sin agitar la solución es probable que podamos llegar nuevamente inclusive a T ambiente sin que se separe el soluto. En ese caso diremos que **la solución está sobresaturada** (contiene soluto en exceso respecto al máximo que puede ser disuelto a esa T). Pero se trata de un sistema totalmente inestable, bastará agitar la solución para que rápidamente se separe el exceso de soluto.

Formas de expresar la concentración de una solución

Las proporciones en que se pueden mezclar solutos y solvente son muy diversas: así podemos endulzar un café con leche (sería nuestro solvente en este caso) con una, dos o tres cucharaditas de azúcar (que en este caso sería nuestro soluto). Según la cantidad de soluto agregado, estas soluciones tendrán los mismos componentes pero serán diferentes. Si queremos expresar de algún



Te proponemos este video que hace referencia a algunos conceptos importantes de soluciones.

[Soluciones](#)



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**. En general, las más utilizadas expresan en unidades físicas (peso, volumen) o químicas (moles, equivalentes) la cantidad de soluto presente en un volumen dado de solución.

Nos vamos a referir por el momento a las expresiones más comunes, que utilizan unidades físicas y entre ellas a las más usadas que son las concentraciones porcentuales.

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

P: representa peso

V: representa volumen

Si una solución de NaCl es al **10 % P/V** significa que 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: es equivalente % P/V), etc. **Cualquier expresión en que se incluya la proporción: cantidad (peso o volumen) de soluto en un volumen o peso definido de solución, expresa una concentración en unidades físicas.**

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

$$100 \text{ ml} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad 0,9 \text{ g de NaCl}$$

$$\text{para preparar } 20 \text{ ml} \quad \underline{\hspace{2cm}} \quad x = \frac{0,9 \text{ g} \times 20 \text{ ml}}{100 \text{ ml}} = 0,18 \text{ g}$$

Si peso 0,18 g de soluto y los disuelvo en pequeña cantidad de agua y llevo a volumen final 20 ml tendré una solución al 0,9 % P/V.

También puede ocurrir que yo quiera saber qué concentración % V/V tiene una solución que he preparado con 50 ml de alcohol a los que agregué agua hasta

completar 75 ml.

Sé que tengo 50 ml de alcohol en un volumen de solución de 75 ml

75 ml de solución _____ contienen 50 ml de alcohol

$$100 \text{ ml de solución} \frac{X = 100 \text{ ml} \times 50 \text{ ml}}{75 \text{ ml}}$$

por lo tanto la solución es $x = 37,5 \% \text{ V/V}$

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, entonces deberé transformar las unidades **0,15 g serán 150 mg**.

O bien puedo querer saber en qué volumen de solución debo tener **200 mg de NaOH** para que la solución sea al **2 % P/V**.

Debo transformar primero **200 mg a g: son 0,2 g**

$$\begin{array}{l} \text{Si quiero que tenga} \quad 2 \text{ g} \quad \text{_____} \quad 100 \text{ ml} \\ \quad \quad \quad \quad \quad 0,2 \text{ g} \quad \text{_____} \quad x \text{ ml} = 10 \text{ ml} \end{array}$$

Debo disolver **200 mg de NaOH** en pequeña cantidad de agua y llevar a **10 ml** de volumen final para que la concentración sea al **2 % P/V**.

Diluir una solución



Cuando agregamos más solvente a una solución sin afectar la cantidad de soluto estamos alterando el volumen de solución y por lo tanto la concentración (que disminuirá). En ese caso estamos haciendo una **dilución**.



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. ¿Qué significa el término concentración?

3. 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) 1 mg/ml de proteínas.
 - f) 10 g de Cloruro de calcio/ 100 g de solución
 - g) 13 g de Hemoglobina/dl de sangre.

4. Si tomamos una solución y le agregamos más solvente:
 - a) ¿qué ocurrirá con la concentración de esta solución?
 - b) ¿por qué?
 - c) ¿Cómo se llama este proceso?

5. Preparemos dos soluciones colocando:

vaso A: 2 cucharadas de sal de cocina y llenemos hasta la mitad con agua (aproximadamente 100 ml)

vaso B: agreguemos 4 cucharadas de sal y llenémoslo con agua (200 ml).

 - a) Expresa la relación entre cantidad de soluto (medido en cucharadas) y volumen de solución para A y B y compáralas.
 - b) ¿Cómo será la concentración de A respecto de la de B ¿mayor, menor o igual?
 - c) ¿Cuál de los dos vasos contiene mayor cantidad de sal?
 - d) Si cada cucharada contiene 5 gr de sal ¿Cuál será la concentración de A y la de B expresada en % P/V?

6. Supongamos que ahora tomamos el vaso A del problema anterior y le agregamos agua hasta completarlo y le llamamos a ésta solución C.

- a) ¿Cómo será la concentración de sal en esta solución C respecto de la solución a original: mayor, menor o igual?
- b) ¿Qué cantidad de sal había en la solución A y cuánto hay ahora en la solución C?
- c) ¿Cuál es ahora la concentración de C?
- d) Si el contenido del vaso con la solución C se pone a calentar a ebullición en un recipiente de vidrio resistente al calor y se deja evaporar hasta que el volumen sea de 100 ml. ¿Cómo será la concentración de esta solución respecto a la que empezamos a calentar? ¿Mayor, menor o igual? Si ha variado ¿por qué ha ocurrido?

7. Supongamos que debemos alimentar con leche un cachorro de 2 kg y la indicación del veterinario es darle una taza de leche mezclada con dos tazas de agua. A otro se le debe dar 1 taza y media de leche porque tiene mayor peso, pero se debe agregar agua en la misma proporción.

- a) ¿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?
- b) ¿Cuál de los cachorros tomará mayor cantidad de leche?
- c) ¿Qué dilución (expresada en partes) se ha hecho de la leche para el primer cachorro? ¿Y para el segundo?

8. Nos vamos a centrar en las expresiones porcentuales de concentración e soluciones

- a) ¿Qué significa que una solución fisiológica es una solución de NaCl al 0,9 % P/V?
- b) ¿Es correcto decir que contiene 9 gramos de NaCl por litro?
- c) ¿9 g/litro es también una expresión de concentración?
- d) 9 mg/ml ¿es una expresión de concentración?

9. Supongamos que debemos inyectar solución fisiológica (SF): ClNa 0,9 % P/V, a un animal de 25 Kg y que el volumen a inyectar indicado para ese peso sea 50 ml de Solución fisiológica.

- a) ¿Cuántos gramos de NaCl debemos pesar para preparar ese volumen?
- b) Si el perro pesara 10 Kg ¿crees que deberíamos inyectar igual volumen de solución?
- c) ¿Cuánto sería lo aconsejado en base a lo dicho anteriormente?
- d) ¿Qué cantidad de NaCl debería pesar para preparar este último volumen?

10. a) Si tomamos 10 ml de solución fisiológica ¿qué cantidad de g de soluto estará contenida en ese volumen?
b) ¿y en 20 ml?
c) ¿y en 40 ml?
d) expresa para esos tres volúmenes la proporción de g de soluto a volumen de solución y compáralas. ¿Serán iguales o diferentes?
11. ¿Cuántos ml de alcohol puro (etanol) deberías medir para preparar 250 ml de una solución acuosa al 20 % V/V?
12. ¿Qué volumen de esa solución deberías tomar para que contenga 5 ml de etanol?
13. ¿Cuál será la concentración % P/V de una solución que contiene 3 g de soluto en 300 ml de solución?
14. ¿En qué volumen final de solución deberías disolver 4 g de nitrato de potasio para tener una solución al 8 % P/V?
15. La concentración de Hemoglobina en sangre se expresa en g/dl. Si la concentración de hemoglobina (Hb) en la sangre de un perro es 13 g/dl a)
¿cómo se expresaría en % P/V?
b) ¿Cuál será la cantidad total de Hb (en g) contenidos en el volumen total de sangre (1,5 litros en este caso)?
16. ¿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 alimentarias 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

- Chang, R. (2006.) Principios esenciales de Química General. CuartaED. Mc Graw-Hill,
- López Cancio, J.A.(2001) : Problemas de Química. Prentice Hall.
- Fernández, M.R., Fidalgo, J.A.: (2006) 1000 Problemas de Química General. Everest.



Sitios Web sugeridos

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