

Unidad N°2

- Cálculo de Magnitudes atómicas y moleculares.
- Estructura atómica.
- Fórmulas inorgánicas: óxidos-hidróxidos, ácidos y sales.
- Cuestionario N° 2: ejercicios y preguntas teóricas.
- Visita a Laboratorio de Análisis y Semillas de ISETA para conocer los análisis que realizan para el área agrícola-ganadera (suelos, semillas, etc.).

COMPOSICIÓN ATÓMICA

En el siguiente cuadro se encuentra resumido cuales son las distintas partículas que componen un átomo (protones, neutrones y electrones), su carga eléctrica, la relación entre sus masas y cómo están distribuidas.

	PARTÍCULA	CARGA	MASA (umas)
Núcleo	neutrones (n ⁰)	0	≈ 1
	protones (p ⁺)	+	≈ 1
Parte externa	electrones (e ⁻)	-	1/1840

El NÚMERO ATÓMICO (Z) es el número de protones.

El NÚMERO MÁSCICO (A) es el número de protones más el número de neutrones.

Con estos dos números puede representarse un átomo y saber que cantidad de cada una de las distintas partículas se encuentran en él.



Un NUCLEIDO es todo átomo caracterizado por valores determinados de número atómico (Z) y número másico (A).

ISÓTOPOS son átomos del mismo elemento que tienen distinta cantidad de neutrones, y por lo tanto tienen distinta masa, y también distinto número másico.

Un **IÓN es un átomo o conjunto de átomos con carga eléctrica.** Por ahora veremos sólo los iones formados por un solo átomo con carga eléctrica.

Los iones pueden ser positivos o negativos, según sea el signo de su carga eléctrica.

Los iones positivos se denominan CATIONES y los iones negativos se denominan ANIONES.

Un átomo puede perder o ganar electrones cuando se une a otros átomos al producirse una reacción química. Este tema se verá cuando se trate uniones químicas. Lo importante ahora es que en una reacción química intervienen los electrones más externos, y se pueden ganar perder o compartir dichos electrones, pero el núcleo de los átomos permanece inalterado. Para que se modifique el núcleo de un átomo deben ocurrir fenómenos de radioactividad o reacciones nucleares, que están fuera del alcance de este curso. Esto es muy importante para que interpretes que:

Un ión positivo se forma porque se perdieron electrones, y no porque se ganaron protones. De manera similar un anión se forma por la ganancia de electrones, y no por la pérdida de protones.

Es decir que un catión tendrá menos electrones que el correspondiente átomo neutro, y un anión tendrá más electrones que el correspondiente átomo neutro. Esto se puede simbolizar con las siguientes ecuaciones:



Donde el Ca tiene 20 e⁻ pero el Ca²⁺ tiene 18 e⁻, porque perdió dos electrones. Y el Cl tiene 17 e⁻ pero el Cl⁻ tiene 18 e⁻, porque ganó un electrón.

Sabemos que un átomo puede perder o ganar electrones (cuando se une a otros átomos), puede tener distinta cantidad de neutrones y, sin embargo, sigue siendo el mismo elemento.

La inmensa mayoría de los elementos tienen isótopos, y también en la mayoría existe un isótopo que es mucho más abundante que los demás. La abundancia de cada isótopo de un determinado elemento en la naturaleza, al menos aquí en la Tierra, es constante.

Cálculo de Magnitudes atómicas y moleculares.

En magnitudes atómico-moleculares es fundamental conocer cuatro conceptos básicos que debes asegurarte de tener claros antes de intentar resolver los problemas: masa atómica, masa molecular, mol y masa molar.

Masa atómica: La masa atómica es lo que antes se llamaba peso atómico. Es la masa (en promedio) de un átomo de un elemento determinado. La unidad en que comúnmente se mide es la unidad de masa atómica.

En el tema Composición Atómica, se vio que no todos los átomos del mismo elemento tienen la misma masa (isótopos). La masa de un átomo o de una molécula, al ser extremadamente pequeñas no conviene medirlas en las unidades de masa que estamos acostumbrados a manejar (habitualmente el gramo) y por eso se creó una unidad de masa que se denomina **unidad de masa atómica** o, abreviando, **uma**. Su símbolo es u, y su relación con el gramo es:

$$1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g.}$$

Históricamente lo primero que pensaron los antiguos filósofos griegos era que los átomos de los distintos elementos tenían diferente peso, y que todos los átomos del mismo elemento tenían el mismo peso. Por lo tanto, lo primero que se intentó es tener una tabla de pesos atómicos. Pero lógicamente, una molécula o un átomo no pueden pesarse en una balanza. Los primeros químicos fueron sacando relaciones, primero entre los pesos de las distintas moléculas y luego llevando esas relaciones a los pesos atómicos. Ellos pudieron darse cuenta de que un átomo de cloro era tantas veces más pesado que un átomo de oxígeno, que éste era tantas veces más pesado que uno de carbono, etc. Como encontraron que el elemento más liviano era el hidrógeno, le asignaron valor 1. Al hacer esto estaban tomando el peso de un átomo de hidrógeno como unidad patrón de medida para medir el peso de los demás átomos. Medir algo es compararlo con un patrón, tomado arbitrariamente, que se denomina unidad. Por ejemplo, la unidad patrón para la medición de longitudes es el metro.

Esos valores de pesos atómicos eran relativos porque la unidad, en ese momento el peso del átomo de hidrógeno, era desconocida. Esa unidad con el tiempo fue cambiando, luego se tomó como patrón el oxígeno, porque se combinaba con mayor cantidad de elementos. Pero al descubrirse los isótopos, los físicos tomaron la masa del isótopo más estable, el ^{16}O dividido 16, como unidad; en cambio, los químicos tomaron el promedio de las masas de los distintos isótopos que se encuentran en la naturaleza, siempre dividido 16. Fue así como durante muchos años existieron dos escalas de masas atómicas con una pequeña diferencia.

Esto pasó hasta que en el año 1961, para unificar, se tomó como patrón la masa de un átomo de C_{12} dividido 12, y se creó la unidad de masa atómica. Esta unidad difiere muy poco de la masa de un átomo de hidrógeno.

En realidad, lo que aparece como masa atómica relativa o simplemente como masa atómica y que se encuentra en todas las Tablas Periódicas es la masa atómica en umas; lo que sucede es que la creación de la unidad es muy posterior. Antes de la creación de la unidad era verdaderamente relativa y no tenía unidades. Por una cuestión de costumbre en muchos textos se sigue nombrando como masa atómica relativa, o como peso atómico. Además, debemos aclarar que en realidad no es la masa de un átomo en particular, sino que es un promedio de la masa de los distintos isótopos que se encuentran en la naturaleza, que tienen una abundancia determinada.

Es importante que sepas que la masa atómica que aparece en las Tablas Periódicas está en umas; aunque, como cualquier masa, puede expresarse en otras unidades.

Masa molecular: Lo mismo que en el caso de la masa atómica es la masa promedio de una molécula (o fórmula empírica); y la unidad en que resulta más práctico medirla es en la unidad de masa atómica.

Si conocemos la fórmula química de una sustancia y tomando como datos conocidos las masas atómicas, podemos calcular la masa de una molécula o de su fórmula empírica muy fácilmente, y así obtenemos la masa molecular.

Conociendo que $1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ y que la uma se define como la masa de un isótopo de carbono doce dividido doce, $1 \text{ u} = \text{C}_{12}/12$, o sea que un átomo de

carbono doce tiene una masa de exactamente doce umas, podemos calcular cuántos átomos de C_{12} hay en una masa de exactamente 12 g de C_{12} .

$1 u \dots\dots\dots 1,661 \cdot 10^{-24} g$	$1,993 \cdot 10^{-23} g \dots\dots\dots 1 \text{ át. } C^{12}$
$12,000000 u \dots\dots\dots 1,993 \cdot 10^{-23} g$	$12,00000 g \dots\dots\dots 6,02 \cdot 10^{23} \text{ át. } C^{12}$

Ese número de átomos debe resultarte conocido, es el **número o constante de Avogadro**. Y no solamente será el número de átomos de C_{12} que hay en exactamente 12 g de C_{12} , sino que, para cualquier elemento, cuando se tome una masa que expresada en gramos coincida numéricamente con su masa atómica en umas, tendremos la misma cantidad de átomos de ese elemento. Podemos verlo matemáticamente ($m = \text{masa}$).

$m \text{ de } 1 \text{ át. O} / m \text{ de } 1 \text{ át. } C^{12} = 16 / 12$	$m \text{ de } n \text{ át. O} / m \text{ de } n \text{ át. } C^{12} = 16 / 12$
---	---

Esto es válido cualquiera sea ese número n. Si se toman 16 g de oxígeno en esa masa deberá haber el mismo número de átomos de O que átomos de C_{12} hay en 12 g de carbono doce, y ese número es la constante de Avogadro. Repitiendo el mismo razonamiento pero ahora tomando una masa que en gramos coincida con la masa molecular en umas, por ejemplo para el agua 18 g, veremos que en 18 g de agua deberá haber la misma cantidad, pero ahora de moléculas de agua, que átomos de C_{12} hay en 12 g de C_{12} y ese número es $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua.

Para que tengas idea de lo inmensamente grande que es el número de Avogadro: si se hace la cuenta de cuántos segundos pasaron desde la creación del universo, el famoso big-bang, hace quince mil millones de años ($1,5 \cdot 10^{10}$ años), hasta el día de hoy solo pasó una pequeña fracción de mol de segundos. A ese número (constante de Avogadro) de partículas (moléculas, unidades de fórmula mínima, átomos, iones, etc.) se lo denomina un mol.

Mol: Es la unidad de cantidad de sustancia y es una cantidad tal de sustancia que contiene un número de Avogadro de partículas elementales de las que estemos hablando.

En química la cantidad de sustancia no se mide en masa sino en moles, estamos contando moléculas o unidades de fórmula mínima, con la diferencia de que en lugar de contarlas de una en una, lo cual sería tener números tremendamente grandes y complicados para manejar, las medimos tomando como unidad la constante de Avogadro. En definitiva, no es más que un número y es lo mismo que cuando contamos por docenas. Todos saben que una docena son doce unidades, ahora deberán saber que un mol son $6,02 \cdot 10^{23}$ unidades de lo que estemos hablando. Y lo mismo que cuando hablamos de una docena debemos decir una docena de que, cuando hablemos de un mol deberemos decir si es un mol de moléculas, de átomos, etc.

Masa Molar (M): teniendo claro lo anterior es evidente que la masa molar es la masa de un mol.

La masa molar del agua será, por lo tanto, la masa de un mol de moléculas de agua, o sea 18 g, o la masa de un mol de cloruro de sodio (NaCl) es la masa de un mol de unidades de fórmula mínima, o sea, 58,5 g. Observá que en este último caso no aclaramos un mol de qué, es simplemente porque en el caso de una sustancia que no forma moléculas sería demasiado largo, y se da por obvio. Debemos aclarar que cuando nos referimos a átomos es más claro decir masa de un mol de átomos. Por ejemplo, la masa de un mol de átomos de oxígeno es 16 g, pero la M del oxígeno es 32 g, porque es la masa de un mol de moléculas de oxígeno.

Teniendo claros estos conceptos, y con un poco de práctica para saber encontrar las relaciones que se necesitan, se puede resolver cualquier problema de magnitudes atómico moleculares. Una relación que muchas veces les cuesta encontrar a los alumnos es la relación entre átomos y moléculas. Por ejemplo: la fórmula del trióxido de azufre es SO_3 , eso significa que una molécula de SO_3 tiene un átomo de azufre y tres de oxígeno que se encuentran unidos. Si se pregunta cuántos átomos de oxígeno, o cuántos moles de átomos de oxígeno hay en 25 g de SO_3 ; se necesita conocer esa relación, y está dada por la fórmula:

*Si en 1 molécula de SO_3 hay..... 3 átomos de O
en 5 moléculas de SO_3 hay..... 3 x 5 átomos de O*

Siempre habrá tres veces más átomos de oxígeno que moléculas, cualquiera sea el número de moléculas que tomemos. Si tomamos un número de Avogadro de moléculas:

en $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de SO_3 hay..... 3 x $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de O

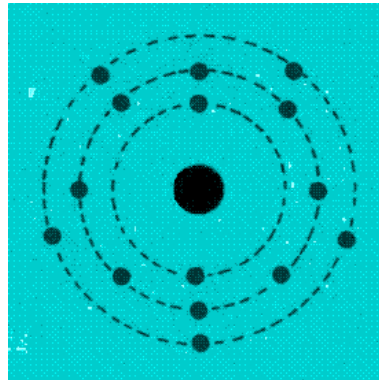
Pero $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de SO_3 es un mol de moléculas, y $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de O es un mol de átomos de oxígeno, entonces:

en un mol de moléculas de SO_3 hay..... 3 moles de átomos de O

La relación es la misma, porque se está multiplicando por el mismo número, y está dada por la fórmula. Si en una molécula hay 3 átomos, en un mol de moléculas hay tres moles de átomos.

Estructura atómica

El primer modelo atómico fue el de Joseph j. Thomson (1856 – 1940), que surgió a partir del conocimiento de la naturaleza eléctrica de la materia. Thomson postuló un modelo en el cual el átomo se describía como una nube esférica de carga positiva en la cual estaban insertos los electrones. Como si fuera un "budín" en el cual los electrones fueran las "pasas de uvas". Años más tarde, Ernest Rutherford (1871 – 1937) probó mediante su experimento que la carga positiva del átomo estaba concentrada en un muy pequeño espacio, y propuso un nuevo modelo en el cual la carga positiva estaba concentrada en un núcleo muy pequeño y los electrones giraban en órbitas circulares alrededor de él.

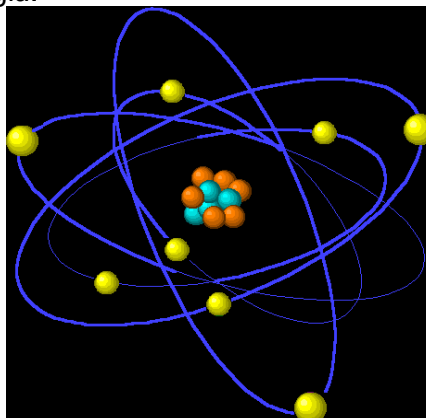


Modelo de Rutherford

El modelo de Rutherford tenía una falla, y era que contradecía la física clásica por el hecho de que si el electrón se mueve en una órbita circular, está sometido a la aceleración centrípeta. De acuerdo con la física clásica, toda carga sometida a una aceleración pierde energía, lo cual haría que el electrón se fuera acercando cada vez más al núcleo describiendo una trayectoria espiral y terminaría pegándose al núcleo. Hacia fines del siglo XIX Max E. L. Planck (1858 – 1947), estudiando la radiación de un cuerpo negro, vio que los resultados experimentales no podían explicarse si se consideraba a la luz emitida como una onda, y formuló su teoría cuántica de la radiación. Esta teoría expresa que la materia no absorbe o emite energía en cualquier valor, sino en ciertos y determinados valores, o sea, en forma de "cuantos" de energía. La relación entre la energía y la frecuencia o la longitud de onda de la luz emitida está dada por la ecuación de Planck; $\Delta E = h \nu$ ó $\Delta E = h C/\lambda$ Donde h es la constante de Planck, ν es la frecuencia, C es la velocidad de la luz y λ es la longitud de onda.

Es importante que veas que la energía de una radiación electromagnética es inversamente proporcional a la longitud de onda y directamente proporcional a la frecuencia, cuanto mayor longitud de onda, menor es la energía de esa radiación.

Basado en la teoría de cuantificación de la energía de Planck, Niels Bohr (1885 – 1962) propuso un nuevo modelo atómico, según el cual el electrón solo puede moverse en determinadas órbitas, y mientras el electrón se encuentre en ellas, no puede absorber ni emitir energía.



Modelo de Bohr – Sommerfeld

El ESTADO FUNDAMENTAL es el estado de menor energía. Cuando el átomo absorbe energía pasa a lo que se denomina un ESTADO EXCITADO.

Cuando se entrega energía al átomo, éste la absorbe pasando a un estado excitado, y luego regresa a su estado fundamental devolviendo esa energía en forma de luz. Si se obtiene un registro de las distintas longitudes de onda a las que el átomo absorbe o emite, ese registro es lo que se llama un espectro de absorción o emisión respectivamente. Debido a la cuantificación de la energía, en los espectros no se obtiene un continuo, sino líneas a determinadas longitudes de onda que corresponden a los distintos "saltos" de los electrones. Esos espectros son absolutamente particulares para cada elemento, tan particulares, que analizando la luz emitida por las estrellas puede llegar a saberse qué elementos se encuentran en su composición. Un ejemplo que podés ver a diario es lo que pasa al caer un poco de agua en una llama. La llama se torna de color anaranjado intenso y es debido a una de las líneas de emisión del sodio (el agua contiene sales de sodio), que cae en la región visible del espectro electromagnético. Esto se utiliza para la identificación del sodio.

El modelo de Bohr explicaba las líneas encontradas para el átomo de hidrógeno, pero no podía explicar los espectros de átomos con muchos electrones. Cuando los aparatos se fueron perfeccionando, se vio que cada línea que predecía el modelo de Bohr en realidad aparecía desdoblada en más líneas, como si en cada nivel de energía predicho por Bohr, existieran distintos subniveles.

Determinados experimentos sólo pueden explicarse si la luz es considerada como una onda, y otros experimentos, como la radiación de un cuerpo negro, sólo pueden explicarse si la luz es considerada como partículas. Esto es lo que se llama la dualidad onda partícula.

Louis V. De Broglie (1892 – 1987) supuso que la dualidad onda partícula que se daba en la luz podía darse también en el electrón, que hasta ese momento se consideraba como partícula. En realidad la dualidad onda partícula se da en todas las partículas muy pequeñas y que se mueven a velocidades muy grandes.

Modelo Atómico Actual

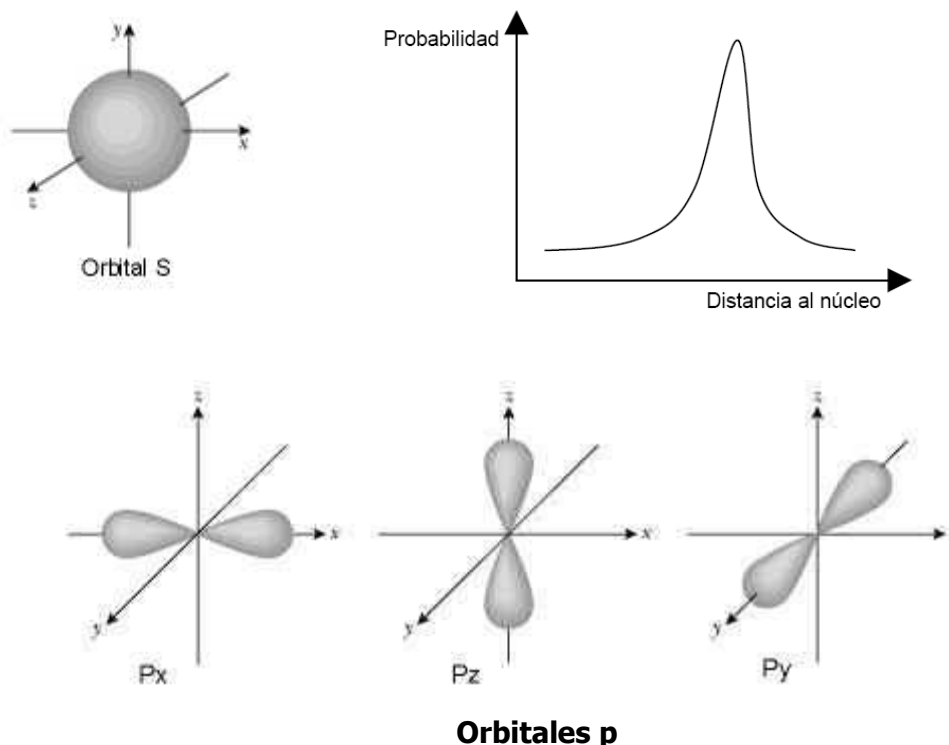
De la cuantificación de la energía, que llevó a toda una nueva mecánica, denominada mecánica cuántica, y de considerar al electrón como una onda, surge el modelo atómico actual. Este modelo propone una ecuación matemática (que nace de la mecánica cuántica) propuesta por Erwin Schrödinger (1887 – 1961) y que se denomina "**Ecuación de Onda de Schrödinger**". Esta ecuación no tiene un significado concreto, pero cuando se la eleva al cuadrado, da la probabilidad matemática de encontrar al electrón dentro de un determinado espacio.

La probabilidad matemática de encontrar al electrón dentro de un determinado espacio es lo que se denomina ORBITAL.

En el modelo actual no existen órbitas, porque no se puede determinar una trayectoria o recorrido para el electrón. Para poder determinar el movimiento de cualquier partícula se necesita conocer la expresión de su velocidad y su posición en un momento dado. Para el electrón esto es imposible de determinar, si se conoce su posición no se puede conocer su velocidad y viceversa. Esto es lo que se conoce como el principio de incertidumbre de Heisenberg. Werner Heisenberg (1901 – 1976).

Lo único que se puede conocer es esa probabilidad matemática que denominamos orbital. La representación gráfica de esa probabilidad en el espacio es el "dibujo" que permite apreciar la forma del orbital; por ejemplo cuando hablamos de un orbital s, estamos hablando de un orbital que tiene forma esférica, dentro de esa esfera hay una gran probabilidad de encontrar al electrón. A su vez, dentro de esa

esfera la probabilidad no es toda igual, cerca del núcleo es muy baja y hay una "cáscara" donde la probabilidad es máxima.



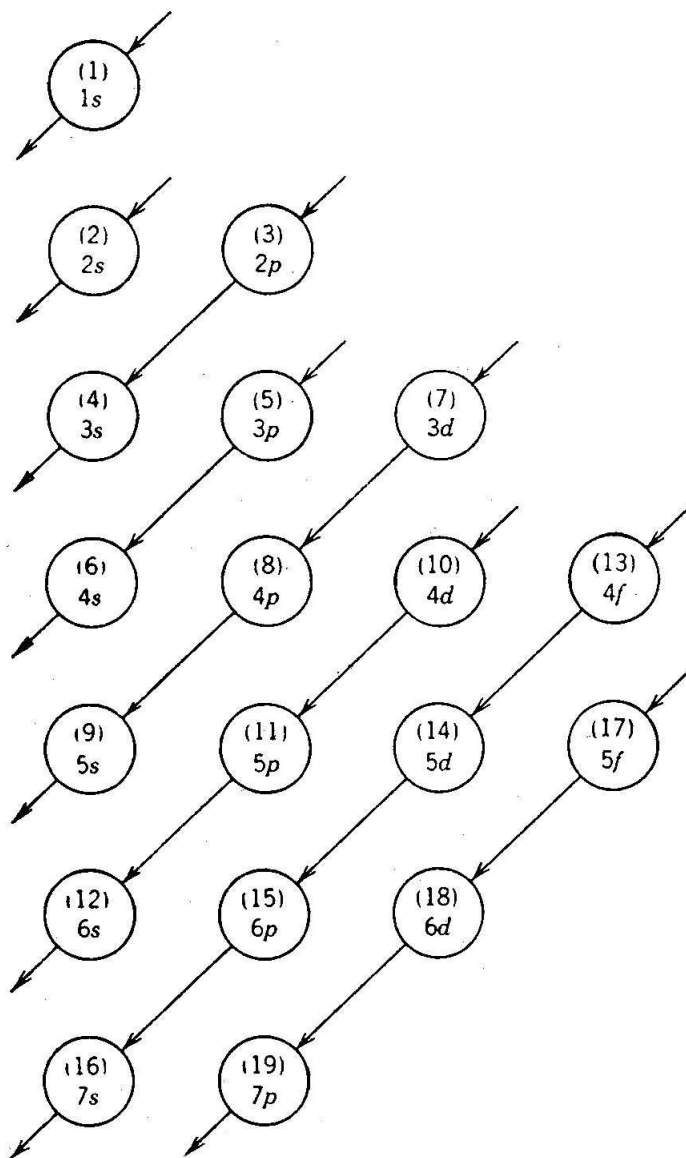
Lo que antes eran las órbitas del modelo de Bohr (K, L, M, N, etc.) ahora en el modelo actual pasan a ser los niveles de energía (1, 2, 3, 4, etc.). Dentro de esos niveles encontramos distintos subniveles y dentro de los distintos subniveles, los distintos orbitales. Tanto los subniveles como los orbitales se nombran con las letras s, p, d, y f. Esas letras provienen de la forma en que se veían las líneas de los espectros, en inglés; s es de sharp (nítida), p de principal, d de difuse (difusa), y f de fundamental. El nivel 1 tiene un solo subnivel que es el s, con un solo orbital que es el s. En el nivel 2 aparecen el subnivel s y el subnivel p. En el nivel 3 tenemos tres subniveles: s, p, y d. A partir del nivel 4 aparecen 4 subniveles: s, p, d y f. En los subniveles p hay tres orbitales distintos (de igual energía); en los subniveles d hay 5 orbitales y en los f hay 7 orbitales, siempre de igual energía. A medida que va aumentando el nivel de energía, se van "abriendo" cada vez más subniveles, y cada vez con más orbitales, que se van repitiendo en cada nivel.

El orden de energía dentro de los subniveles de un mismo nivel es: $s < p < d < f$

Teniendo en cuenta que el estado fundamental del átomo es el estado de menor energía. Podríamos pensar que todos esos distintos niveles, subniveles y orbitales se encuentran vacíos y "armar" nuestro átomo acomodando los electrones en ellos.

La CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA (CE) es la distribución de los electrones en los distintos niveles y subniveles.

A partir de que se completa el subnivel 3p, el orden de llenado de los orbitales no coincide con el orden de energía. Luego del subnivel 3p se completa el subnivel 4s y después el 3d. La siguiente regla mnemotécnica sirve para saber el orden de llenado de los orbitales; es la **regla de las diagonales**.



Regla de las Diagonales

Debes asegurarte de memorizar a qué se denomina estado fundamental y estado excitado de un átomo. Debes conocer también el significado de niveles y subniveles de energía, qué es un orbital, cuántos orbitales hay en cada subnivel, cuántos subniveles hay en cada nivel y cuántos electrones hay como máximo en cada orbital.

<i>Nivel</i>	<i>n° Subniveles</i>	<i>Subniveles</i>	<i>Subnivel</i>	<i>n° Orbitales</i>
<i>1</i>	<i>1</i>	<i>1s</i>	<i>s</i>	<i>1</i>
<i>2</i>	<i>2</i>	<i>2s 2p</i>	<i>p</i>	<i>3</i>
<i>3</i>	<i>3</i>	<i>3s 3p 3d</i>	<i>d</i>	<i>5</i>
<i>4</i>	<i>4</i>	<i>4s 4p 4d 4f</i>	<i>f</i>	<i>7</i>
<i>5 y sig.</i>	<i>4</i>	<i>idem</i>		

Esto te permitirá "armar" una configuración electrónica. Por ejemplo si $z = 23$ la configuración electrónica es: CE = $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$.

Debes saber escribir también las CE de iones. La CE de un ión, al menos en la mayoría de los elementos representativos, coincide con la configuración electrónica de un gas noble. Esto no es una casualidad, cuando veamos el tema Uniones Químicas veremos que los elementos, cuando se unen, pierden, ganan o comparten electrones pero no en cualquier cantidad, sino que pierden ganan o comparten electrones para llegar precisamente a una configuración electrónica más estable. En la mayoría de los elementos representativos esa configuración es la de un gas noble, que es muy estable porque tiene su nivel de energía completo.

Lo que se denomina CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA EXTERNA (CEE) es la configuración electrónica del último nivel de energía.

Para determinar la CEE a partir de la CE se debe buscar el mayor nivel de energía, a partir de la primera vez que se lo encuentra y de ahí en adelante comenzar a fijarse. Cuando aparecen subniveles d ó f incompletos, ó completos pero la CE termina, forman parte de la CEE; pero si está completo y hay por lo menos un electrón en el subnivel siguiente, ya no forman parte de la CEE. Intentá practicarlo respondiendo la pregunta 7. La notación que se encuentra en dicha pregunta es una forma abreviada de la configuración electrónica, [Kr] significa la CE del Kriptón (hasta el 4º nivel de energía completo) y luego se continúa. Se puede abreviar con la CE de cualquier gas noble, es como comúnmente aparece en las tablas.

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Ya desde que se conocieron los primeros elementos, los estudiosos de la ciencia se dieron cuenta de que había grupos de elementos que tenían características similares y quisieron agruparlos y clasificarlos. Pero fue recién en el siglo XIX, después de la teoría atómica de Jhon Dalton (1766 – 1844), cuando se dieron los primeros pasos que llevarían a una clasificación periódica. En ese tiempo se pensaba que todos los átomos de un elemento eran iguales y tenían la misma masa o peso atómico (hoy sabemos que no, debido a la existencia de isótopos). Se vio que había cierta regularidad entre

las propiedades de los elementos y su peso atómico, y que éstas se repetían a intervalos regulares de ocho elementos. El primero en enunciar la llamada "ley periódica" y en hacer una Tabla Periódica de los elementos fue Dimitri Mendeléev (1834 – 1907). Dicha ley periódica decía que las propiedades de los elementos se encontraban en dependencia periódica de sus pesos atómicos.

En la tabla propuesta por Mendeléev había algunos elementos que no quedaban correctamente ubicados de acuerdo con su peso atómico, y él sacrificó su orden pensando que el peso atómico estaba mal determinado. Tan importante fue el trabajo de Mendeléev que quedaban lugares vacíos en esta clasificación y él dedujo que tendría que haber elementos que ocuparan dichos lugares, y predijo sus propiedades. Muchos años después, cuando se descubrieron dichos elementos, como el galio, el germanio y el escandio, se vio que las propiedades predichas por él eran asombrosamente correctas.

No fue hasta después del descubrimiento de los isótopos, en 1913, que se vio que en realidad las propiedades de los elementos no dependían de su masa atómica sino de la cantidad de electrones del átomo y, por lo tanto, de su número atómico. Esto explicó porqué en algunos elementos había que invertir el orden con respecto a su masa atómica.

Hoy podemos enunciar la ley periódica como:

“Las propiedades físicas y químicas de los elementos son una función periódica de su número atómico”.

Los períodos que aparecen en la clasificación periódica no son regulares, es decir, no son todos iguales.

Aparecen dos períodos de 8 elementos, luego dos períodos de 18 elementos y, por último, dos períodos de 32 elementos de los cuales el último está incompleto.

Con el conocimiento que tenemos hoy en día de estructura atómica y del modelo atómico actual, vemos que si vamos colocando los elementos en el orden en que se van llenando los distintos niveles y subniveles de energía (el de la regla de las diagonales), comenzando cada línea horizontal al comenzar a "llenar" un nuevo nivel, queda formada la Tabla Periódica.

Seguí el siguiente razonamiento teniendo a la vista una Tabla Periódica.

El primer nivel (1s) tiene un solo subnivel con un solo orbital y, por lo tanto, pueden ir solamente dos electrones, lo que da lugar para solamente dos elementos, el que tiene un solo electrón que es el hidrógeno y el que tiene dos, que es el helio. Luego comenzamos a llenar el nivel 2, llenamos el subnivel 2s, con lugar para dos electrones, y luego se llena el 2p, con lugar para seis electrones. Esto da lugar al primer período de ocho elementos. El siguiente nivel es el 3, donde se llenan 3s y 3p, lo que da lugar al segundo período de ocho elementos. Pero después del subnivel 3p se comienza a llenar el 4s, con lo cual debemos ir a una nueva línea horizontal, lo que representa un nuevo período. Se completa el 4s, y luego el 3d, que da lugar a 10 elementos más y por último el 4p. Aquí aparece el primer período de 18 elementos. Luego comenzamos a llenar el nivel 5, que es igual que el cuatro (aparece el subnivel 4d) y se completa el segundo período de 18 elementos. El sexto nivel comienza con 6s, pero aquí, una vez completado se comienza a llenar el subnivel 4f, lo que da lugar a 14 elementos más y aparece el primer período de 32 elementos.

Puede verse que los subniveles *d* comienzan a llenarse un nivel “atrasado” y por lo tanto quedan en el período siguiente. Los subniveles *f* se comienzan a llenar dos niveles “atrasados”, entonces el subnivel 4*f* queda en el período seis y el 5*f* queda en el período siete.

Por lo que acabamos de ver, las líneas horizontales de la Tabla Periódica son los PERÍODOS.

Las columnas verticales de la Tabla Periódica son los GRUPOS O FAMILIAS.

Podrás observar que en la tabla quedan determinados distintos bloques según se van llenando los distintos subniveles. En las dos primeras columnas se llena el subnivel *s*, en las seis últimas columnas se llena el subnivel *p* y en las columnas del medio, que comienzan en el período 3, se completa el subnivel *d*. El subnivel *f*, cuyos elementos son muy similares entre sí, en la mayoría de las tablas aparece abajo para evitar una distribución tan larga en el sentido horizontal.

Los elementos cuya CE termina en orbitales *s* ó *p* se denominan ELEMENTOS REPRESENTATIVOS, los elementos cuya CE termina en orbitales *d* se denominan ELEMENTOS DE TRANSICIÓN y los elementos cuya CE termina en orbitales *f* se denominan ELEMENTOS DE TRANSICIÓN INTERNA.

Debés notar que los elementos de transición interna no pertenecen a ningún grupo. Los que terminan en el subnivel 4*p* (período 6) se denominan lantánidos y los que terminan en el subnivel 5*p* (período 7) se denominan actínidos.

Existen dos nomenclaturas para nombrar a los grupos o familias. La más moderna, dada por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC), numera de corrido con números arábigos a todos los grupos del 1 al 18.

La nomenclatura más antigua o tradicional numera con números romanos y distingue entre los grupos de los elementos representativos y los de los elementos de transición con los subíndices A y B respectivamente. En la nomenclatura tradicional, el número del grupo coincide con el número de electrones de la CEE; salvo para las cuatro últimas columnas de los elementos de transición, ya que hay tres columnas que son grupo VIII_B y quedan como últimos los grupos I_B y II_B con 11 y 12 electrones en su CEE respectivamente. Si tenemos que dar una expresión general para la CEE de la primera columna de la Tabla Periódica sería ns_1 . La denominación para este primer grupo sería I_A por ser el primer grupo de los elementos representativos.

Dentro de los grupos de los elementos representativos, donde algunos tienen nombres particulares, hay cuatro cuyos nombres debés conocer. Dentro de los grupos de los elementos representativos, donde algunos tienen nombres particulares, hay cuatro cuyos nombres debés conocer.

El grupo I_A es el grupo de los METALES ALCALINOS, el grupo II_A es el grupo de los METALES ALCALINO TÉRREOS, el grupo VII_A es el grupo de los HALÓGENOS (formadores de sales) y el grupo VIII_A es el grupo de los GASES NOBLES, gases inertes o gases raros.

Además en todas las tablas aparece una línea divisoria que forma una "escalerita" que comienza debajo del boro. Esta es la división entre metales y no metales.

El carácter metálico es la tendencia a ceder electrones.

Los elementos que se encuentran arriba y a la derecha de esta división (más el hidrógeno) son los no metales; y los que se encuentran abajo y a la izquierda son los metales. Esto significa que todos los elementos de transición y los de transición interna son metales. Esta división no es tajante, los elementos que se encuentran cerca del límite tienen características ambivalentes; se comportan como metales frente a un elemento con fuerte carácter no metálico y como no metales frente a un elemento de fuerte carácter metálico. Estos elementos, como el aluminio, el estaño o el plomo se denominan anfóteros.

Es importante notar que la clasificación periódica propiamente dicha comienza en el segundo período y que los elementos del primer período, hidrógeno y helio quedan fuera de esta clasificación.

Es importante notar que hay una relación directa entre la CEE de un elemento y su ubicación en la tabla periódica. El número que denomina al grupo es el número de electrones de la CEE y el período es el máximo nivel de energía de la CEE. Esto permite que simplemente conociendo el número atómico de un elemento se pueda deducir su ubicación en la tabla sin necesidad de tener una tabla periódica. Con el z , sabiendo que se trata de un elemento neutro, sabemos que el número de electrones es el mismo que el z . Con el número de electrones podemos escribir su CE, con la CE determinamos su CEE y con ésta el grupo y período a que pertenece el elemento

PROPIEDADES PERIODICAS

Existen propiedades que varían en forma predecible a lo largo de un grupo o un período de la Tabla Periódica. Siempre hablamos en forma general y sin detenernos en algunas irregularidades excepcionales. Dichas propiedades son las denominadas propiedades periódicas. Entre ellas veremos el radio atómico, la energía de ionización y la electronegatividad. Estas propiedades y su variación general en la tabla periódica nos permitirán analizar el comportamiento de los elementos al unirse entre sí, para llegar a los distintos tipos de uniones químicas.

EL RADIO ATÓMICO es la mitad de la distancia que existe entre los núcleos de dos átomos del mismo elemento que se encuentran unidos.

LA ENERGÍA DE PRIMERA IONIZACIÓN es la energía que hay que entregar a un átomo, en su estado fundamental y en estado gaseoso, para separar el electrón más débilmente unido y formar un catión monovalente.

LA ELECTRONEGATIVIDAD es la tendencia que tiene un determinado elemento de atraer hacia sí los electrones de un enlace.

El radio atómico aumenta hacia abajo en un grupo y disminuye hacia la derecha en un período.

La variación en un período no es tan simple de explicar. Debemos definir lo que se denomina **efecto de pantalla o apantallamiento**. Los electrones de los niveles inferiores se interponen y “tapan” la carga del núcleo, disminuyendo la atracción entre el núcleo (positivo) y los electrones del último nivel (negativos). Actúan como si fuera una pantalla, de ahí su nombre. Este efecto se produce de nivel a nivel (los electrones del nivel 1 ejercen efecto de pantalla para todos los niveles siguientes, los del nivel 1 y 2 para los electrones del nivel 3 en adelante, etc.) pero no entre los electrones de un mismo nivel. Si vamos hacia la derecha en un período, vemos que los electrones que hay de diferencia entre un elemento y los demás quedan todos dentro de un mismo nivel. Los electrones que ejercen efecto de pantalla son los de los niveles inferiores. Por esta razón en un período el efecto de pantalla es prácticamente constante, pero va aumentando la carga nuclear (hay cada vez más protones). Eso hace que predomine el efecto de aumento de la carga nuclear, los electrones del último nivel estén cada vez más atraídos por el núcleo y el radio atómico se achique.

Si volvemos sobre la variación en un grupo, vemos que al ir hacia abajo también aumenta la carga nuclear, pero los electrones que hay de diferencia entre un elemento y los que se encuentran abajo quedaron todos, o por lo menos la gran mayoría, en los niveles inferiores y por lo tanto aumenta mucho el efecto de pantalla. Ese aumento del efecto de pantalla predomina sobre el aumento de la carga nuclear (es mayor) y, por lo tanto, los electrones del último nivel están cada vez menos atraídos por el núcleo y el radio aumenta.

La variación de la energía de ionización puede relacionarse con el radio atómico.

La última propiedad periódica que vamos a ver es la electronegatividad. Fíjate que por la forma en que está definida, la electronegatividad se define para un elemento que se encuentra unido.

Fórmulas inorgánicas: óxidos-hidróxidos, ácidos y sales.

UNIONES QUÍMICAS - FÓRMULAS DE LEWIS –

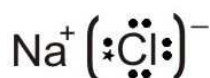
Una vez conocida la ubicación en la Tabla y las tendencias de los elementos a ceder o a captar electrones, podemos explicarnos cómo y por qué los elementos se unen de determinada manera.

En el tema Estructura Electrónica de los Átomos vimos, al ver la configuración electrónica de iones, que los elementos, cuando se unen, pierden, ganan o comparten electrones, pero no en cualquier cantidad, sino que lo hacen para llegar a una estructura más estable. Esa estructura más estable en la mayoría de los elementos representativos es la correspondiente a un gas noble. Como todos los gases nobles, excepto el Helio, tienen 8 electrones en su último nivel de energía (en su CEE); esto llevó a la denominada regla del octeto, o sea que los elementos tienden a completar sus 8 electrones en el último nivel. Como toda regla, tiene sus excepciones (algunas de las cuales veremos como ejemplo).

El Hidrógeno al unirse no completa 8 electrones, sino 2. Pero el Hidrógeno no es una excepción a la regla. Tenemos entonces tres posibilidades de unión entre los distintos elementos. Si se unen un elemento con tendencia a ceder electrones (metálico) y un elemento con tendencia a captar electrones (no metal, con alta electronegatividad) con una gran diferencia de electronegatividad entre sí; el metal cederá sus electrones al no metal y se formarán iones, quedando el metal como catión y el no metal como anión. La atracción electrostática entre los iones de signo contrario forma la **UNIÓN IÓNICA**.

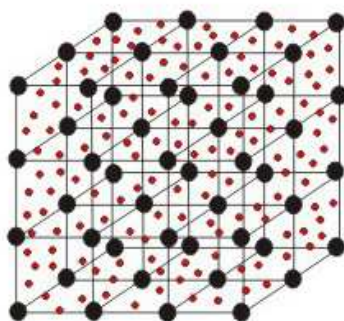
LA UNIÓN IÓNICA se produce cuando se unen un metal y un no metal con suficiente diferencia de electronegatividad entre sí. Se forman iones con cargas eléctricas contrarias y la atracción electrostática entre ellos forma la unión.

El ejemplo de unión iónica es el cloruro de sodio. El sodio que se encuentra en el grupo I_A, tiene mucha tendencia a ceder ese último electrón porque al hacerlo se queda con la CE del gas noble anterior. El cloro necesita ganar un electrón para llegar a la CE de gas noble. El sodio cede su electrón al cloro y los dos completan su octeto. La representación de esto en una estructura o fórmula es lo que se llama **fórmula o estructura de Lewis**.



Si se unen dos elementos metálicos (o átomos del mismo elemento, que es el caso más usual), con tendencia a ceder electrones y baja electronegatividad; como esos últimos electrones están muy débilmente unidos lo que se produce es una red tridimensional de cationes entre los cuales pueden moverse libremente los electrones. Esa es la **UNIÓN METÁLICA**, que tiene características particulares que luego veremos.

LA UNIÓN METÁLICA se produce en general entre los átomos de un mismo elemento metálico, que tiene baja electronegatividad, como en el hierro, el cobre o el aluminio.



Representación de la unión metálica
En negro los cationes y en rojo los electrones

La unión metálica no tiene representación en una estructura de Lewis.

Por último, si se unen dos elementos con tendencia a captar electrones (de alta electronegatividad y poca diferencia de electronegatividad entre sí), como los dos

valores son empíricos, son valores relativos obtenidos dando un valor arbitrario al elemento más electronegativo que es el flúor.

Uno de los errores comunes es creer que las cosas son de una manera u otra, y que no existen matices intermedios. Entonces se memoriza "entre metal y no metal la unión es iónica". Esto no es siempre verdadero. La unión iónica siempre se va a dar entre un metal y un no metal, pero entre un metal y un no metal que tengan suficiente diferencia de electronegatividad entre sí. Vamos a ver ejemplos de uniones entre metal y no metal que son covalentes.

Es importante que tengas en cuenta que ese límite de diferencia de electronegatividad no es una cosa tajante, y además que la diferencia de electronegatividad no es lo único que hace que un compuesto sea iónico o covalente. Por eso cuando esa diferencia está cerca del límite hay que tener cierto cuidado. Por ejemplo entre el berilio, un metal del grupo II_A, y el cloro, un halógeno, uno diría a priori que la unión es iónica. Si uno mira la diferencia de electronegatividad en la Tabla, es 1,5 y se trata de un compuesto covalente. Si tomamos el azufre y el sodio, su diferencia de electronegatividad es 1,6, sin embargo es un compuesto iónico a pesar de que la diferencia de electronegatividad es casi la misma. Si nos fijamos en los radios atómicos podemos encontrar una explicación: para el cloro el radio es 100 pm (picómetros, 1pm = 10⁻¹² m), para el berilio 112 pm, para el azufre 103 pm y para el sodio 186 pm.

Existen distintos tipos de uniones covalentes:

UNIÓN COVALENTE SIMPLE cuando se comparte un solo par de electrones (cada átomo aporta un electrón). Es el caso visto en el cloro o en el cloruro de hidrógeno.

UNIÓN COVALENTE DOBLE cuando se comparten dos pares de electrones entre los mismos átomos, es el caso del dióxido de carbono.



UNIÓN COVALENTE TRIPLE cuando se comparten tres pares de electrones entre los mismos átomos, es el caso del nitrógeno.



UNIÓN COVALENTE DATIVA O COORDINADA cuando el par que se comparte es aportado por uno solo de los átomos que se unen, es el caso del dióxido de azufre.



Tendrás que poder escribir las fórmulas de Lewis de muy diversos compuestos. Debés notar que en las estructuras de Lewis los electrones que se representan son los electrones de valencia, los del último nivel, o sea, los de la CEE.

Tenés que notar también que en las fórmulas de Lewis representamos de manera diferente a los electrones de los distintos átomos (círculos, cruces, etc.). Esto no significa que los electrones sean diferentes, todos los electrones son iguales e indistinguibles. Simplemente es un recurso didáctico para comprender cómo es la unión. Otra cosa importante es que en las fórmulas de Lewis los electrones siempre se colocan en pares, y los electrones que no forman uniones siempre están formando pares, por eso hablamos de **pares de electrones compartidos** (cuando forman una unión) y **pares de electrones sin compartir** o libres (cuando no están formando unión).

Para armar las fórmulas de Lewis de compuestos sencillos tenés que tener en cuenta que en la gran mayoría de los compuestos se cumple la regla del octeto. Un elemento entonces perderá, ganará o compartirá los electrones que le falten para completar su nivel de energía y llegar a la CE de gas noble. El grupo I_A siempre se unirá perdiendo un electrón (unión iónica), o formará una unión metálica, pero no forman uniones covalentes. El grupo III_A en uniones iónicas pierde tres electrones y en uniones covalentes (B y Al) comparte tres pares de electrones, siendo una excepción a la regla del octeto. El grupo IV_A, el caso del carbono por ejemplo, deberá compartir cuatro pares de electrones, que pueden ser cuatro uniones simples, dos simples y una doble, dos dobles o una simple y una triple. El carbono no forma uniones iónicas, sí lo hacen los metales del grupo como el estaño y el plomo.

Si consideramos cuántos pares de electrones debe compartir cada elemento y la regla del octeto, se pueden "armar" muchas fórmulas de Lewis de compuestos sencillos, aunque cuando aumenta el número de átomos ya no hay una sola posibilidad de unión respetando la regla del octeto. Volviendo al ejemplo del dióxido de azufre, sabiendo que la molécula no es cíclica, quedan tres posibilidades de unión y las tres respetan la regla del octeto.

Pasando a estructuras de Lewis de compuestos más complicados, ya no hay una sola forma de unir los átomos respetando la regla del octeto, y se debe conocer en qué forma se deben unir. Comenzaremos por los óxidos ácidos en los que el no metal tiene número de oxidación impar distinto de uno (si no conocés los nombres consultá el tema Número de Oxidación y Nomenclatura). Es estos casos, cuya fórmula general es X₂O_n en la que X es el no metal, siempre hay un oxígeno en el centro formando "puente" entre los dos átomos de X y unido a ellos por uniones covalentes simples. Se debe comenzar a hacer la estructura haciendo este paso y luego hay que fijarse si el no metal completó sus ocho electrones. Si no lo hizo, se deben agregar los oxígenos que faltan completando las uniones faltantes, y una vez que el no metal completó su octeto, la única manera de seguir uniendo los oxígenos que faltan es por uniones dativas. Siempre los oxígenos se disponen en forma simétrica.

Ejemplo: N₂O₅



Como los nitrógenos no completaron sus ocho electrones y les falta compartir dos pares de electrones, y además faltan unir cuatro oxígenos, debemos unir dos oxígenos a cada nitrógeno, pero si hacemos uniones simples los oxígenos no completarían su octeto. Por lo tanto, hacemos una unión doble con un oxígeno a cada nitrógeno y de esa forma todos completan su octeto. Los otros dos oxígenos se unen por uniones dativas uno a cada nitrógeno.

NÚMERO DE OXIDACIÓN

Las reglas para los números de oxidación pueden deducirse si se tiene en cuenta lo dicho con respecto a que los elementos, al unirse, pierden, ganan o comparten electrones para llegar a una estructura más estable. Los números de oxidación son consecuencia de esto.

En los compuestos iónicos, si el ión es monoatómico, el número de oxidación coincide con su carga eléctrica, esto se da en los metales (Na^+ , Ca^{2+} , Fe^{3+} , etc.) o en los aniones no oxigenados (Cl^- , S^{2-} , etc.). Pero no se debe confundir número de oxidación con carga eléctrica, en los iones poliatómicos la carga del ión es una cosa y los números de oxidación de cada elemento en el ión, otra. Por ejemplo, en el ión NO_3^- -el número de oxidación del nitrógeno es +5, el del oxígeno es -2 y la carga eléctrica es -1 .

En un compuesto covalente el número de oxidación se define como la carga que le quedaría a ese elemento si los electrones de esa unión covalente se asignaran al más electronegativo de los elementos. Teniendo en cuenta esto el elemento más electronegativo tendrá el número de oxidación negativo y el menos electronegativo el número de oxidación positivo.

En el caso de los halógenos, cuando se unen con un elemento menos electronegativo tendrán como número de oxidación el -1 , como en el caso del flúor.

Pero, excepto el flúor, cuando se unen con el oxígeno, como éste es más electronegativo tendrán números de oxidación positivos.

Si recordás las fórmulas de Lewis en el caso de óxidos, oxoácidos y oxosales, recordarás que al hacer una unión covalente, los halógenos ya completan su octeto y la única manera de seguir uniéndolos a más átomos de oxígeno es por uniones dativas. Luego de hacer una unión covalente simple, les quedan tres pares de electrones que pueden utilizar en uniones dativas con oxígenos. Si hacen sólo la unión covalente simple (por ejemplo HClO):



Ácido hipocloroso

tienen como número de oxidación +1, porque los electrones de dicha unión se asignan al oxígeno.

Si utilizan un par electrónico en una unión dativa (por ejemplo HClO_2):



Ácido cloroso

los electrones de dicha unión también se asignan al oxígeno, pero como los "puso" los dos el halógeno porque es una unión dativa, pierde los dos y tienen como número de oxidación +3. De la misma forma si utiliza dos pares en uniones dativas (por ejemplo HClO_3):

hipo ----- oso para el +1

----- oso para el +3

----- ico para el +5

per ----- ico para el +7

La nomenclatura moderna o IUPAC (sigla en inglés para la Unión internacional de Química Pura y Aplicada) distingue los distintos compuestos colocando en el nombre el estado de oxidación del elemento correspondiente en números romanos, este número se denomina numeral de Stock (Nº Stk). Si el elemento posee un solo estado de oxidación, no es necesario utilizar dicho numeral.

Al escribir las fórmulas, es una convención general que el elemento menos electronegativo se escribe a la izquierda.

COMPUESTOS BINARIOS HIDRUROS

Se denomina genéricamente **hidruros** a los compuestos formados por el elemento hidrógeno y otro elemento que sea un metal.

Los hidruros se nombran de la siguiente manera:

TRADICIONAL: hidruro *metal* **OSO**
ICO

IUPAC: hidruro de *metal* (Nº Stk)

EJEMPLO	TRADICIONAL	IUPAC
CaH ₂	hidruro de calcio	hidruro de calcio
FeH ₂	hidruro ferroso	hidruro de hierro (II)
FeH ₃	hidruro férrico	hidruro de hierro (III)

HIDRÁCIDOS

Se denomina genéricamente hidrácidos a los compuestos formados por el elemento hidrógeno y un no-metal de los grupos VII_A ó VI_A. Se nombran de la siguiente manera:

TRADICIONAL: ácido *no metal* **HÍDRICO**

IUPAC: *no metal* **URO** de hidrógeno

EJEMPLO	TRADICIONAL	IUPAC
H ₂ S	ácido sulfhídrico	sulfuro de hidrógeno
HCl	ácido clorhídrico	cloruro de hidrógeno

En el caso de la nomenclatura tradicional es costumbre nombrarlos como ácido cuando se encuentran en solución acuosa, porque tienen carácter ácido, pero cuando se encuentran en estado gaseoso el nombre coincide con la nomenclatura IUPAC. Se mantiene el nombre vulgar del agua (H₂O) por tradición, y porque no tiene carácter ácido y no se podría nombrar como ácido. Los compuestos formados con los no metales del grupo V_A no tienen carácter ácido y se siguen manteniendo los nombres tradicionales: amoníaco para NH₃, fosfano o fosfina para PH₃, y arsano o arsina para AsH₃. En el grupo IV_A el compuesto de hidrógeno con carbono, CH₄, se considera un compuesto orgánico y se denomina metano; por analogía, el SiH₄ se nombra como silano. En el grupo III_A el compuesto de boro con hidrógeno es B₂H₆ y se llama diborano.

ÓXIDOS

Los compuestos formados por oxígeno y otro elemento se denominan en general **óxidos**, si el segundo elemento es un metal será un **óxido básico** y si se trata de un no-metal será un **óxido ácido**.

ÓXIDOS BÁSICOS

TRADICIONAL: óxido *metal* **OSO**
ICO

IUPAC: óxido de *metal* (Nº Stk)

EJEMPLO	TRADICIONAL	IUPAC
Na ₂ O	óxido de sodio	óxido de sodio
PbO	óxido plumboso	óxido de plomo (II)
PbO ₂	óxido plúmbico	óxido de plomo (IV)

ÓXIDOS ÁCIDOS

TRADICIONAL: óxido (hipo) *no metal* **OSO**
(per) **ICO**

IUPAC: óxido de *no metal* (Nº Stk)

Responden a la fórmula general $Me(OH)_n$ y se nombran de la siguiente manera:

TRADICIONAL: hidróxido *metal* **OSO**
ICO

IUPAC: hidróxido de *metal* (Nº Stk)

EJEMPLO	TRADICIONAL	IUPAC
NaOH	hidróxido de sodio	hidróxido de sodio
Ni(OH) ₂	hidróxido níqueloso	hidróxido de níquel (II)
Ni(OH) ₃	hidróxido níquelico	hidróxido de níquel (III)

Escribir la fórmula a partir del nombre es muy sencillo ya que como el ión hidróxido tiene una sola carga negativa, la fórmula tendrá tantos iones hidróxido como cargas positivas (número de oxidación) tenga el metal.

OXOÁCIDOS

Son los ácidos que tienen oxígeno. Se denominan ácidos porque en solución acuosa se ionizan perdiendo sus hidrógenos como protones y quedando un anión oxigenado con tantas cargas negativas como hidrógenos se disociaron. Responden en general a la fórmula $H_a NoMe O_b$, en la que el no-metal se encuentra en el centro y salvo excepciones tiene atomicidad uno.

TRADICIONAL: ácido (hipo) *no metal* **OSO**
(per) **ICO**

IUPAC: *no metal* **ATO** (Nº Stk) de hidrógeno

EJEMPLO	TRADICIONAL	IUPAC
H ₂ SO ₃	ácido sulfuroso	sulfato (IV) de hidrógeno
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico	sulfato (VI) de hidrógeno
HBrO	ácido hipobromoso	bromato (I) de hidrógeno

Para escribir la fórmula a partir del nombre, como el oxígeno tiene número de oxidación -2 , si el no-metal tiene número de oxidación impar el ácido tendrá un solo hidrógeno, y si tiene número de oxidación par el ácido tendrá dos hidrógenos. Si tenemos en cuenta la regla de la suma de los números de oxidación, vemos que el:

$$\text{nro. de oxígenos} = \frac{\text{nro. de oxidación del no met.} + \text{nro. de hidrógenos}}{2}$$

En ciertos casos se forma más de un ácido con el mismo número de oxidación del no metal. Esto es consecuencia de que el óxido ácido reacciona con diferente

cantidad de moléculas de agua para formar distintos ácidos. Para poder diferenciarlos se utilizan los prefijos orto, meta y piro; tanto en la nomenclatura tradicional como en la IUPAC.

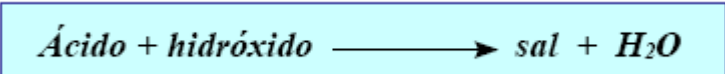
Esto sucede para el fósforo y el arsénico (números de oxidación 3 y 5); para el silicio (4), aunque en este caso existen sólo las sales y para el boro (3), aunque no existe el ácido pirobórico, pero sí sus sales.

EJEMPLO	TRADICIONAL	IUPAC
HPO ₃	ác. metafosfórico	metafosfato (V) de hidrógeno
H ₃ PO ₄	ác. ortofosfórico	ortofosfato (V) de hidrógeno
H ₄ P ₂ O ₇	ác. pirofosfórico	pirofosfato (V) de hidrógeno

Un "truquito" para escribir en forma rápida la fórmula de estos ácidos es: la fórmula que se escribe por la regla general para cualquier ácido es el **meta**. Si a esa fórmula se le suman dos hidrógenos y un oxígeno (H₂O), se obtiene la fórmula del **orto** y si se suman las dos fórmulas anteriores queda la fórmula del **piro**.

OXOSALES

Las sales son compuestos iónicos que provienen de la neutralización de un ácido con una base (hidróxidos y amoníaco o sus derivados orgánicos las aminas).



Del ácido queda el anión y del hidróxido queda el catión del metal correspondiente, por lo tanto, su fórmula genérica será Me_x(NoMe O_a)_y.

En la nomenclatura tradicional cuando el nombre del ácido termina en OSO, la sal correspondiente se nombra como ITO, y cuando el nombre del ácido termina en ICO, la sal correspondiente se nombra como ATO. Una reglita mnemotécnica para acordarse es "pico de pato y oso chiquito".

TRADICIONAL:	(hipo) <u>no metal</u> ITO <u>metal</u> OSO
	(per) ATO ICO
IUPAC:	<u>no metal</u> ATO (N° Stk) de <u>metal</u> (N° Stk)

EJEMPLO	TRADICIONAL	IUPAC
CuSO ₄	sulfato cúprico	sulfato (VI) de cobre (II)
Ba(ClO ₄) ₂	perclorato de bario	clorato (VII) de bario
Co(NO ₂) ₂	nitrito cobaltoso	nitratro (III) de cobalto (II)
Fe ₂ (SO ₄) ₃	sulfato férrico	sulfato (VI) de hierro (III)

Para escribir la fórmula a partir del nombre conviene recordar que el anión tendrá tantas cargas negativas como hidrógenos tenía el ácido del cual proviene, y que las cargas positivas del catión están dadas por su número de oxidación. Una vez

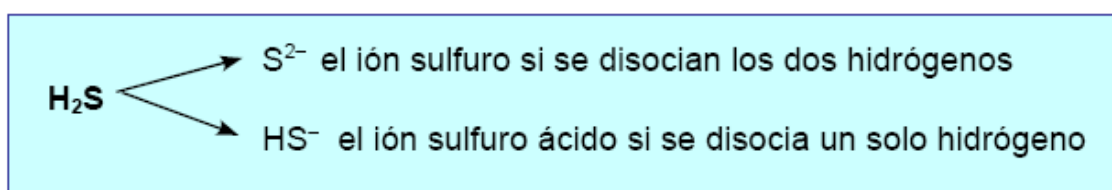
reconocidos los iones correspondientes, como todos los compuestos deben ser neutros, deberán tener la misma cantidad de cargas positivas que negativas por, lo tanto, se intercambian las cargas de los iones y se simplifica en el caso que sea necesario.

Ejemplo: **sulfato plúmbico**

La terminación ato indica que el azufre posee el mayor número de oxidación (+6) y la terminación ico indica lo mismo para el plomo (+4). Recordando que el anión vendrá del ácido sulfúrico, que tiene dos hidrógenos, tendrá, por lo tanto dos cargas negativas. Los iones que forman la sal serán por lo tanto SO_4^- y Pb^{++} . Si intercambiamos las cargas, quedaría $\text{Pb}_2(\text{SO}_4)_4$, pero se debe simplificar y la fórmula del sulfato plúmbico es **$\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$** porque corresponde, como en todo compuesto iónico, a la fórmula empírica.

SALES ÁCIDAS

En los ácidos con más de un hidrógeno, éstos se disocian en forma secuencial, por lo tanto, se pueden formar iones en los cuales quedan uno o más hidrógenos. Las sales formadas por estos iones se denominan sales ácidas. Por ejemplo, del ácido sulfhídrico se forman:



SALES ÁCIDAS DE HIDRÁCIDOS

Sólo se dan en el caso de hidrácidos de los elementos del grupo VI_A (S, Se) y se nombran de la siguiente manera:

TRADICIONAL: <i>no metal</i> URO ácido <i>metal</i> OSO ICO
IUPAC: hidrógeno <i>no metal</i> URO de <i>metal</i> (Nº Stk)

EJEMPLO	TRADICIONAL	IUPAC
NaHS	sulfuro ácido de sodio	hidrógeno sulfuro de sodio
$\text{Cu}(\text{HS})_2$	sulfuro ácido cúprico	hidrógeno sulfuro de cobre (II)

COMPUESTOS CUATERNARIOS

SALES ÁCIDAS DE OXOÁCIDOS

Se nombran de la siguiente manera:

TRADICIONAL: *no metal* **ITO** (di) ácido *metal* **OSO**
ATO **ICO**
 ó bi *no metal* **ITO** *metal* **OSO**
ATO **ICO**

IUPAC: (di) hidrógeno *no metal* **ATO** (Nº Stk) de *metal* (Nº Stk)

EJEMPLO	TRADICIONAL	IUPAC
NaHCO ₃	carbonato ácido de sodio bicarbonato de sodio	hidrógeno carbonato de sodio
Ca(HSO ₄) ₂	sulfato ácido de calcio bisulfato de calcio	hidrógeno sulfato (VI) de calcio
KH ₂ PO ₄	ortofosfato diácido de potasio	dihidrógeno ortofosfato (V) de potasio

IONES CON NOMBRES NO SISTEMÁTICOS

Existen iones cuyos nombres no entran dentro de la sistematización dada, en muchos casos se trata de un metal de transición que está formando parte del anión como si fuera un no-metal.

Entre ellos se deben conocer los siguientes:

EJEMPLO	TRADICIONAL	IUPAC
NH ₄ ⁺	amonio	amonio
Hg ₂ ²⁺	mercurioso	mercurio (I)
CN ⁻	cianuro	cianuro
MnO ₄ ²⁻	manganato	manganato (VI)
MnO ₄ ⁻	permanganato	manganato (VII)
CrO ₄ ²⁻	cromato	cromato (VI)
Cr ₂ O ₇ ²⁻	dicromato	dicromato (VI)

Estos iones forman sales como cualquiera de los anteriores y para escribir la fórmula se procede de la misma manera.

EJEMPLO	TRADICIONAL	IUPAC
NaCN	cianuro de sodio	cianuro sodio
K ₂ Cr ₂ O ₇	dicromato de potasio	dicromato (VI) de potasio
(NH ₄) ₂ SO ₃	sulfito de amonio	sulfato (IV) de amonio

CUESTIONARIO UNIDAD N°2

- 1-¿Conoces la diferencia entre peso y masa? ¿Por qué es más correcto hablar de masa atómica y no de peso atómico?
- 2- La masa atómica en umas y número másico de un átomo son diferentes. ¿Cómo se define cada uno? ¿Cuál se encuentra en la Tabla Periódica?
- 3- La masa atómica es un número fraccionario, ¿cuál es la razón? ¿El número másico puede ser fraccionario?
- 4- ¿A la masa de cuál de los isótopos estará más cercano ese promedio?
- 5- La masa molecular y la masa molar son conceptos totalmente diferentes; aunque, para la misma sustancia, cuando la primera se expresa en umas y la segunda en gramos tienen el mismo número. ¿Podés aclarar estos conceptos?
- 6- Si se toman 100 g de H₂O (1 moléc. m = 18 u) y 100 g de CO₂ (1 moléc. m = 44 u)
¿Se tienen la misma cantidad de moléculas de H₂O que de CO₂?
¿De cuál sustancia hay más moléculas? Si no pudiste encontrar una respuesta pensalo con el siguiente ejemplo: Si se toman 500 g de aceitunas (de 5 g c/u) y 500 g de manzanas (de 100 g c/u), ¿se tienen la misma cantidad de aceitunas que de manzanas? ¿De cuál hay más?
- 7- Calculá cuántos moles de átomos de oxígeno y cuántos átomos de oxígeno hay en 25,0 g de SO₃.
- 8- ¿Por qué se llamará número másico?
- 9- ¿Qué es un anión trivalente o un ión trinegativo?
- 10- ¿Qué significa la palabra isoelectrónico?
- 11- ¿Cuál es la relación entre los iones Ca²⁺ y Cl⁻?
- 12- ¿Qué significa modelo en ciencia?
- 13- En el modelo atómico de Bohr; cuando el electrón se encuentra en sus órbitas no puede absorber o emitir energía. ¿Cómo varía la energía de un electrón con respecto a la distancia al núcleo? ¿Cómo absorbe o emite energía el átomo? ¿Por qué esta cuantificada la energía? ¿Se mantiene esto en el modelo atómico actual?
- 14- ¿Qué diferencia hay, por ejemplo entre un orbital s del nivel 1 y un orbital s del nivel 2?
- 15- ¿Cuántos electrones hay como máximo en cada orbital? ¿Por qué?
- 16- ¿Cuántos electrones podrán ponerse como máximo en los subniveles s, p, d y f ?
- 17- Escribe la configuración electrónica fundamental de un átomo que tiene 27 electrones.

18- Escribe la configuración electrónica del estado fundamental de los átomos e iones siguientes: N^{3-} , Mg^{2+} , Cl^- , K^+ y Fe . ¿Cuáles de ellos son isoelectrónicos?

19- Completa la siguiente tabla

Nº protones	Z	Nº neutrones	A	Nº electrones	isótopo
	13				^{27}Al
		11			^{21}Ne
		15			^{30}P
17					^{37}Cl

20- Completa el siguiente cuadro

Símbolo	$^{23}Na^+$	$^{31}P^{3-}$			
Protones	11		9	28	
Neutrones			10	31	118
Electrones		18		26	79
Carga neta			- 1		0

21- Escribe la estructura electrónica de los elementos con número atómico 11, 35 y 54
 Contesta las siguientes cuestiones justificando cada respuesta:

- ¿A qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento?
- ¿Qué estados de oxidación serán los más frecuentes?
- ¿cuáles son metales y cuáles no metales?
- ¿Cuál es el elemento más electropositivo y cuál es el más electronegativo?

22- Un recipiente cerrado contiene 3,48 mol de UX_6 (g). Si 15 moléculas del mismo tienen una masa de $8,77 \times 10^{-21}$ g, calcular:

- La masa d un átomo del elemento X, expresada en unidades de masa atómica.
 Rta: 19,0 u (Normal 0 21)
- La cantidad de la sustancia CaX_2 que contiene el mismo número de átomos de X que hay en la cantidad enunciada de UX_6 Rta:10,4 mol

23- En 240 g de una sustancia cuya fórmula molecular es $X(CH_2CH_3)_4$ hay 14,9 mol de átomos de hidrógeno. Calcular:

- La masa de un átomo del elemento X, expresada en unidades de masa atómica. Rta: 206 u

- b) La cantidad de átomos de carbono presentes. Rta: 5,96 mol de átomos
- c) La cantidad de naftaleno (C₁₀H₈) que contiene el mismo número de átomos de hidrógeno que hay en 240 g de la sustancia X(CH₂CH₃)₄ . Rta: 1,86 mol

24 -Dada la sustancia Na₂R_nO₃ y sabiendo que un átomo de R tiene una masa de 32,0 u y, que la masa molar de Na₂R_nO₃ es 126 g/mol.

a) Indicar el número de moles de átomos totales en 1 mol del compuesto dado.	
b) Calcular cuántos gramos de R hay en una unidad elemental de la sustancia dada.	
c) Indicar el número de átomos de oxígeno presentes en 1,26 kg del compuesto.	
d) Calcular la masa de un átomo de R.	

25- ¿Cómo quedan agrupados en la tabla los elementos que tienen características o propiedades similares?

26- ¿Por qué los elementos que pertenecen a un mismo grupo tienen propiedades químicas similares?

27- ¿Podrías dar la CEE y la denominación de todos los grupos de los elementos representativos?

28- ¿Por qué el hidrógeno y el helio quedan fuera de la clasificación periódica?

29- ¿Por qué no se puede definir el radio atómico como la distancia entre el núcleo y el último electrón?

30- ¿En qué caso será más fácil poder “arrancar” ese electrón al átomo? ¿Cómo variará la EI en la tabla?

31- ¿Cuándo tendrá un elemento mayor tendencia a atraer los electrones de una unión? Relacionalo con el radio atómico ¿Cómo varía la electronegatividad en la tabla?

32- Identificar con su símbolo y escribir la CEE del átomo del elemento alcalino térreo de mayor electronegatividad.

33- Identificar por sus símbolos los elementos R, T, G y X , y ordenarlos de menor a mayor radio atómico. El nucleido ⁷⁹R tiene 45 neutrone; T tiene CEE 5s² 5p⁴; G²⁻ es isoelectrónico con el Ne; X reacciona con el Litio formando un compuesto de fórmula LiX (M= 25,93 g/mol).

34- ¿Cuáles son los elementos que tienen tendencia a ceder electrones y cómo se hallan ubicados en la Tabla Periódica? ¿Cuáles son los elementos que tienen

tendencia a captar electrones y cómo se hallan ubicados en la Tabla Periódica? ¿Por qué el hidrógeno no es excepción a la regla del octeto?

35-¿Por qué quedan fuera de la tabla de electronegatividades los gases nobles?

36- ¿Quién nos dice cuántos electrones se deben poner a un elemento determinado en una estructura de Lewis?

37- ¿Podrías hacer las tres posibles fórmulas de Lewis para el SO_2 ?

38- ¿Podrías hacer la estructura de Lewis de los aniones correspondientes al ácido carbónico 1) CO_3^{2-} y 2) HCO_3^- ?

39- Escribí las fórmulas de Lewis de los siguientes compuestos, determinando primero si son iónicos o covalentes. Tené en cuenta que la diferencia de electronegatividad es simplemente la diferencia entre los elementos, siempre positiva (mayor menos menor). Por ejemplo en el Cl_2O , no porque tenga dos átomos de cloro tengo que multiplicar la electronegatividad del cloro por dos, es el valor para el oxígeno menos el valor para el cloro.

SrF_2 Cl_2O BeCl_2 K_2O Ca_3N_2 PbCl_4

40- Todos los compuestos que siguen están formados por elementos no metálicos. En estos casos no es necesario fijarse la diferencia de electronegatividad, siempre las uniones serán covalentes.

Además, en todos los casos se cumple la regla del octeto y hay una única manera de unir los átomos respetándola. Escribí sus fórmulas de Lewis:

**H_2O_2 N_2H_4 C_2H_4 N_2H_2 SO_3 C_2H_2
 CH_2Cl_2 H_2CO HCN**

41- ¿Por qué las sustancias simples tendrán número de oxidación cero? ¿Por qué el hidrógeno tiene número de oxidación +1 cuando se combina con no metales y -1 cuando se une a metales en compuestos binarios (hidruros)? ¿Por qué el oxígeno es siempre -2 salvo en las excepciones? ¿Por qué el grupo IA tiene como único número de oxidación el +1 y el grupo IIA como único número de oxidación +2? ¿Por qué el flúor tiene como único número de oxidación el -1?

42- Completar el cuadro con los siguientes datos :

Nomenclatura	Clasificación	Tipo de unión	Fórmula empírica	Estructura de Lewis	Fórmula desarrollada
--------------	---------------	---------------	------------------	---------------------	----------------------

óxido de azufre (IV)	Co_2O_3			óxido nitroso	heptóxido de dicloro
Hidruro de aluminio	ácido clorhídrico			Li_3P	óxido sulfúrico
Sulfuro plúmbico	PbO			óxido férrico	Fosfuro cobáltico
NaH	P_2O_5			óxido perbrómico	Al_2S_3
óxido de aluminio	Hidruro de níquel (II)			CaSe	dióxido de carbono
ácido sulfhídrico	SeO_3			Bromuro cobáltico	Bromuro de hidrógeno
CaO	Arseniuro de calcio			Cl_2O	óxido de nitrógeno (V)
Seleniuro de hidrógeno	Hidruro ferroso			óxido de oro (III)	Sulfuro de potasio
PtO_2	óxido de plata			Cloruro férrico	I_2O_7

43 Escribir la fórmula empírica y la estructura de Lewis de oxosales formadas por:

- un metal de n° de oxidación +1 y un no metal de n° de oxidación +4
- un metal de n° de oxidación +2 y un no metal de n° de oxidación +4
- un metal del grupo IIIA y un no metal del grupo VIIA
- catión trivalente de un metal de transición y no metales de n° de oxidación +4 y +6
- catión divalente y oxoanión monovalente
- catión trivalente y oxoanión divalente
- Fe^{2+} y Fe^{3+} con oxoaniones de no metales de números de oxidación: +1, +3, +5, +7, +4, +6

Visita a Laboratorio de Análisis y Semillas de ISETA para conocer los análisis que realizan para el área agrícola-ganadera (suelos, semillas, etc.).

Objetivo: que los alumnos conozcan los distintos análisis que se realizan en el instituto, tomando los datos arrojados por tales análisis, como información de las condiciones para la siembra.

Procedimiento: Se acuerda fecha y hora con los alumnos y los laboratorios para concurrir a la visita.

Los alumnos deberán tomar nota de la información que les brinden en el laboratorio, con la cual luego realizarán un informe que deberá ser entregado antes de cumplirse la semana de realizada la visita. El formato del informe y las contemplaciones que se deberán tener, serán pactadas por el profesor con los alumnos.

NOTA: Los alumnos deberán tener en cuenta, que a menos que el personal de los laboratorios se lo indiquen, no deberán tocar los equipos y el material que se encuentra en los mismos.