

Índice

Introducción.....	6
Unidad 1: Aprender a leer, escribir y pensar en la disciplina de Química.	
Alfabetización académica.....	8
La importancia de aprender la manera de leer, escribir y de pensar en la disciplina de Química.....	8
Texto académico científico.....	8
¿Cómo realizar una lectura comprensiva exitosa?.....	9
Tipos de textos más frecuentes presentes en los escritos académicos científicos.....	9
Actividades de transferencia.....	10
Actividad 1.....	11
Texto 1:.....	12
Texto 2: ¿Por qué es necesario aprender Química para ser un buen Ingeniero Agrónomo?.....	15
Actividad 3.....	18
Texto 3: ¿Cómo aprender a pensar para leer y aprender Química?.....	19
Unidad 2: Estructura atómica y Tabla periódica.....	24
El átomo.....	24
Actividades relacionadas.....	25
Caracterización de los átomos.....	25
Actividades relacionadas.....	26
Descripción actual de los átomos. Configuración electrónica.....	27
Actividades relacionadas.....	29
Tabla Periódica.....	30
Relación entre la ubicación en la Tabla Periódica y la configuración electrónica.....	31
Actividades relacionadas.....	31
Propiedades Periódicas.....	32
Unidad 3: Enlace Químico.....	34
Unión iónica.....	35
Propiedades de los compuestos iónicos.....	38
Actividades relacionadas.....	38
Unión covalente.....	39
Unión covalente simple.....	40
Unión covalente doble.....	41
Unión covalente triple.....	42
Unión covalente dativa.....	42
Características de los compuestos covalentes.....	43

Actividades relacionadas	44
Unidad 4: Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos	45
Número de oxidación	45
1. Compuestos Binarios: Óxidos	46
2. Compuestos Binarios: Hidruros	49
3. Compuestos Ternarios:	51
4. Sales Neutras:	53
Actividades de la Unidad N°3:	55
Actividades integradoras	57

Introducción

La Química es la ciencia que estudia principalmente la composición, propiedades y cambios de la materia en su estructura interna, por ese de suma importancia su conocimiento en la formación de los Ingenieros Agrónomos. Estos profesionales poseen como objetivos generales en su labor mejorar y aumentar la producción de algunos vegetales. Teniendo en cuenta cómo les afectan a las plantas factores externos como: el suelo, la luz, el agua, las malezas, los animales, la ecología, los microorganismos, etc. y factores internos propios; el aprendizaje de la Química deberá servir entonces para que estos objetivos logren ser satisfechos.

Como la formación de los Ingenieros Agrónomos está encaminada al análisis de una problemática cambiante, necesitan de sólidos conocimientos científicos, técnicos y de una estrecha vinculación interdisciplinaria, el aprendizaje de la Química ayuda a satisfacer estas necesidades.

Los alumnos ingresantes poseen distinta formación de la disciplina de la Química aprendida en la Escuela Media. Por eso es necesario en el tiempo del ingreso detenernos en la forma de aprender esta disciplina y además en sus fundamentos básicos para tener un punto de partida común para el inicio de la carrera.

Por último, consideramos que es muy importante y primordial lograr que todos los estudiantes se sientan familiarizados con la Química. Los docentes sabemos que para alcanzar este propósito es necesario que les ayudemos, enseñemos y acompañemos a leer, escribir y pensar en esta disciplina aportando ayudas y estrategias necesarias a lo largo de este periodo del ingreso y del primer año de la carrera.

Los docentes involucrados en este proceso de alfabetización académica, pretendemos que con el uso del siguiente material de trabajo los estudiantes ingresantes a la carrera de Ingeniería Agronómica logren:

- ✓ Familiarizarse con la Química a través de la lectura y escritura y pensamiento disciplinar.
- ✓ Conocer y entender la estructura y composición microscópica de la materia a nivel atómico y subatómico.
- ✓ Entender que implicancias presenta la carga, masa y distribución de las partículas subatómicas.
- ✓ Relacionar la estructura atómica con la confección de la Tabla Periódica de los Elementos.

- ✓ Conocer y comprender las distintas uniones químicas para formar compuestos químicos inorgánicos.
- ✓ Relacionar las distintas uniones químicas con la Tabla Periódica de los Elementos.
- ✓ Aprender a escribir las fórmulas químicas, clasificar, nombrar a los compuestos químicos inorgánicos.
- ✓ Aprender a escribir e interpretar las reacciones de formación de compuestos químicos inorgánicos usando la simbología química apropiada.
- ✓ Aprender a escribir ideas de la disciplina de Química tanto en forma literal como simbólica.

Para lograr los objetivos propuestos, se pretende trabajar a lo largo del Ingreso con el material teórico y práctico que aquí les entregamos. Las actividades prácticas o de ejercitación tienen como objetivo, además de ayudar a aprender un tema específico, también les sirvan para poder visibilizar las propias capacidades, necesidades y dificultades que surgen al momento de resolver diversas situaciones planteadas relacionadas no sólo con la química sino también con su propio proceso de alfabetización académica.

Si entre todos logramos llevar a cabo los objetivos planteados a medida que transcurre el tiempo cada alumno se sentirá más seguro, motivado y capaz de realizar una lectura comprensiva de textos académicos y de escribir ideas de la disciplina de Química tanto en forma literal como simbólica. Así logrará un conocimiento sólido de la Química posible de transferir a situaciones propias de la Ingeniería Agronómica.

Unidad 1: Aprender a leer, escribir y pensar en la disciplina de Química. Alfabetización académica.

“Aprender los tiempos de espera que tiene el pensamiento.”

Clotilde De Pauw y Ana Sola

La importancia de aprender la manera de leer, escribir y de pensar en la disciplina de Química

La alfabetización académica está relacionada con la incorporación de habilidades para aprender a leer y escribir en una disciplina.

El objetivo de esta unidad es ofrecer a todos los estudiantes ayudas para la construcción de prácticas de lectura y escritura disciplinar en Química de textos académico-científicos. Específicamente, los docentes esperamos que todos los alumnos ingresantes logren llegar a los siguientes objetivos:

- ✓ Apropriarse de la necesidad de leer textos académicos para aprender en la universidad.
- ✓ Asimilar de manera consciente el proceso que implica leer críticamente textos académicos.
- ✓ Otorgar significados y sentidos propios y/o compartidos a los textos de Química.
- ✓ Construir nuevos modos de leer la disciplina de Química, que permitan comprender los textos académicos científicos.

Para lograr estos objetivos deseamos recordarles y revisar algunos contenidos sobre la lectura e interpretación de los textos, que seguramente ya han visto en la asignatura de Lengua en la Escuela Secundaria, y que serán necesarios y muy útiles a lo largo de toda la formación universitaria.

Texto académico científico

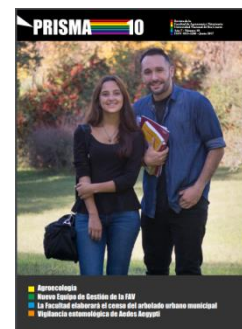
Partamos de la base de qué es un texto académico científico. Este tipo de textos son los textos académicos o universitarios propios de cada disciplina. Los autores de estos textos son docentes e investigadores que trabajan principalmente en las universidades. El propósito fundamental de estos textos es difundir entre colegas y personas que están interesadas en el tema los conocimientos disciplinares generados a partir de un trabajo de análisis, reflexión e investigación. El texto académico científico a diferencia de otros tipos de discursos (textos), exige el aprendizaje y la apropiación de un conjunto de reglas formales para su escritura y referirse a una temática específica. Estos textos habitualmente son diferentes a los que ustedes han estado acostumbrados a leer en la escuela secundaria.



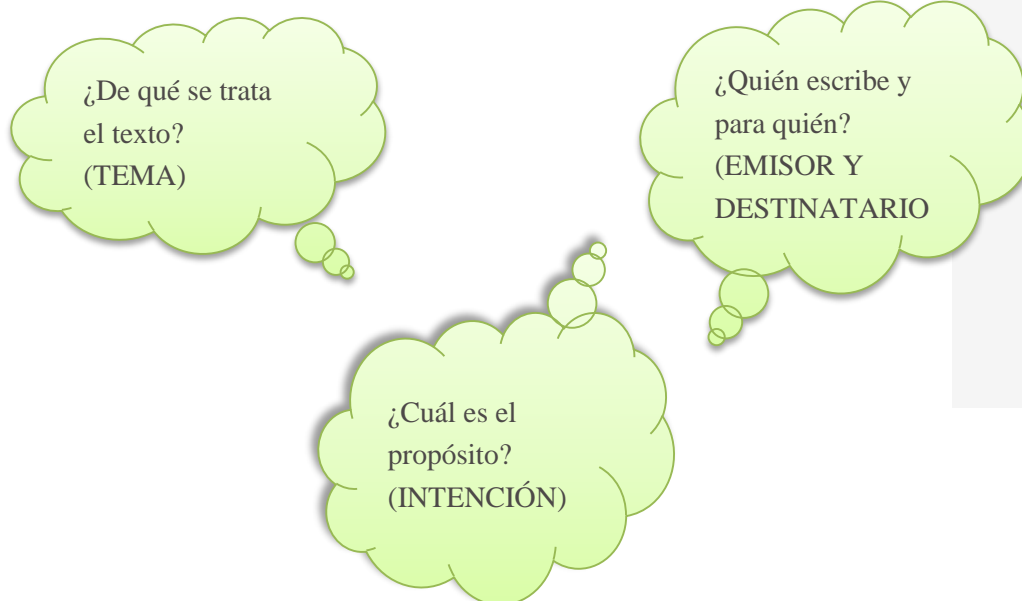
¿Cómo realizar una lectura comprensiva exitosa?

Cuando nos enfrentamos a un texto científico académico es importante identificar o reconocer algunas características que nos van a ayudar a realizar una lectura comprensiva de manera exitosa. Esos indicios son:

- i- Identificar el **tema**, es decir ¿De **qué** trata el texto? Prestar mucha atención al título.
- ii- Identificar el **emisor** y la posible **audiencia**, es decir: ¿**Quién** escribe y **para quién** escribe?
- iii- Identificar el **propósito**, ¿Con que propósito, **para qué** o con qué intención se escribe el texto?



[Revista Prisma de la FAV. Edición junio de 2017.](#)



Tipos de textos más frecuentes presentes en los escritos académicos científicos

Existen distintos tipos de textos que presentan diferentes propósitos, como, por ejemplo: el texto narrativo, el argumentativo, el instructivo, el expositivo y el descriptivo. A lo largo de la formación como Ingenieros Agrónomos, van a leer textos académicos científicos que están construidos con predominio en los siguientes tipos de textos: descriptivo, expositivo e instructivo.

A continuación, se presentan algunas características principales de estos textos:

- a) **texto descriptivo:** el propósito de estos textos es describir las características particulares de un objeto, proceso, hecho, etc. teniendo en cuenta la percepción de los cinco sentidos y por lo que la mente interpreta

sostenida sobre los conocimientos disciplinares adquiridos. Estos textos usan muchos adjetivos para describir a las cosas.

- b) **texto expositivo:** el propósito de estos textos es explicar, transmitir información y facilitar al receptor la comprensión de fenómenos, conocimientos, procesos, entre otros. Estos textos poseen una clara intención didáctica, es decir son pensados y utilizados para transmitir un conocimiento.
- c) **texto instructivo:** el propósito de estos textos es indicar los pasos ordenados que se deben seguir para lograr un determinado objetivo. Estos textos sirven para que los lectores sepan qué y cómo hacer algo.



Es importante tener en cuenta que el texto expositivo, o sea el texto que explica, muchas veces se acompaña del texto descriptivo, o sea el texto que describe, para lograr su objetivo. Así, en muchos casos ambos tipos de textos se encuentran en la misma lectura con el fin de poder enseñar mejor lo deseado.



Actividades de transferencia

A continuación, trabajaremos con diferentes tipos de textos intentando identificar y aplicar lo desarrollado anteriormente. Los tres textos que utilizaremos para las actividades fueron pensados y elaborados por los profesores de química para trabajar con los estudiantes ingresantes para ayudar a repensar las prácticas de lectura.



Lecturas

1. ¿Por qué es necesario aprender a leer textos académicos?”
2. ¿Por qué es necesario aprender Química para ser un buen Ingeniero Agrónomo?”
3. ¿Cómo aprender a pensar para leer y aprender Química?

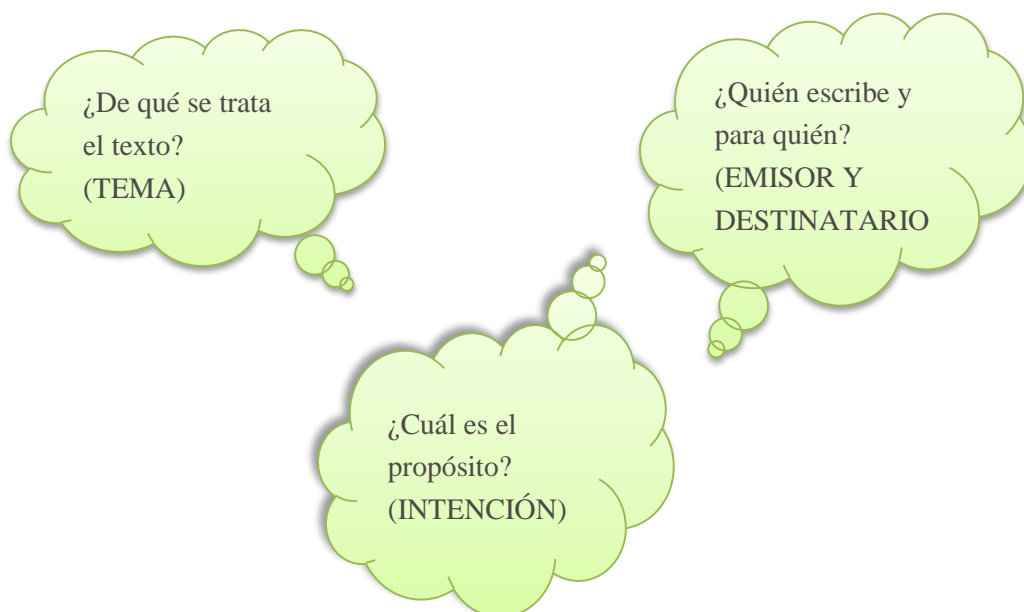


Actividad 1

Trabajaremos con el texto: “¿Por qué es necesario aprender a leer textos académicos?”. Esta actividad se va a realizar en tres momentos: previo a la lectura, durante la lectura y después de la lectura.

Actividades previas a la lectura:

1. A partir del análisis del título activar grupalmente las ideas relacionadas con el tema.
2. Identificar: i- el tema (¿de qué trata el texto?). ii- el emisor y la posible audiencia (¿Quién escribe y para quién escribe?). iii- el propósito, ¿con que propósito, para qué o con qué intención se escribe el texto?



Actividades durante la lectura:

1. Realizar la lectura guiada inicialmente por el docente y, a medida que se avanza, con la participación de los estudiantes que así lo deseen.
2. A medida que se avanza con la lectura, retomar las palabras e ideas que se plantearon antes de la misma. Trabajar en el texto: subrayando las ideas principales, realizando anotaciones al margen, marcando las palabras claves,

buscando en el diccionario las palabras que no conocen su significado, indicando lo que no entienden, etc.

3. Formular preguntas referidas al contenido de la lectura.



Texto 1: ¿Por qué es necesario aprender a leer textos académicos?

Antes de comenzar con la lectura de un texto propio de la disciplina de Química, es muy importante considerar ¿qué es leer? Una actividad que se repite permanentemente en el estudio de cualquier carrera universitaria.

Una definición clara y completa de todo lo que integra la acción concreta de leer es la siguiente: “Leer es un proceso de construcción de significados a partir de los intercambios o transacciones entre lector, texto y contexto” (Vélez, 2004: 7). [1]

Entender qué es leer demanda interpretar la definición anterior. Esto puede llevar más o menos tiempo dependiendo del análisis que se haga. Brevemente se puede decir que cualquier proceso se da en etapas. Y si es un proceso de construcción de algo, para que la construcción sea buena no se construye rápidamente; más aún si lo que se construye son significados de un determinado texto y de un tema disciplinar. La construcción hecha por el lector es lenta porque hay que revisar lo que uno ya sabe o no, de ese tópico y cómo darle nuevos o más profundos significados en el contexto en que se encuentra.

Se entiende al contexto como todo lo que rodea tanto al lector como al texto en el momento de la lectura. Es decir, todo lo referido a lo material y al tiempo que involucran al lector y al texto, como la cantidad de luz, la cantidad de ruidos, la posición, el soporte del material que se lee, etc. Pero, además, y es muy importante tenerlo en cuenta, el contexto es cómo uno desafía al texto, o sea la actitud del lector frente al texto. Éste es uno de los puntos principales que determina que a través de la lectura se logre o no aprender. La predisposición del lector de disfrutar o no de la lectura, de sentir la satisfacción que da aprender algo leyendo o de sufrir por el peso de leer.

En la vida hay diferentes modos de aprender, pero en la universidad es totalmente necesario e imprescindible aprender leyendo en forma grupal y en forma individual.

Aprender cómo leer exige mucho tiempo, tanto tiempo que prácticamente durante toda la vida de un lector se aprende a leer. Aprender a leer, o sea formar y mejorar al lector que cada uno es, también es un proceso. Un proceso que lleva tiempo y que supone poner en práctica distintas estrategias de lectura ya aprendidas y otras nuevas que se van adquiriendo con el propio ejercicio de leer.

Es un muy buen punto de partida para el alumno que ingresa a la vida universitaria, ser consciente de que hay que aprender a leer desde el punto de vista

[1] ESTUDIAR EN LA UNIVERSIDAD Aprender a partir de la lectura de los textos académicos. Gisela Vélez. Universidad Nacional de Río Cuarto. 2004.

planteado anteriormente. Además, hay que aprender a leer textos académicos propios de las disciplinas que se comienzan a transitar en la universidad, ya que son por lo general nuevos para los estudiantes. Por supuesto que es muy importante entender a qué se refiere la expresión: textos académicos. Éstos son los distintos textos que se usan en las universidades para enseñar, escritos principalmente por las personas idóneas de cada disciplina con características propias de cada una de ellas. Además, por lo general son textos muy diferentes a los que los estudiantes estaban habituados a leer en el secundario.

De esta manera, cuando uno es consciente de la necesidad de aprender a leer textos académicos, se hace responsable y trata de lograr ese objetivo. Así crecen los lectores, mejorando y adquiriendo nuevos hábitos de lectura, y en consecuencia crecen los estudiantes. Transformando a cada texto leído, en el contexto que los acompaña, con su propia reconstrucción de significados. Y así se aprende...

Y si se aprende a leer, se logra llevar a cabo la necesaria y hermosa actividad de leer textos académicos y se aprende a aprender. Y así, crecer en la carrera universitaria implica atravesar el tiempo aprendiendo lo que uno elige porque le gusta...

Un ejercicio muy útil después de cada lectura para reconocer si se comprendió lo leído es reescribir, es decir, rehacer el texto leído con una construcción propia de significados. Reescribirlo de manera reflexiva, especialmente en las partes más importantes y en las que presentan mayor dificultad. Así después revisando la propia producción sólo, con los compañeros o con el docente se afirman los conocimientos, o sea que se aprende y se alcanza el aprendizaje significativo que se logra cuando se relacionan lógicamente el conocimiento previo y el conocimiento nuevo.

Ana I. Novaira

Actividades después de la lectura:

1. Reflexionar sobre las estrategias utilizadas para comprender el texto.
2. Realizar una puesta en común sobre lo leído. Escribirlo en el pizarrón.
3. Generar juicios de valor acerca de lo leído y tomar una postura al respecto.
4. Buscar las palabras claves de este texto en función de la idea central que propone.
5. Escribir en forma grupal o individual definiciones sobre:
 - a- Lectura
 - b- Proceso
 - c- Contexto de lectura
 - d- Textos académicos
 - e- Conocimientos significativos
6. Comparar si entre los ejercicios 4 y 5 hay palabras que coincidan. Si es así, responder ¿por qué les parece que ocurre esto?
7. Escribir en forma grupal o individual un texto descriptivo y explicativo que dé cuenta de lo leído con el objetivo de compartirlo con el resto de los compañeros. Tener en cuenta, para orientarse, lo realizado en los puntos anteriores (2 a 6).

8. Leer el escrito al resto de la clase. Corregir grupalmente. Es importante conservar el texto producido.

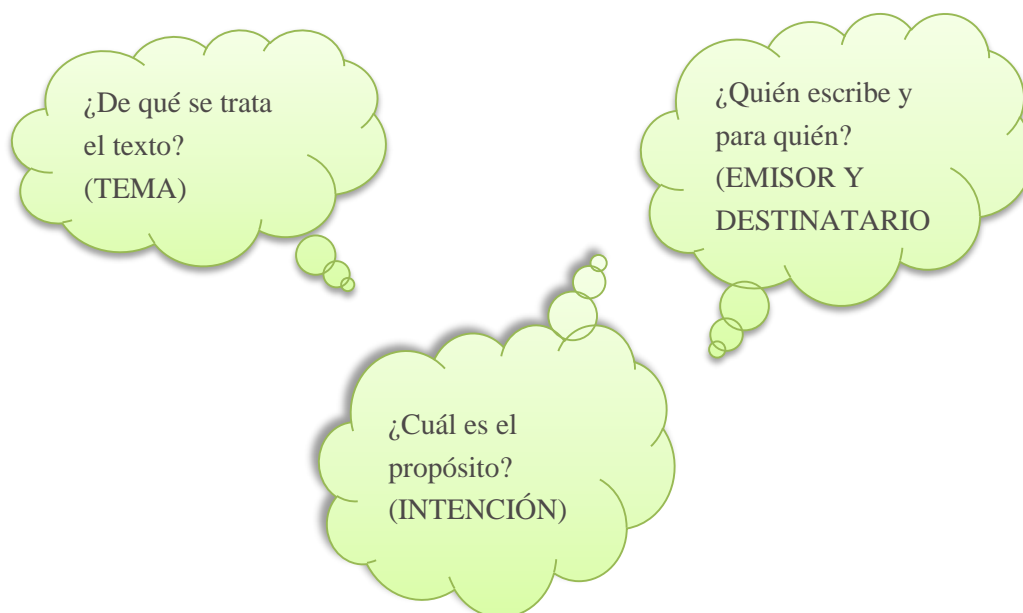


Actividad 2

Trabajaremos con el texto: “¿Por qué es necesario aprender Química para ser un buen Ingeniero Agrónomo?” Esta actividad se va a realizar en tres momentos: previo a la lectura, durante la lectura y después de la lectura.

Actividades previas a la lectura:

1. Trabajar en grupos de 4 o 5 estudiantes. A partir del análisis del título activar grupalmente las ideas relacionadas con el tema.
2. Identificar: i- el tema (¿de qué trata el texto?). ii- el emisor y la posible audiencia (¿Quién escribe y para quién escribe?). iii- el propósito, ¿con qué propósito, para qué o con qué intención se escribe el texto?



Actividades durante la lectura:

1. Continuar trabajando en el mismo grupo de 4 o 5 estudiantes. Realizar una lectura grupal.
2. A medida que se avanza con la lectura, retomar las palabras e ideas que se plantearon antes de la misma. Trabajar en el texto: subrayando las ideas principales, realizando anotaciones al margen, marcando las palabras claves, buscando en el diccionario las palabras que no conocen su significado, indicando lo que no entienden, etc.
3. Formular preguntas referidas al contenido de la lectura.



Texto 2: ¿Por qué es necesario aprender Química para ser un buen Ingeniero Agrónomo?

Todas las personas, en algún momento de sus vidas, quedan admiradas observando plantas. Plantas en un paisaje, en un parque, en un campo, en una maceta o en una simple germinación.

Algunas personas se hacen preguntas sobre cómo crecen y para qué sirven las plantas. Varias de estas personas deciden ser Ingenieros Agrónomos. Estudiar esta carrera universitaria supone superar muchos desafíos sobre aprender nociones de diversos tipos. Desafíos de necesitar formarse e integrar con profundidad los conocimientos sobre los vegetales, cómo favorecer o no el crecimiento de determinadas plantas, qué factores afectan su rendimiento, qué se puede modificar para mejorar la producción, que tecnologías hay y cómo se las puede mejorar respecto al suelo, a las maquinarias, a los productos químicos involucrados y varios conceptos más relacionados con éstos.

La mayoría de los estudiantes que comienzan la carrera universitaria de Ingeniería Agronómica, en alguna ocasión previa, aprendió el proceso de alimentación o nutrición de las plantas, es decir el proceso de fotosíntesis. Algunos con más gusto y más comprensión que otros.

En este texto se desarrollará el tema de fotosíntesis desde diferentes maneras: textual, gráfica y usando conocimientos químicos y su escritura simbólica, para explicar cómo la disciplina de la química es muy necesaria para ser un buen Ingeniero Agrónomo.

Un repaso rápido sobre la fotosíntesis puede iniciarse desde el significado de la palabra. El vocablo fotosíntesis proviene del griego, el prefijo foto significa luz y síntesis formación. En consecuencia, la luz y la formación de algo están involucradas en este proceso. Así, brevemente se puede expresar que la fotosíntesis es un proceso natural que ocurre en las plantas gracias a la energía que aporta la luz del sol, en el que se transforma la materia inorgánica (agua y dióxido de carbono) en materia orgánica (azúcares) y además se libera oxígeno molecular. Habitualmente se representa este proceso con ilustraciones como la que se muestra a continuación.

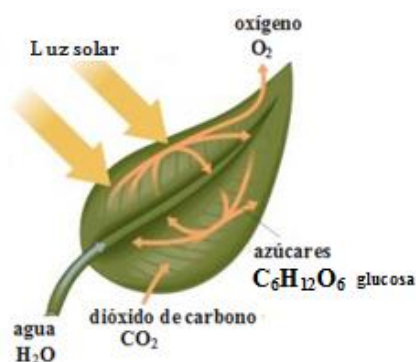


Fig. 1. Representación gráfica del proceso de fotosíntesis en una hoja [2].

En esta ilustración se muestran los nombres y fórmulas moleculares de los compuestos químicos involucrados en el proceso de la fotosíntesis. El compuesto agua, cuya fórmula molecular es H_2O , está en la savia de las plantas; el compuesto dióxido de carbono, cuya fórmula molecular es CO_2 , está en la atmósfera e ingresa a las hojas por medio de un mecanismo especial y en presencia de la energía de la luz solar, enzimas y pigmentos de las plantas, ocurren reacciones químicas o cambios químicos que los transforman en otros compuestos: azúcares (principalmente glucosa de fórmula molecular $C_6H_{12}O_6$) y oxígeno molecular, O_2 . Es importante observar en el esquema las flechas de entrada a la hoja del agua, del dióxido de carbono y de la luz solar y las flechas de salida de la hoja de los azúcares y del oxígeno. Lo que implica que en la hoja de la planta a partir del dióxido de carbono y del agua se obtienen glucosa que queda formando parte de la planta y oxígeno que se libera al medioambiente.

Tal como se expresó previamente, estos conceptos acerca de la fotosíntesis expresados en forma textual y gráfica también se pueden enunciar desde un punto de vista propio de la disciplina de la química usando una forma de escritura simbólica. Recordando brevemente que la química es una ciencia que estudia la composición y las propiedades de la materia y los cambios de identidad que ocurren en ella al producirse un proceso químico (posteriormente se retomará esta definición). A la representación de cambios químicos o reacciones químicas en forma simbólica se la llama ecuación química. De esta manera, las ecuaciones químicas son la forma de escritura principal en la química y expresan, involucran e integran en forma muy simplificada muchos conceptos básicos químicos a nivel microscópico necesarios para poder aprender esta disciplina. Así, las ecuaciones químicas son el léxico propio de la química y son muy importantes. En éstas se escriben las fórmulas moleculares de los compuestos químicos involucrados en la reacción con un determinado orden. A continuación, se desarrolla una explicación básica sobre una ecuación química considerando el proceso de fotosíntesis como ejemplo.

La ecuación química que representa la fotosíntesis es:

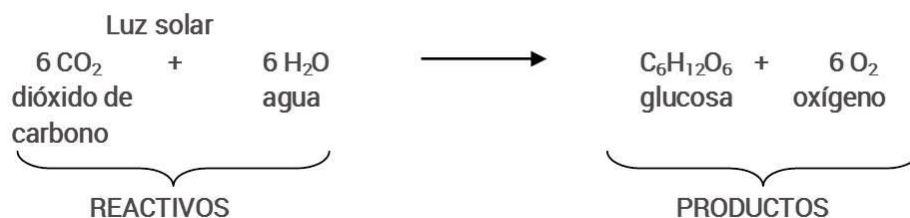


Fig. 2. Ecuación química que representa el fenómeno de la fotosíntesis

[2] <http://concepto.de/wp-content/uploads/2014/10/que-es-fotosintesis-e1412632225280.jpg>.
Extraída el 06/10/2016 y modificada.

Esta ecuación química balanceada expresa lo mismo que se desarrolló antes. Los compuestos dióxido de carbono y agua que se encuentran a la izquierda de la flecha son los reactivos y los compuestos glucosa y oxígeno que se encuentran a la derecha de la flecha son los productos. La flecha representa el cambio químico, o sea el cambio de la identidad de los reactivos para formar los productos, en este caso representa que ocurre el fenómeno de la fotosíntesis. La ecuación química se lee de la siguiente manera: 6 moléculas de dióxido de carbono reaccionan con 6 moléculas de agua en las células vegetales y en presencia de la luz solar y forman como producto una molécula de glucosa y 6 moléculas de oxígeno.

Es muy importante poder interpretar correctamente la ecuación química. Se parte de los compuestos dióxido de carbono y agua y se obtienen los compuestos glucosa y oxígeno.

Integrando la ecuación química con la representación gráfica y el texto, lógicamente se observa que en los tres casos la información dada sobre la fotosíntesis es la misma. Aunque en la ecuación química hay más información referida a las cantidades de moléculas, de los reactivos y de los productos. Así, los compuestos de partida (dióxido de carbono y agua), que son los reactivos de la ecuación química, son los que se representan con las flechas de entrada en el dibujo. Los compuestos que se obtienen (glucosa y oxígeno), que son los productos, son los que se representan con las flechas de salida en el dibujo. Es decir que, al producirse cualquier fenómeno químico, tal como el fenómeno de fotosíntesis, se consumen los reactivos y se forman los productos.

Comprender el proceso de fotosíntesis implica:

* Entender que se parte de dos compuestos que son los reactivos, el dióxido de carbono y el agua.

* Que ocurre un cambio en la identidad de la materia de ambos reactivos en las plantas y en presencia de la luz solar.

* Interpretar que se obtienen los productos que también son dos compuestos, los azúcares y el oxígeno.

Entender cabalmente el proceso de fotosíntesis supone saber tanto conceptos de biología como de química. Lo que implica conocer y saber interpretar tanto los textos y los gráficos como las ecuaciones químicas con todo lo que esto implica.

Por lo general, la mayoría de los estudiantes de Agronomía aprenden con más gusto los conceptos básicos de biología que de química. Este texto tiene como intención principal que los estudiantes reconozcan la necesidad de aprender, entender y por qué no hasta disfrutar, de los conocimientos de la química para lograr un conocimiento significativo de los contenidos relacionados con esta disciplina que estarán presentes a lo largo de la carrera, para posteriormente ser buenos profesionales.

Ana I. Novaira.

Actividades después de la lectura:

1. Reflexionar sobre las estrategias utilizadas para comprender el texto.

2. Realizar una puesta en común sobre lo leído. Escribirlo grupalmente o individualmente.
 3. Generar juicios de valor acerca de lo leído y tomar una postura al respecto.
 4. Buscar las palabras claves de este texto en función de la idea central que propone.
 5. Escribir en forma grupal o individual definiciones sobre:
 - a-Proceso de fotosíntesis.
 - b- Química.
 - c-Ecuación química.
 - d- Reactivo.
 - e-Producto.
 6. Comparar si entre los ejercicios 4 y 5 hay palabras que coincidan. Si es así, responder ¿por qué les parece que ocurre esto?
 7. Construir en el pizarrón en conjunto, entre los alumnos y el docente, un cuadro comparativo de las tres diferentes formas de describir al fenómeno de la fotosíntesis: textualmente, gráficamente y químicamente. Reflexionar en qué medida la comparación permite alcanzar una mejor comprensión.
 8. Escribir en forma grupal o individual un [texto descriptivo](#) y/o explicativo sobre el proceso de fotosíntesis. Recordar que en la página 10 de este material está explicado lo que son los textos descriptivos y explicativos. Este texto debe ser escrito pensando como destinatarios a sus propios compañeros, con el propósito de intercambiarlos luego para estudiar este tema.
 9. Hacer una puesta en común de las producciones logradas. Opinar sobre las fortalezas y debilidades para escribir y sobre las fortalezas y debilidades de los escritos.
- Es importante conservar lo producido.



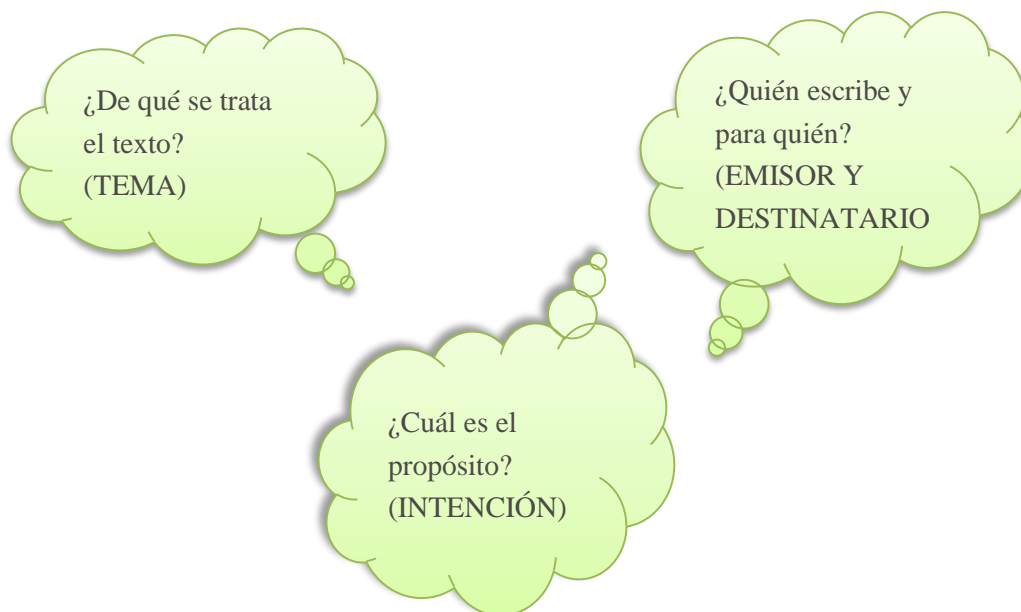
Actividad 3

Trabajaremos con el texto:” ¿Cómo aprender a pensar para leer y aprender Química?” Esta actividad, al igual que las anteriores, se va a realizar en tres momentos: previo a la lectura, durante la lectura y después de la lectura.

Actividades previas a la lectura:

1. Trabajar en grupos de 4 o 5 estudiantes. A partir del análisis del título activar grupalmente las ideas relacionadas con el tema.

2. Identificar: i- el tema (¿de qué trata el texto?). ii- el emisor y la posible audiencia (¿Quién escribe y para quién escribe?). iii- el propósito, ¿con que propósito, para qué o con qué intención se escribe el texto?



Actividades durante la lectura:

1. Continuar trabajando en el mismo grupo de 4 o 5 estudiantes. Realizar una lectura grupal.
2. A medida que se avanza con la lectura, retomar las palabras e ideas que se plantearon antes de la misma. Trabajar en el texto: subrayando las ideas principales, realizando anotaciones al margen, marcando las palabras claves, buscando en el diccionario las palabras que no conocen su significado, indicando lo que no entienden, etc.
3. Formular preguntas referidas al contenido de la lectura.



Texto 3: ¿Cómo aprender a pensar para leer y aprender Química?

Considerando el ejemplo del fenómeno de la fotosíntesis, tan importante en el estudio de la nutrición de las plantas, se pueden comprender fácilmente los aspectos principales del estudio de la disciplina de química. Si a partir de este ejemplo se analiza lo que estudia la química, se comprenderán los objetivos de esta ciencia natural de manera más fácil y mejor. La química es una ciencia que estudia la composición y las propiedades de la materia y los cambios de identidad que ocurren en ella al producirse un proceso químico. Es decir que, basados en el ejemplo de la fotosíntesis, la química estudia la composición y las propiedades del agua, del dióxido de carbono, de los azúcares y del oxígeno; además de estudiar los cambios que sufren el agua y el dióxido de carbono en las plantas y en presencia de la luz solar para transformarse en los azúcares y oxígeno.

Volviendo a los objetivos generales del estudio de la química y desglosándolos se pueden realizar los siguientes planteos:

- ✓ ¿Qué es la materia? ¿Cómo está compuesta la materia?
- ✓ ¿Qué son los compuestos químicos? ¿Cómo están formados? ¿Qué propiedades poseen?
- ✓ ¿Qué son los cambios o procesos químicos?

Para poder responder a estas preguntas es necesario conocer los conceptos básicos de química, pero además es imprescindible aprender a pensar en esta disciplina.

¿Qué conceptos básicos aprender sobre la química? ¿Cómo aprender a pensar en los conceptos y fenómenos relacionados con la química? ¿Cómo entender química? Éstas son preguntas que frecuentemente nos hacemos tanto los estudiantes como los profesores. Los estudiantes para aprenderlos y los profesores para enseñarlos.

Naturalmente, es necesario aprender los conocimientos básicos, el léxico propio, la simbología y la forma de pensar de cada disciplina. Pero, como en cualquier proceso de estudio, todo no se aprende de inmediato. Un punto de partida importante, como en todas las áreas del conocimiento, es entender. Para entender la química hay que usar la imaginación... Entender los conceptos químicos supone considerar al mundo tanto macroscópico como microscópico. El mundo macroscópico se refiere a lo que podemos observar a simple vista, y el mundo microscópico se refiere a las partes más pequeñas que conforman la materia, que no las podemos ver a simple vista.

Para avanzar con los contenidos propios de la química, hay que considerar una definición de materia. La materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio; así la materia es el suelo, una planta, un auto, el agua, etc. Toda la materia está formada por átomos de los elementos químicos. Todos los elementos químicos que se conocen están ordenados según sus características químicas en la Tabla Periódica de los Elementos. Entonces, para poder comprender el comportamiento de la materia es necesario conocer su estructura microscópica y cómo influye en el comportamiento macroscópico. Acá surgen los conceptos de elementos, átomos, partículas subatómicas, moléculas, etc. Uno se puede realizar las siguientes preguntas: ¿cómo están formados los átomos? ¿Cómo se unen los átomos para formar las moléculas? ¿Qué cambios sufren las moléculas en las reacciones químicas? o ¿Cómo reaccionan las moléculas para formar nuevos compuestos? Para responder a estas preguntas debemos imaginarnos al mundo microscópico usando todos los conocimientos que actualmente se saben sobre este tema. Así, para aprender y entender al mundo microscópico es necesario hacerlo utilizando herramientas y explicaciones dadas a lo largo de la evolución del conocimiento de esta disciplina.

A lo largo de la evolución de esta ciencia, y actualmente también, los químicos usamos muchos modelos que explican el mundo microscópico. Es importante, antes de considerar un tema específico de química, aclarar qué significa el término modelo en el contexto de la química. Un modelo explica de manera relativamente sencilla un determinado concepto, hecho o fenómeno. Entonces, un modelo es un conjunto de conocimientos sobre un determinado tema que, sabiéndolos, interpretándolos e integrándolos logran explicar fácilmente ese tema.

Por ejemplo, en la vida diaria, un ejemplo de modelo sería lo siguiente: saber que ocurrió la recolección de basura hogareña. Explicación del modelo: los niños mayores, los adolescentes y adultos, sabemos cuándo debemos sacar la basura a la calle, el día y la hora establecidos en que pasa el camión recolector de residuos y al cabo de un tiempo sentimos un ruido especial en la calle que reconocemos que es el del camión recolector; posteriormente cuando salimos a la calle y no vemos más la bolsa de residuos sabemos que hay una gran probabilidad de que se la haya llevado el camión recolector aunque no hayamos visto ese suceso. Este modelo sobre la recolección de la basura urbana lo entendemos quienes tenemos ciertos conocimientos sobre cómo se acumula la basura en los hogares, cómo se la saca de los hogares embolsada y cuándo pasa el camión colector para retirarla. Un niño de dos años aún no tiene construido en su mente todos los conocimientos necesarios para comprender este modelo de recolección de residuos y, en consecuencia, no lo entiende.

En los conocimientos de la química sucede lo mismo que en los de la vida. Los químicos sabemos por las experiencias en los laboratorios y por estudios teóricos, determinadas cosas que permiten construir y/o mejorar modelos para explicar distintos hechos. Los estudiantes, para aprender química, necesitan saber los conceptos básicos y cómo se los usan para construir el conocimiento de esta disciplina. Para lograr lo anterior los docentes usamos permanentemente modelos químicos ya establecidos para enseñar. Así uno de los primeros temas que se enseña en Química es el átomo. Como es imposible ver un átomo a simple vista o usando diferentes microscopios, para estudiarlo es necesario basarse en modelos que expliquen cómo está formado. Así es como se enseña el modelo atómico. El modelo atómico actual considera que éste está formado por partículas aún más pequeñas, llamadas partículas subatómicas. Para entender este modelo atómico es totalmente necesario saber cómo son las partículas que forman el átomo y cómo están distribuidas en él. Conceptos que serán desarrollados a lo largo de primer año de la carrera.

Retomando el ejemplo del fenómeno de la fotosíntesis y considerado los compuestos que intervienen en esta reacción química, se los puede representar mediante su fórmula molecular o también usando una representación esquemática con modelo de esferas que representan los diferentes compuestos, tal como se muestran en la Figura 3.

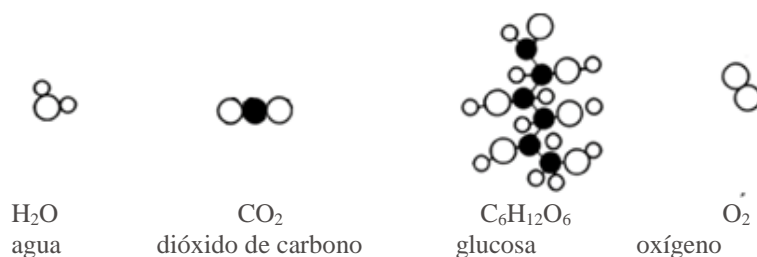


Fig. 3.: representación esquemática con modelo de esferas y de la fórmula molecular de las moléculas de los compuestos que intervienen en el proceso de fotosíntesis

Saber por qué se representan así a estos compuestos demanda más tiempo de aprendizaje que el tiempo en el que se lee este texto; por ejemplo, tiempo para entender cómo se forma cada compuesto. A medida que se avance con los contenidos de química, se aprenderán los conocimientos necesarios para comprender estos modelos con profundidad.

Considerando nuevamente la ecuación química del proceso de fotosíntesis:

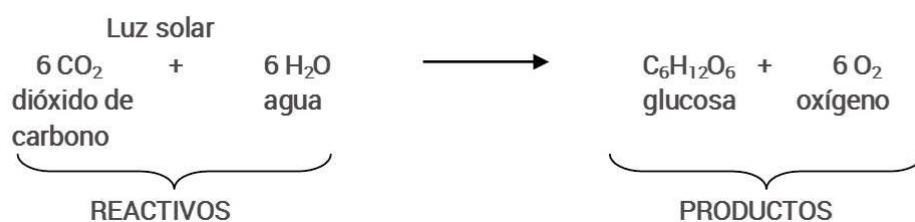


Fig. 4. Ecuación química que representa el fenómeno de la fotosíntesis

Se puede escribir un modelo esquemático que represente la reacción de la fotosíntesis considerando la representación de las moléculas anteriores. El modelo debe representar 6 moléculas de dióxido de carbono reaccionando con 6 de agua en presencia de la luz solar y dando como producto 1 molécula de glucosa y 6 moléculas de oxígeno. En la Figura 5 se muestra la representación:

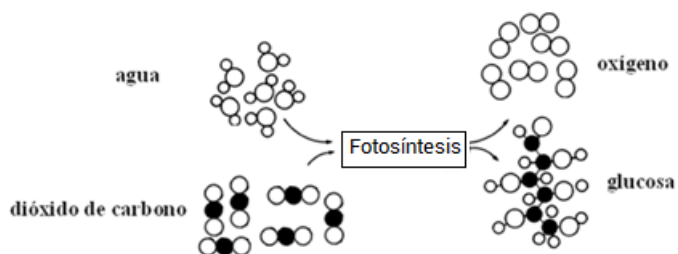


Fig. 5: Modelo esquemático que representa el fenómeno de la fotosíntesis

Es importante observar que ambas representaciones del proceso de fotosíntesis significan lo mismo.

También es importante reconocer, a lo largo de la lectura de este texto y a partir de este momento inicial, la gran necesidad de aprender a pensar en Química como una ciencia basada en modelos que ayudan a explicar los fenómenos a nivel microscópico y sus consecuencias macroscópicas. Así se habrá cumplido la intención de realizar esta lectura con el propósito de formarse en una determinada disciplina, en este caso la Química, tal como lo hicimos todas las personas que hemos estudiado y estudiamos en una Universidad.

Ana I. Novaira

Actividades después de la lectura:

1. Reflexionar sobre las estrategias utilizadas para comprender el texto.
2. Realizar una puesta en común sobre lo leído.
3. Generar juicios de valor acerca de lo leído y tomar una postura al respecto.
4. Buscar las palabras claves de este texto en función de la idea central que propone.
5. Escribir en forma grupal o individual definiciones sobre:
 - a- Química. Comparar esta definición con la de la actividad 2.
 - b- Materia.
 - c- Mundo macro.
 - d- Mundo microscópico.
 - e- Modelo
6. Comparar si entre los ejercicios 4 y 5 hay palabras que coincidan. Si es así, responder ¿por qué les parece que ocurre esto?
7. Escribir en forma grupal o individual un [texto descriptivo](#) y/o explicativo sobre el mundo macroscópico y el mundo microscópico y la necesidad de usar modelos para explicar el mundo microscópico. Recordar que en la página 10 de este material está explicado lo que son los textos descriptivos y explicativos. Este texto debe ser escrito pensando como destinatarios a sus propios compañeros, con el propósito de intercambiarlos luego para estudiar este tema.
8. Hacer una puesta en común de las producciones logradas. Opinar sobre las fortalezas y debilidades para escribir y sobre las fortalezas y debilidades de los escritos.

Es importante conservar lo producido.
9. Tomar los textos producidos por los estudiantes y realizar lecturas grupales de los mismos. Luego, en caso de que sea necesario, corregir, completar o reescribir los textos por sus autores.
10. Analizar grupalmente cómo han logrado adquirir estrategias de lectura, escritura, modos de pensar y aprendizajes significativos propios de la Química.

Unidad 2: Estructura atómica y Tabla periódica



La materia es todo lo que ocupa un lugar en el espacio; así la materia es el suelo, una planta, un fertilizante, el agua, etc. Para estudiar cómo se comporta la materia debemos conocer su estructura microscópica y además aprender a analizar cómo ésta influye en el comportamiento macroscópico. Recordar que el concepto microscópico se refiere a las partes más pequeñas que no pueden verse a simple vista mientras que lo macroscópico si se puede observar con nuestros ojos.

Desde la antigüedad se ha discutido acerca de la constitución de la materia, en especial si ella debe ser considerada infinitamente divisible o bien si este proceso de división presenta un límite de división. En la actualidad, debido a estudios científicos teóricos y experimentales, se acepta que existe un límite de división, o sea que se llega a una situación en la que no se la puede dividir más. En química esto se expresa diciendo que la materia es discontinua. De acuerdo con estas ideas todo cuerpo se considera formado por pequeñísimas partículas llamadas átomos.

El átomo

A continuación, estudiaremos el átomo, cómo está formado, cómo se ordenan las partículas más pequeñas que lo forman.

Como se mencionó anteriormente, un átomo es la mínima porción de materia que conserva las propiedades de un elemento químico.

Los átomos son partículas muy pequeñas; como por ejemplo el más liviano es el del hidrógeno; tiene un diámetro aproximadamente de 10^{-10} metros (0,0000000001 m) y una masa de alrededor de $1,7 \cdot 10^{-27}$ Kg (0,000000000000000000000000017 kg). Para pensar: ¿se podrá pesar solamente un átomo o 1000 átomos?

Se define al átomo cómo: la unidad más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad o sus propiedades, y que no es posible dividirlo mediante procesos químicos no nucleares.

Como es imposible ver un átomo, para estudiarlo es necesario basarse en modelos químicos que expliquen cómo está formado. El modelo atómico ha evolucionado mucho desde las primeras investigaciones realizadas en el siglo XVIII hasta la actualidad.

Importantes descubrimientos, como el de la electricidad y el de la radioactividad, permitieron a los científicos físico-químicos concluir que el átomo está formado por partículas aún más pequeñas, llamadas partículas

subatómicas o fundamentales que poseen diferentes carga y masa y se ubican en lugares determinados en él. Estas partículas son: los electrones, los protones y los neutrones. En la Tabla se muestran sus propiedades principales.

Partícula subatómica	Carga	Masa relativa	Ubicación en el átomo	Símbolo
Neutrón	0	1	núcleo	n^0
Protón	+1	1	núcleo	p^+
Electrón	-1	$\frac{1}{1840}$	capa externa	e^-

Todos los átomos son neutros, o sea que siempre el número de protones es igual al número de electrones por lo tanto su carga total es cero.

Prácticamente toda la masa del átomo está concentrada en el núcleo. El núcleo ocupa un pequeñísimo espacio en comparación con el volumen total del átomo. Es muy importante notar que la masa de los electrones es 1840 veces menor que los protones y neutrones.



Actividades relacionadas

En los siguientes ejercicios de aplicación podrás poner en práctica lo anterior.

NO UTILIZAR LA TABLA PERIÓDICA.

1. Definir átomo.
2. ¿Qué partículas forman un átomo? ¿Cómo se distribuyen las partículas que lo forman? ¿Qué carga y qué masa relativa tiene cada partícula subatómica?
3. a) Realizar una breve descripción, de al menos 4 frases, del átomo de Litio. Este elemento posee 3 electrones, 3 protones y 4 neutrones.
b) Representar el átomo de Litio mediante el modelo atómico actual.

Caracterización de los átomos



Para caracterizar a los átomos se utilizan dos números: Número atómico, representado como Z y Número másico, representado como A . Estos números son muy útiles porque a partir de la interpretación de lo que significan se puede conocer la cantidad de protones, electrones y neutrones presentes en un átomo.

-**Número atómico (Z)**, indica el número de protones que tiene el átomo.

$$Z = p^+$$

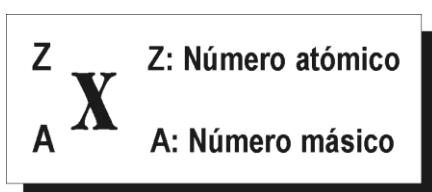
Considerar que para todos los átomos el número de protones siempre es igual al número de electrones. (Porque todos los átomos son neutros).

-**Número másico (A)**, indica la cantidad de partículas que determinan la masa del átomo; o sea la suma del número de protones y el número de neutrones del átomo.

$$A = p^+ + n^0$$

Todos los átomos de un mismo elemento contienen el mismo número de electrones y protones, pero pueden contener distinto número de neutrones.

Habitualmente la información de cuáles son los valores del Número atómico (Z) y del Número másico (A) para un determinado elemento se la indica de la siguiente manera:



Actividades relacionadas

NO UTILIZAR LA TABLA PERIÓDICA

4. ¿Cuál es el número atómico y la masa atómica aproximada del elemento cuyo núcleo atómico contiene 11 protones y 12 neutrones?
5. Calcular el número de electrones y neutrones que hay en el átomo de número atómico 15 y número másico 31.
6. El número másico de un elemento que tiene 18 neutrones es 35.
 - a) ¿Cuál es su símbolo? **VER EN TABLA PERIÓDICA**
 - b) ¿Cómo se llama? **VER EN TABLA PERIÓDICA**
 - c) ¿Cuántos electrones tiene?

7. Completar la siguiente tabla **SIN CONSULTAR LA TABLA PERIÓDICA**:

Elemento	Número Atómico	Número de protones	Número de Electrones	Número de Neutrones	Número Másico
Carbono	6			6	
Cloro				18	35
Plata	47				108
Nitrógeno		7			14
Mercurio			80		201
Cadmio	48			64	
Hierro		26			56

Descripción actual de los átomos. Configuración electrónica.

Según el modelo atómico actual, los protones y los neutrones se encuentran concentrados en el núcleo, y los electrones se mueven ordenadamente alrededor del núcleo describiendo una nube con diferentes niveles de energía. Actualmente se sabe que los electrones se mueven muy muy rápido en el átomo, con velocidades cercanas a la velocidad de la luz (300.000 km/seg), por lo que no es posible asignarle una ubicación precisa. Así, surge el concepto de orbital que se define como la región donde existe la máxima probabilidad de encontrar un electrón. Esta probabilidad es alta cerca del núcleo y disminuye al aumentar la distancia respecto al mismo.

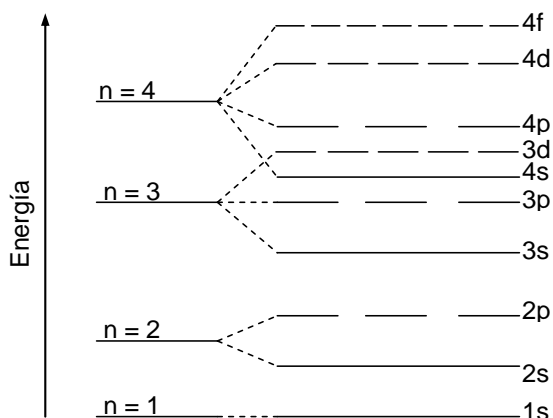
Para entender cómo se acomodan los electrones en un átomo se debe conocer la configuración electrónica del mismo. La **configuración electrónica** indica cómo están distribuidos los electrones entre los diversos orbitales, niveles y subniveles de energía atómicos. O sea que la configuración electrónica es cómo están ordenados los electrones en un átomo. Un concepto muy usado en química es la **configuración electrónica externa** que indica cómo están ordenados los electrones del último nivel de energía, o sea los electrones más alejados del núcleo.

En los distintos niveles de energía se encuentran los siguientes orbitales con distintos subniveles de energía. A continuación, se muestran los primeros siete niveles de energía:

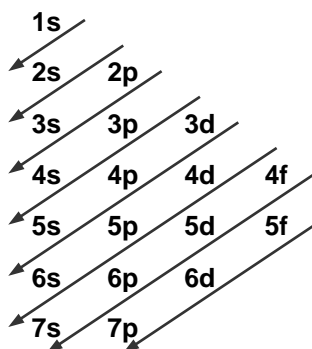
Nivel de energía	Orbitales	Nº máximo de e ⁻ por nivel
1	S	2
2	s, p	8
3	s, p, d	18

4	s, p, d, f	32
5	s, p, d, f	32
6	s, p, d, f	32
7	s, p, d, f	32

Se sabe que a medida que aumenta el nivel de energía los orbitales de cada nivel comienzan a entremezclarse. De esta manera, la representación de los primeros cuatro niveles de energía con sus correspondientes orbitales y subniveles de energía es de la siguiente manera:



Como se puede observar, a partir del nivel 3, no se sigue una secuencia lógica; ya que se antepone un orbital 4s antes del 3d. De manera simplificada, y en especial para los átomos con más de dieciocho electrones, los niveles y subniveles se llenan de acuerdo con un esquema general conocido como regla de las diagonales.



Las diagonales indican el llenado de los orbitales tal como se lo explica a continuación.

La configuración electrónica de un átomo en su estado fundamental, o sea cuando los electrones se encuentran en el estado de más baja energía posible, se escribe ubicando los electrones correspondientes en los niveles y subniveles de energía permitidos. Dicho de otro modo, la configuración electrónica se

escribe ubicando los electrones en los orbitales correspondientes considerando el número máximo de electrones por orbital.

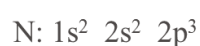


Por ejemplo, se van a analizar el átomo de hidrógeno H ($Z = 1$) y el átomo de helio He ($Z = 2$).

Para el H ($Z = 1$) su único electrón se coloca en el orbital de más baja energía, el orbital 1s o sea que su configuración electrónica es $1s^1$.

En el helio He ($Z = 2$), los dos electrones se colocan en el orbital 1s, su configuración electrónica es $1s^2$.

De esta manera, se puede representar también la configuración electrónica de un átomo de nitrógeno N ($Z = 7$):



Actividades relacionadas

8. a) ¿Qué es la configuración electrónica? b) ¿Qué es la configuración electrónica externa?
9. Escribir las configuraciones electrónicas de los siguientes átomos (**NO UTILIZAR LA TABLA PERIÓDICA**):
 - Li ($Z=3$)
 - H ($Z=1$)
 - Mg ($Z= 12$)
 - Cl ($Z=17$)
 - O ($Z=8$)
 - C ($Z=6$)
 - Ca ($Z=20$)

Tabla Periódica

Actualmente se han identificado más de 100 elementos, de los cuales 83 se encuentran en forma natural, mientras que los demás han sido producidos en forma artificial por científicos mediante reacciones nucleares. Todos los elementos figuran en una tabla llamada Tabla Periódica de los Elementos.



En cada Elemento de la Tabla Periódica se proporciona la información de su Número atómico (Z), su Número másico (A) y muchos otros datos útiles en la Química.

Todos los Elementos están ubicados en la Tabla Periódica sistemáticamente en forma creciente del Número atómico (Z). Además, en la Tabla Periódica los elementos se distribuyen en filas llamadas **Períodos**, y en columnas llamadas **Grupos**. Los Elementos que se ubican en una misma columna (Grupo) presentan propiedades químicas muy similares debido a que configuración electrónica externa es igual.

Los grupos suelen nombrarse por el número que se encuentra encima de la columna, y algunos tienen nombre propio. Por ejemplo: los elementos del grupo I se llaman metales alcalinos (exceptuando al hidrógeno), los elementos del grupo II se llaman metales alcalinos térreos, los del grupo VII halógenos y los del grupo VIII gases nobles.

En las filas horizontales o sea los períodos se encuentra que al avanzar de izquierda a derecha las propiedades físicas y químicas de los elementos cambian gradualmente de metálicas a no metálicas.

En la figura siguiente se muestra una Tabla Periódica en forma de bloque. En ella se observan los bloques en donde están ubicados los elementos cuya configuración externa finaliza con electrones ubicados en los orbitales s, p, d y f. En Química es muy útil considerar una clasificación de los Elementos según en qué orbitales quedan ubicados los últimos electrones. Así se clasifican en.

- **elementos representativos**: a los elementos cuyos últimos electrones se encuentran en orbitales s o p.

- **elementos de transición**: a los elementos cuyos últimos electrones se encuentran en orbitales d.

- **elementos de transición interna**: a los elementos cuyos últimos electrones se encuentran en orbitales f.



Ingresá a la
[Tabla periódica interactiva](#)



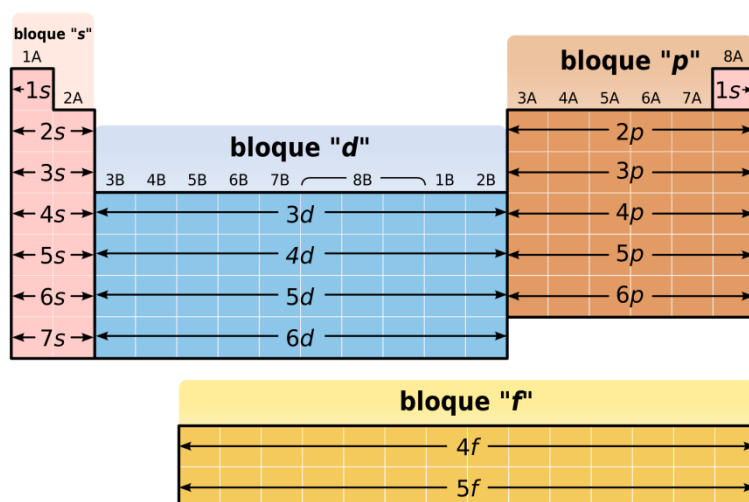


Fig. 6. Tabla Periódica de los Elementos en forma de bloque.

Relación entre la ubicación en la Tabla Periódica y la configuración electrónica.

Para los elementos representativos se cumple que si se conoce el Grupo y el Período a los cuales pertenecen, se puede predecir su configuración electrónica. El Período indica cuántos niveles de energía posee el elemento, y el Grupo dice cuántos electrones hay en el último nivel de energía.



Por ejemplo, si tomamos el átomo de oxígeno, que está ubicado en el Período 2, Grupo 6, su configuración electrónica será: $1s^2 2s^2 2p^4$.

*Así, su configuración electrónica externa será $2s^2 2p^4$.

*Se sabe que la configuración electrónica externa es la del nivel 2 de energía porque el Período vale 2.

*Si se suman los $2 e^-$ que ocupan el orbital s con los $4 e^-$ que ocupan el orbital p, se llega a $6 e^-$ en el último nivel, lo cual coincide con el número de Grupo.



Actividades relacionadas

- ¿Con qué criterio están ordenados los Elementos en la Tabla Periódica?
- Indicar cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas. Un átomo tiene 8 protones y 8 neutrones en su núcleo, en consecuencia, corresponde a un elemento que (**NO CONSULTAR EN TABLA PERIÓDICA**):
es representativo

pertenece al segundo período
 pertenece al grupo VI.

12. Dada la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ la ubicación en la Tabla Periódica es (**NO CONSULTAR EN TABLA PERIÓDICA**):
- grupo IV, período 2, halógeno.
 - grupo II, período 4, metal alcalino térreo.
 - grupo IV, período 6, metal alcalino.
13. El elemento A ($Z = 15$) pertenece en la Tabla Periódica al (**NO CONSULTAR EN TABLA PERIÓDICA**):
- grupo V, período 3.
 - grupo II, período 1.
 - grupo IV, período 3.
14. Un átomo está ubicado en el período 3 y en el grupo VI de la Tabla Periódica. Escribir su configuración electrónica. (**NO CONSULTAR EN TABLA PERIÓDICA**)

Propiedades Periódicas

Las propiedades periódicas son aquellas propiedades que presentan los elementos de la Tabla Periódica con una variación progresiva en los Grupos y Períodos.

Hay muchas propiedades periódicas, aquí se considera las cuatro siguientes:



La **electronegatividad** se define como la capacidad de un átomo de atraer hacia sí los electrones de un enlace químico. La electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en un período y de abajo hacia arriba en un grupo. De acuerdo a esto el Flúor es el elemento más electronegativo.



El **radio atómico** es la distancia considerada desde el núcleo de un átomo hasta el orbital del último nivel de energía. Disminuye a medida que se avanza de izquierda a derecha en el período, por ser mayor la carga nuclear y la cantidad de electrones, provocando una mayor contracción de la nube electrónica. En un grupo el radio aumenta al recorrer el grupo de arriba hacia abajo ya que se incrementan los niveles de energía.

Para comprender las dos propiedades siguientes hay que conocer que significa la palabra **ión**. El **ión** de un elemento es una especie cargada negativamente o

positivamente formada a partir de un átomo que ganó o perdió electrones respectivamente.



La **energía de ionización**, es la energía necesaria para arrancar un electrón de un átomo en estado gaseoso. El átomo se convierte en un ión con una carga positiva. La energía de ionización aumenta de izquierda a derecha en el período y de abajo hacia arriba en el grupo.



La **afinidad electrónica** es la energía intercambiada cuando un átomo neutro, toma un electrón y se convierte en un ión con una carga negativa. La afinidad electrónica se incrementa de izquierda a derecha en un período y de abajo hacia arriba en el grupo.

Unidad 3: Enlace Químico.

En el capítulo anterior se estudió cómo son los átomos. En este capítulo se estudiará cómo éstos se unen o enlazan para formar compuestos.

Para continuar con este tema, primero es importante recordar y considerar los siguientes conceptos:



Átomo: es la unidad más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad o sus propiedades, y que no es posible dividirlo mediante procesos químicos no nucleares. Ej. Átomo de hidrógeno, H. Átomo de oxígeno, O.



Molécula: es un grupo de átomos unidos en un ordenamiento específico. Ej. Molécula de oxígeno, O_2 . Molécula de agua, H_2O . Molécula de dióxido de carbono, CO_2 .



Sustancia simple: es aquella formada por átomos de un mismo elemento. Ejemplos: Fe (hierro), H_2 (hidrógeno), O_2 (oxígeno), O_3 (ozono).



Sustancia compuesta o compuesto: está formada por dos o más elementos distintos en proporciones fijas. Ejemplos H_2O , H_2SO_4 , CO_2 .

Los enlaces o uniones químicas existen porque en la naturaleza todo tiende a lograr un estado de mínima energía. Como los elementos químicos en su estado libre presentan generalmente mayor energía que la que tienen cuando se encuentran unidos formando compuestos químicos tienden a unirse con otros elementos. Por esta razón la mayoría de los elementos no se encuentran libres en la naturaleza. Una excepción son los gases nobles cuya energía es muy baja ya que son químicamente muy estables porque presentan su configuración electrónica externa completa con ocho electrones (excepto el Helio que posee dos electrones). Por esta causa no se unen generalmente entre sí ni con otros elementos (salvo que se le suministre mucha energía y se encuentren frente a otros elementos extremadamente reactivos).

Se llama *enlace químico* o *unión química* al conjunto de fuerzas que mantiene unidos los átomos, cuando forman distintas agrupaciones estables de moléculas o iones.

Cuando los átomos interactúan para formar un enlace químico, sólo entran en contacto sus regiones más externas. Por esta razón, cuando se estudian los enlaces químicos se consideran solamente los electrones de valencia que son los electrones del último nivel de energía.

Para representar a los enlaces los químicos utilizan el sistema de puntos desarrollado por Lewis. La representación de Lewis está formada por el símbolo del elemento y un punto por cada electrón de valencia en un átomo del elemento.

Notar que para los elementos representativos siempre el número del grupo al que pertenece coincide con la cantidad de los electrones de valencia.



Los siguientes ejemplos muestran los diagramas de Lewis para el átomo de sodio (grupo 1) y cloro (grupo 7).



Como regla general se puede establecer que los elementos al combinarse unos con otros, aceptan, ceden o comparten electrones con la finalidad de tener 8 electrones en su nivel más externo, esto es lo que se conoce como regla del octeto de Lewis. Esta regla surge porque de este modo cada átomo unido completa su último nivel de energía y le da mayor estabilidad, tal como se explicó en el inicio de esta unidad.

Se sabe que los elementos pueden unirse de diferentes modos. Las maneras en que se unen los elementos para formar sustancias químicas constituyen los diferentes tipos de uniones químicas posibles: Unión iónica, unión covalente y unión metálica.

Las uniones presentes dependen de que átomos estén presentes: Metales (M) o no Metales (noM).

Unión iónica

Está formada por un Metal y no Metal. Los Metales presentan valores de Electronegatividad mucho menores que los no Metales. De este modo en la unión

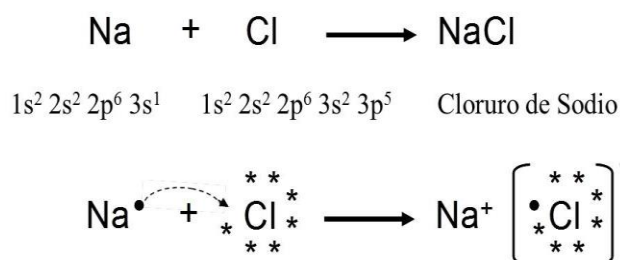
química los Metales tienen la propiedad de ceder todos sus electrones de valencia y los no Metales la propiedad de tomar electrones hasta completar su octeto. Así, los electrones se transfieren totalmente de un átomo al otro formándose iones. Los iones se mantienen unidos mediante atracciones electrostáticas.

El ión de un elemento es una especie cargada positivamente o negativamente formada a partir de un átomo que perdió o ganó electrones respectivamente. Recordar que la carga de los electrones es negativa.



Ejemplo 1:

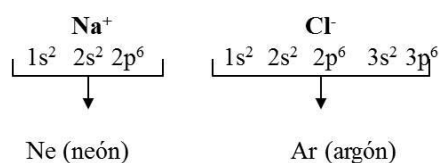
Explicación de la formación de la unión iónica entre el sodio (átomo sólo) y cloro (átomo sólo) en el cloruro de sodio (átomos unidos). El átomo de sodio tiene un solo electrón de valencia que lo cede al cloro quedando como un ión positivo. El cloro tiene siete electrones de valencia y al ganar un electrón que cede el sodio se transforma en un anión. Esto lo hace debido a que cediendo o tomando electrones los átomos alcanzan la configuración de gas noble más próximo de la tabla periódica.



El Na al ceder un e^- queda con 11 p^+ y 10 e^- y se convierte en Na^+ (catión).

El Cl al ganar un e^- queda con 17 p^+ y 18 e^- y se convierte en Cl^- (anión).

Al ocurrir la transferencia del electrón, ambos átomos quedan con el último nivel de energía completo con 8 electrones, asemejándose al gas noble más cercano.



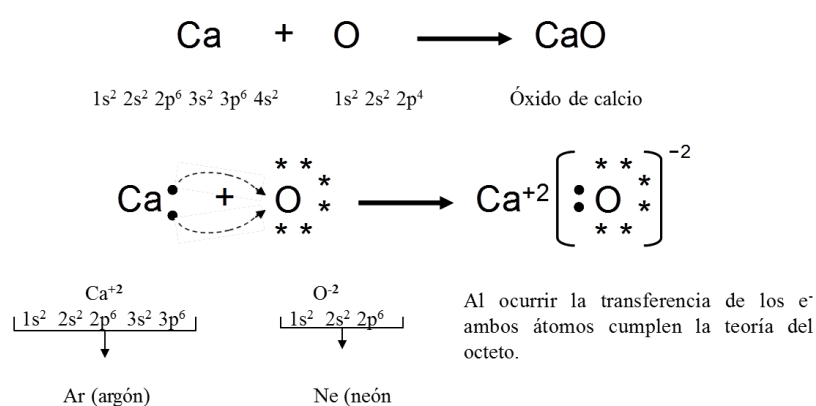
$\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ es un compuesto iónico, se mantiene unido por fuerzas electrostáticas las que atraen las cargas opuestas. Este compuesto se llama cloruro

de sodio, se escribe como NaCl está formado por un átomo de sodio y un átomo de cloro y es la sal que usamos comúnmente en las comidas.



Ejemplo 2:

En el óxido de calcio (cal viva) el átomo de calcio tiene dos electrones de valencia que los cede al oxígeno quedando como un catión divalente (dos cargas positivas). El oxígeno tiene seis electrones de valencia y al ganar dos electrones que cede el calcio se transforma en un anión divalente (dos cargas negativas). Esto lo hace debido a que cediendo o tomando electrones los átomos alcanzan la configuración del gas noble más cercano.



El Ca al ceder dos e^- queda con 20 p^+ y 18 e^- y se convierte en Ca^{+2} (catión divalente)

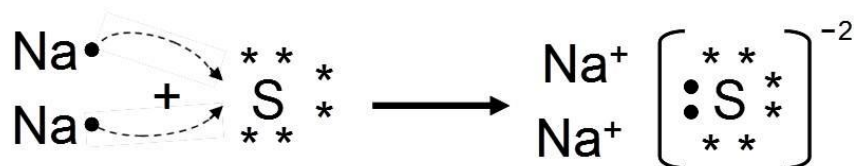
El O al ganar dos e^- queda con 8 p^+ y 10 e^- y se convierte en O^{2-} (anión divalente).

$\text{Ca}^{+2} \text{O}^{2-}$, Compuesto iónico, se mantiene unido por fuerzas electrostáticas. Se lo representa como CaO y está formado un átomo de Ca y un átomo de O.



Ejemplo 3:

Estructura de Lewis del sulfuro de sodio Na_2S a partir de sus elementos:



Como se mencionó en el primer ejemplo el sodio al ceder un electrón adquiere la configuración electrónica del Neón. El azufre al recibir dos electrones adquiere la configuración electrónica del Argón.

La fórmula de este compuesto es Na_2S , está formado por dos átomos de sodio y un átomo de azufre.

Propiedades de los compuestos iónicos

Los **compuestos iónicos** a temperatura ambiente son sólidos; forman redes cristalinas de alto punto de fusión y ebullición. En general son solubles en agua y en otros solventes polares. Cuando se encuentran en estado sólido, no conducen corriente eléctrica, pero sí lo hacen cuando están fundidos o disueltos en agua.



Actividades relacionadas

- 1.- ¿Qué entiende por **unión química**? ¿Por qué los átomos se unen?
- 2.- ¿Qué son los electrones de valencia de un átomo? ¿Cuál es el motivo de su importancia?
- 3.- ¿Qué es la regla del octeto de Lewis? ¿Qué son las representaciones de Lewis?
- 4.- Explicar qué es un **enlace iónico**. ¿Entre qué tipo de elementos se da este tipo de unión?
- 5.- a) Definir ión. b) ¿Cómo se forma un catión? c) ¿Cómo se forma un anión? d) Completar la siguiente tabla (**SE PUEDE CONSULTAR LA TABLA PERIÓDICA**):

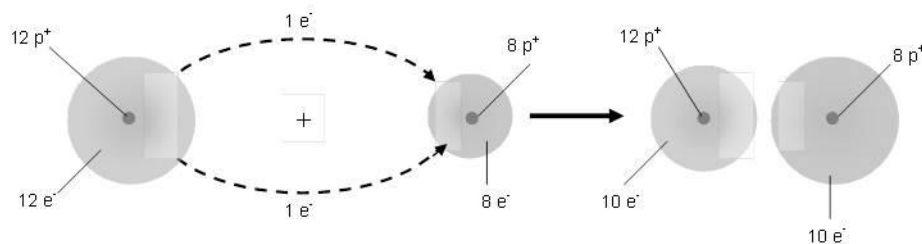
Elemento	Símbolo del ión correspondiente	Gas Noble al que se asemeja el ión
Na	Na^+	Ne
Ca		
	Al^{+3}	
S		
Cl		
	F^{-1}	

6. Escribir las estructuras de Lewis de las uniones iónicas de los compuestos que se forman con los siguientes elementos. Nota: Es muy importante

escribir correctamente la carga de los iones formados. **(SE PUEDE CONSULTAR LA TABLA PERIÓDICA)**

- a) Na y F b) K y S c) Ba y O
d) Al y N e) Mg y Cl f) Ca y Br

7. El siguiente esquema representa la unión entre dos átomos **(NO UTILIZAR LA TABLA PERIÓDICA)**:



Responde de acuerdo al esquema anterior:

- Realizar la configuración electrónica de cada reactivo. ¿Cuántos electrones de valencia tiene cada átomo de los reactivos?
- Clasificar los elementos en metal o no metal.
- ¿Qué tipo de enlace se establece entre los dos elementos?
- ¿Los elementos ya unidos tendrán carga? En caso afirmativo escribir la simbología correspondiente.
- Usar la Tabla Periódica** e indicar a qué elementos corresponden los átomos de los reactivos y escribir la ecuación química correspondiente.

8.- Mencionar algunas características generales de los compuestos iónicos.

Unión covalente



Unión covalente: ocurre entre no metales. Como los no Metales que se unen poseen valores de electronegatividades similares comparten los electrones de la unión.

Los electrones pueden ser aportados equitativamente por ambos átomos y así se forman las uniones covalentes simples, dobles y triples. O pueden ser aportados dos electrones solamente por uno de los átomos de la unión y así se forma la unión covalente dativa. En todos los casos los electrones de la unión siempre pertenecen a los dos no Metales que se mantienen unidos porque necesitan de estos electrones para la estabilidad química.

Según los pares de electrones compartidos, y quien los aporta, las uniones covalentes se clasifican en:

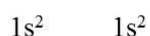
Unión covalente simple



Unión covalente simple: ocurre cuando dos átomos comparten un par de electrones, con el aporte de un electrón por cada átomo.



Ejemplo 4:



La estructura molecular desarrollada de la representación anterior es:



Donde la línea que une los dos átomos representa el par de electrones compartidos.

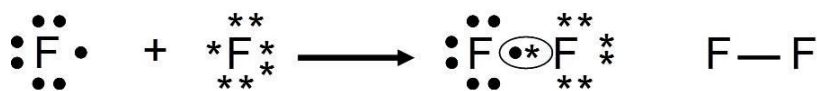
Cada átomo de hidrógeno alcanzó la configuración del gas noble más próximo, que es el helio.



Ejemplo 5:



El átomo de flúor tiene siete electrones en su último nivel (7 e⁻ de valencia), si comparte un electrón completa su octeto.



Cada átomo de Flúor alcanza la configuración del gas noble más próximo, el Neón

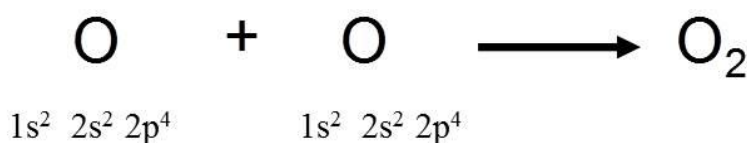
Unión covalente doble



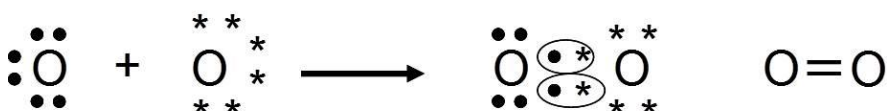
Unión covalente doble: ocurre cuando dos átomos comparten dos pares de electrones, con el aporte de dos electrones por cada átomo. Esto se representa en la estructura molecular desarrollada con dos líneas.



Ejemplo 6:



De acuerdo a la configuración electrónica el oxígeno tiene seis electrones de valencia, para completar su octeto debe compartir dos electrones de los seis, como se observa en el siguiente esquema.



Cada átomo de oxígeno alcanza la configuración del gas noble más próximo, el Neón.

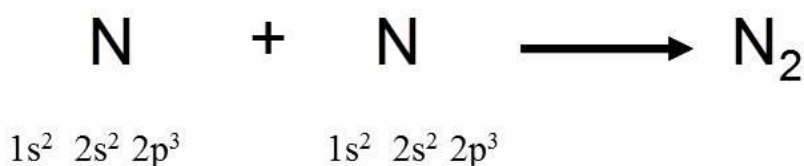
Unión covalente triple



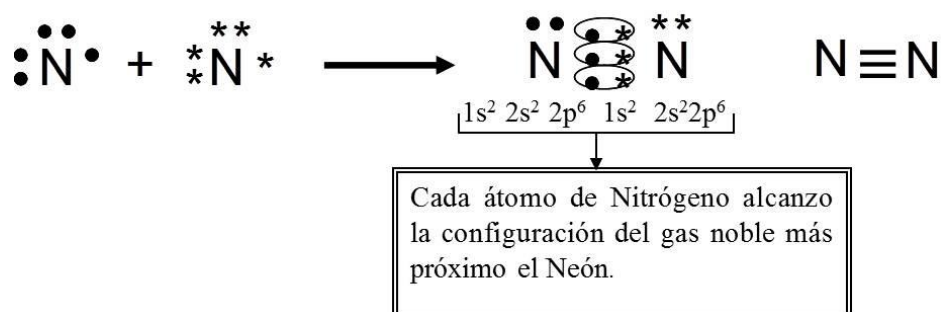
Unión covalente triple: ocurre cuando dos átomos comparten tres pares de electrones, con el aporte de tres electrones por cada átomo. Esto se representa en la estructura molecular desarrollada con tres líneas.



Ejemplo 7:



En este caso la cantidad de electrones de valencia son cinco, por ende, el nitrógeno necesita compartir tres electrones para completar su octeto.



Con respecto a los ejemplos del 5 al 7 incluido, las sustancias X_2 son estables, dado que al unirse estos átomos iguales adquieren la configuración del gas noble más próximo. Estos elementos se los denomina elementos diatómicos, además de los mencionados existen otros, siendo siete el total: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 .

Unión covalente dativa:



Unión covalente dativa: ocurre cuando el par de electrones compartidos es aportado por un átomo que ya completó su octeto, pero aporta un par para que el otro átomo adquiriera una configuración electrónica estable. Un ejemplo es el átomo de azufre en la molécula de anhídrido sulfuroso (SO_2).

Para comprender mejor la formación de SO_2 es conveniente primero analizar cómo se forma SO . Recordar que para representar la estructura de Lewis se tiene en cuenta que los dos átomos pertenecen al grupo VI A, de la tabla

periódica, ambos tienen seis electrones de valencia por ende se lo representa de la siguiente forma.

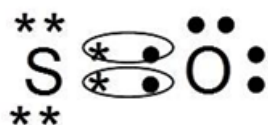
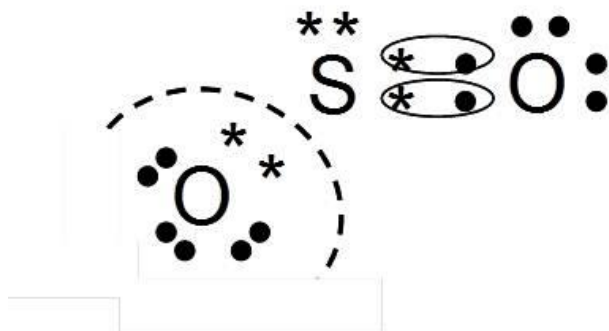


Fig. 7. Estructura de Lewis de SO

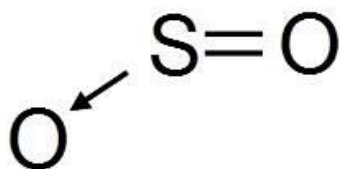
SO se forma a partir de una unión covalente doble entre el S y el O. Notar que en ambos átomos quedan aún 4 electrones sin compartir.

Para analizar la formación de SO_2 se parte de SO, se sabe que el S es el átomo central en consecuencia el segundo átomo de O se une al S. Pero como el S ya completó su octeto no puede formar otra unión covalente, en consecuencia, le aporta un par de electrones sin unir (o libres), para que el otro átomo de oxígeno complete su octeto por medio de una unión covalente dativa



Con respecto a la estructura de Lewis se puede observar que entre el átomo de azufre y un átomo de oxígeno hay presente una unión covalente doble, y como el átomo de azufre ya completó el octeto le aporta un par de electrones libres, para que el otro átomo de oxígeno complete su octeto por medio de una unión covalente dativa.

La estructura molecular desarrollada de la representación anterior es la siguiente:



Observar que la flecha representa a la unión covalente dativa.

Características de los compuestos covalentes.



Existen una gran cantidad de compuestos covalentes, de acuerdo a su estructura y tipos de átomos que contienen algunos son líquidos, sólidos y otros gaseosos a temperatura ambiente. La mayoría de estos

compuestos tienen baja solubilidad en agua, no conducen la electricidad. Sus puntos de fusión son más bajos que los compuestos iónicos.



Actividades relacionadas

9.- Explicar la formación de la unión covalente.

10.-a) Distinguir entre enlace covalente simple, doble y triple en una molécula y citar algunos ejemplos. b) Explicar qué es el enlace covalente dativo y dar un ejemplo.

11.- Describir las propiedades de los compuestos covalentes.

12.- Indicar qué tipo de unión (iónica o covalente) se formará entre los siguientes pares de átomos (**SE PUEDE UTILIZAR LA TABLA PERIÓDICA**):



13. a) Representar las siguientes moléculas según la estructura de Lewis y su fórmula desarrollada. Indicar si los enlaces son simples, dobles o triples y cuántos hay de cada uno. (**SE PUEDE UTILIZAR LA TABLA PERIÓDICA**):

- i) H_2O (O átomo central)
- ii) NH_3 (N átomo central)
- iii) CO_2 (C átomo central)

b) Escribir una frase que explique cuántos átomos forman cada compuesto y qué enlaces hay presente.

14. Dados los siguientes compuestos (**SE PUEDE UTILIZAR LA TABLA PERIÓDICA**):

- a) ClOH b) SO c) SO_3 d) Br_2
- e) IH f) F_2Ca g) Al_2O_3 h) CaH_2
- i) H_2S j) Cl_2O k) MgO l) Cl_2O_3
- m) Cl_2O_5 n) K_2O o) PH_3

a) Escribir una breve frase de cómo reconoce si los compuestos son iónicos o covalentes.

b) Indicar en cada uno si es un compuesto iónico o covalente.

c) Escribir las representaciones de Lewis y en el caso de los compuestos covalentes escribir la fórmula desarrollada de cada uno. **Nota: el docente indicará la distribución atómica.**

Unidad 4: Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos

En la actualidad el número de compuestos conocidos sobrepasa los cinco millones, por suerte, no es necesario memorizar sus nombres. A través de los años los químicos han diseñado formas claras y sistemáticas para nombrar las sustancias químicas.

La nomenclatura es la manera de nombrar y escribir las fórmulas de los compuestos químicos. La nomenclatura inorgánica estudia los compuestos inorgánicos más comunes. Hay distintas nomenclaturas: la nomenclatura de Stock, la de atomicidad y la más usada que es la tradicional. Para entender el uso de las diferentes nomenclaturas es necesario conocer el concepto de número de oxidación.



Número de oxidación

El número de oxidación o estado oxidación de un elemento es la carga que tendría un átomo considerando que cedería o tomaría la totalidad de los electrones en una unión química. Según el número de electrones cedidos (número de oxidación positivo) o tomados (número de oxidación negativo). Esta definición es perfectamente válida para compuestos iónicos. En el caso de los compuestos covalentes donde los electrones se comparten, se les asigna un número de oxidación negativo al elemento más electronegativo y un número de oxidación positivo al menos electronegativo.



Reglas para conocer el número de oxidación de un elemento en especies químicas poliatómicas

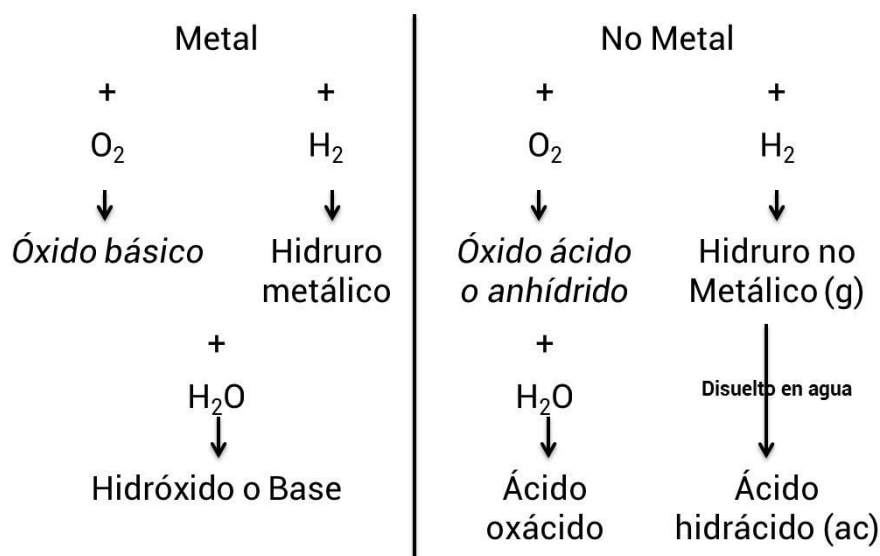
- El número de oxidación de los elementos en estado libre es cero. Ej. Na o Na^0
- La suma algebraica de los números de oxidación de un compuesto es cero. **Esta regla es de suma importancia y es la base de la formación de todos los compuestos.** Ej. $\text{H}^{+1}_2\text{O}^{-2}$
 - El número de oxidación del Hidrógeno en sus compuestos es +1, excepto en los Hidruros Metálicos, que es -1.
 - En general, el número de oxidación del Oxígeno en sus compuestos es -2.
 - El número de oxidación de los metales alcalinos (grupo I A) es siempre +1; el de los alcalinos-terreos (grupo II A) es siempre +2.
 - El número de oxidación del F en sus compuestos es -1.
 - Los halógenos (grupo VII A) tienen un estado de oxidación de 1 y además los estados +1, +3, +5, +7.

- La suma algebraica de los números de oxidación de un ión es igual a la carga del mismo. Ej. $(\text{OH})^{-1}$

- Los números de oxidación de los elementos restantes se determinan tomando en cuenta las reglas anteriores, considerando además que la suma algebraica de los números de oxidación de un compuesto neutro es cero, y en un ión es igual a su carga.



Para organizar y simplificar el estudio de la nomenclatura química de los compuestos inorgánicos se dividirán en la siguiente manera que se lee en forma vertical:



1. Compuestos Binarios: Óxidos

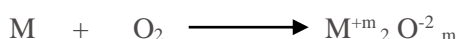
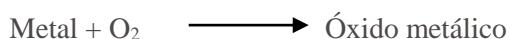
Los compuestos binarios son los compuestos formados por la combinación de dos elementos químicos. Los óxidos son compuestos binarios que se forman por medio de la combinación de metales o no metales con el oxígeno. En los óxidos, el oxígeno actúa con número de oxidación -2.

Los óxidos se obtienen intercambiando los números de oxidación del oxígeno y el otro elemento, se los coloca como subíndice luego si ambos son divisibles por un mismo número se simplifican. Si el resultado es el número 1 no se escribe. Esto se puede realizar porque es un compuesto binario y porque de este modo quedan igualadas las cargas positivas con las negativas quedando la carga neta del compuesto igual a cero.

1.a.) Óxidos Básicos o Metálicos:

Son compuestos formados por Oxígeno y por un Metal. Es importante tener en cuenta que el oxígeno se encuentra en la naturaleza como una molécula diatómica y se lo representa como O₂, en cambio los metales se encuentran como especies monoatómicas.

La reacción general entre ellos es:



Para nombrar estos compuestos se usan tanto la nomenclatura de Stock, por atomicidad y la tradicional.

- En la nomenclatura Stock, se escribe la palabra Óxido de y el nombre del metal sin terminación y con el estado de oxidación del metal entre paréntesis y con números romanos, a excepción de los metales que tengan sólo un estado de oxidación que no se escribe el número.

- En la nomenclatura por atomicidad se indican las proporciones en que se encuentran los elementos por medio de prefijos griegos: mono, di, tri, tetra, penta, etc.

- En la nomenclatura tradicional:

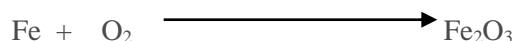
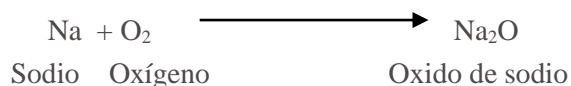
* Si el metal tiene un solo número de oxidación se escribe la palabra Óxido y el nombre del metal.

* Si tiene dos números de oxidación, se agregan los sufijos *oso* para el menor y el sufijo *ico* para el mayor.

En este periodo del ingreso vamos a usar principalmente la nomenclatura tradicional.



Ejemplos (sin balancear toda la ecuación de la reacción química):



Hierro Oxígeno Óxido férrico, Óxido de Hierro (III),
Trióxido de dihierro



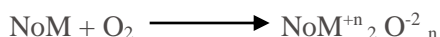
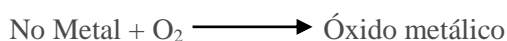
Ejercicio 1: Escribir las ecuaciones de formación para los siguientes compuestos, indicar el número de oxidación del metal y la completar la nomenclatura tradicional

Fórmula	Stock	Tradicional
Cu ₂ O	Óxido de Cobre (I)	
CuO	Oxido de Cobre (II)	
PbO ₂	Oxido de plomo (IV)	
CaO	Oxido de Calcio	

1.b.) Óxidos no Metálicos o Anhídridos:

Son compuestos formados por un No Metal y Oxígeno.

La reacción general entre ellos es:

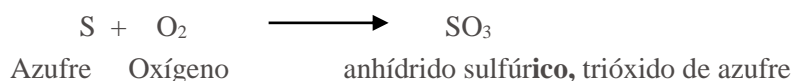
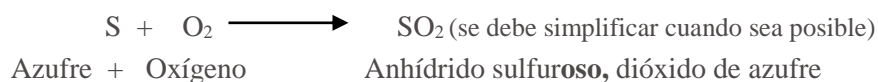


Es importante recordar que el oxígeno y otros no Metales son diatómicos. Estos **elementos biatómicos** son: H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂ y I₂.

Para nombrar estos compuestos se usan tanto la nomenclatura de Stock, por atomicidad y la tradicional. En la nomenclatura tradicional, se escribe la palabra Anhídrido y el nombre del no metal con la terminación correspondiente.



Ejemplos sin balancear:



Los No Metales Halógenos (Grupo 7) tienen 4 números de oxidación positivos para nombrarlos se utilizan prefijos y sufijos.

-Para los dos más chicos se usan los sufijos *oso* y para el menor de éstos además el prefijo *hipo*.

-Para los dos más grandes se usan los sufijos *ico* y para el mayor de éstos además el prefijo *per*.

A continuación, se muestra cómo quedaría el nombre según el número de oxidación usado, en la línea de puntos va el nombre del elemento, por ejemplo, cloro tal como se muestra en el ejercicio a continuación.

+1: Hipo.....oso

+3:oso

+5:ico

+7: Per.....ico



Ejercicio 2:

Escribir las ecuaciones de formación para los siguientes compuestos, indicar el número de oxidación del no metal y la nomenclatura tradicional:

Fórmula	Nomenclatura Tradicional
I ₂ O ₇	
Cl ₂ O	
Cl ₂ O ₃	
Cl ₂ O ₅	

2. Compuestos Binarios:

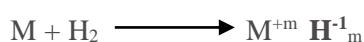
Hidruros

Los **hidruros** son compuestos binarios que se forman por medio de la combinación de Metales o No Metales con el Hidrógeno.

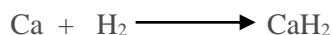
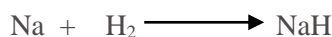
2.a.) Hidruros Metálicos:

Son compuestos formados por Hidrógeno y por un Metal. Es en el único tipo de compuestos que el número de oxidación del Hidrógeno es -1. Para nombrarlos se antepone la palabra hidruro al nombre del Metal.

La reacción general entre ellos es:



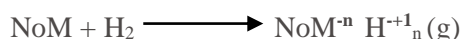
Completar los siguientes ejemplos (sin balancear):



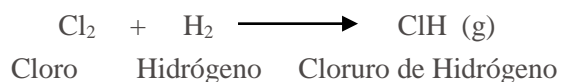
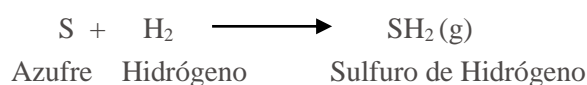
2.b.) Hidruros No Metálicos:

Son compuestos formados por Hidrógeno y por un No Metal. El No Metal usa su único número de oxidación negativo y el Hidrógeno +1. Para nombrarlos se añade el sufijo **uro** al nombre del no metal seguido de (de hidrógeno). El compuesto formado siempre es gaseoso, se lo indica con el subíndice (g); con excepción del Fluoruro de Hidrógeno (FH) el cual es líquido a temperatura ambiente.

La reacción general entre ellos es:



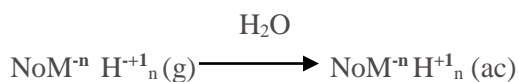
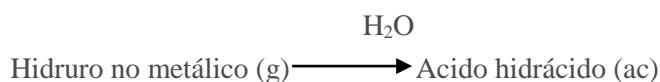
Ejemplos (sin balancear):

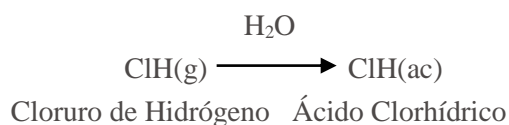
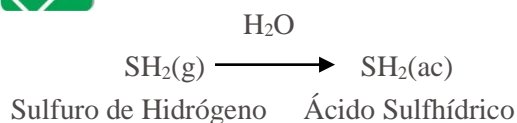


2.c.) Ácidos hidrácidos:

Los ácidos hidrácidos (no oxigenados) se obtienen por la disolución de hidruros no metálicos en agua. Con la excepción de los hidruros de Nitrógeno y de Fósforo. Es muy importante comprender que es sólo una disolución (proceso físico) y que no hay una reacción química involucrada y que el compuesto inicial en estado gaseoso queda disuelto en agua o sea acuoso. Se nombran agregando al nombre del no metal el sufijo hídrico y anteponiendo la palabra ácido.

La reacción general entre ellos es:



**Ejemplos:****Ejercicio 3:**

- a) Clasificar los compuestos de la tabla.
 b) Escribir las reacciones de formación y nombrar los siguientes compuestos binarios:

a) HgO	b) P ₂ O ₅	c) FeO
d) H ₂ S (g)	e) H ₂ S (ac)	f) Li ₂ O
g) MgO	h) SO ₃	l) HBr (g)
j) HBr (ac)	k) N ₂ O ₃	l) LiH

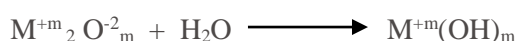
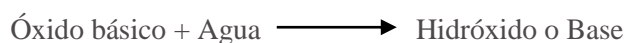
3. Compuestos Ternarios:

Son aquellos compuestos formados por la combinación de tres elementos químicos.

3.a) Hidróxidos o Bases:

Son compuestos formados por la combinación de un óxido metálico y agua. Tienen nomenclatura stock y tradicional. En la nomenclatura stock se antepone la palabra “Hidróxido de” seguida del nombre del metal con su estado de oxidación entre paréntesis y con números romanos. En la nomenclatura tradicional, se antepone la palabra “Hidróxido” seguida del nombre del metal con su respectiva terminación.

La reacción general entre ellos es:

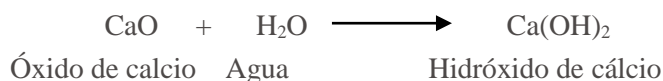
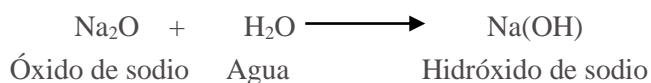


Nota: es muy importante siempre respetar el orden en que se acomodan los elementos en el hidróxido. El grupo (OH)⁻¹ es muy importante por

su comportamiento químico y recibe el nombre de oxhidrilo o hidroxilo.



Ejemplos sin balancear:



A continuación, se presenta una base muy importante en la que el catión no es un metal, sino que es poliatómico, o sea que está formado por varios átomos, esta base es el **hidróxido de amonio** cuya fórmula es **NH₄(OH)**. Es importante recordar esta base cuando se trate el tema de sales.



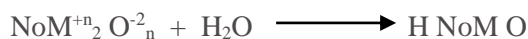
Ejercicio 4: Escribir las ecuaciones de formación balanceadas para los siguientes compuestos, indicar el número de oxidación del metal y nombrar los reactivos y el producto según la nomenclatura tradicional

Fórmula	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura Tradicional
KOH	Hidróxido de Potasio	
Fe(OH) ₂	Hidróxido de Hierro (II)	
Fe(OH) ₃	Hidróxido de Hierro (III)	
LiOH	Hidróxido de Litio	

3.b) Ácido oxácido u oxoácido.

Son compuestos formados por la combinación de un Anhídrido u Óxido ácido y agua. Se nombran anteponiendo la palabra “Ácido”, seguida del nombre del No Metal con su respectiva terminación.

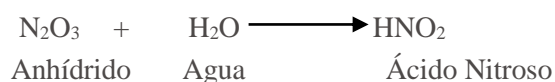
La reacción general entre ellos es:



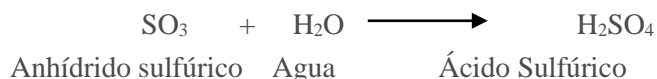
Nota: es muy importante siempre respetar el orden en que se acomodan los elementos en el oxácido.



Ejemplos sin balancear:



Nitroso



A continuación, se presenta un ácido muy especial que es el **ácido fosfórico** cuya fórmula es **H₃PO₄**. Este ácido es importante ya que es el único que vamos a usar en el ingreso que posee tres átomos de hidrógenos en su molécula. Es importante recordar este ácido cuando se trate el tema de sales.



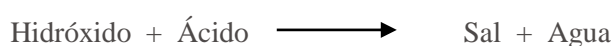
Ejercicio 5: Escribir las ecuaciones de formación sin balancear para los siguientes compuestos y nombrarlos.

- a) H₂SO₄
- b) HNO₃
- c) HNO₂
- d) HBrO₄
- e) H₂SO₃

4. Sales:

Cuando un ácido reacciona con un hidróxido se forman sal y agua. Las sales son compuestos que se obtienen por neutralización completa de un ácido con una base resultando de la unión electrostática entre el anión del ácido con el catión metálico de la base.

La reacción general entre ellos es:



Los productos se obtienen de la siguiente manera:

-los ácidos liberan los H⁺ y que las bases liberan los OH⁻ para formar el agua

-el anión que queda del ácido se une con el catión que queda de la base y se neutralizan las cargas de los iones agregando los subíndices correspondientes.

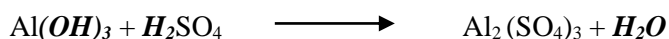
Para nombrar la sal se debe considerar el ácido y la base de los que proviene. Si la sal deriva de un oxácido que termina en oso se reemplaza dicha terminación por ito, si termina en ico, se reemplaza por ato. A las sales derivadas

de hidrácidos, se reemplaza la terminación hídrico por uro. A continuación del nombre genérico de la sal se agrega el del metal que corresponde al hidróxido.⁽³⁾



Por ejemplo, para obtener la sal sulfato de aluminio, se debe partir del Hidróxido de Aluminio y del Ácido Sulfúrico. Se forma el sulfato de Aluminio de la siguiente manera: como el Al tiene estado de oxidación + 3 y el sulfato carga - 2, habrá que poner 2 iones (positivos) Al y 3 iones (negativos) sulfatos para que toda la sal tenga carga neta igual a cero; de este modo la sal queda: $Al_2(SO_4)_3$. A este procedimiento de formación de la sal basado en que la carga neta de todos los compuestos DEBE ser igual a cero, se lo llama habitualmente como neutralizar las cargas eléctricas de los iones positivos con los iones negativos.

A continuación, se muestra su ecuación de formación de la sal:



En la ecuación mostrada anteriormente está sin balancear la masa de reactivos y productos. En esta instancia del ingreso no se explica el balance de toda la ecuación. Dicho tema será explicado más adelante en la asignatura Química General e Inorgánica.



Ejercicio 6: escribir las ecuaciones de formación de las siguientes sales a partir del ácido y la base correspondiente y nombrar a los reactivos y a los productos.

Fórmula	Nombre
NaCl	Cloruro de Sodio (sal de mesa)
CaCO ₃	Carbonato de Calcio
Mg(NO ₂) ₂	Nitrito de Magnesio
Al(ClO ₄) ₃	Perclorato de Aluminio
LiBrO ₃	Bromato de litio
Fe(BrO ₄) ₃	Perbromato de hierro (III) o Perbromato Férrico

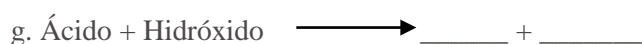
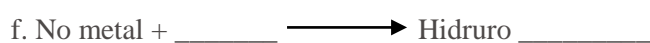
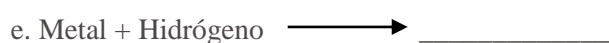
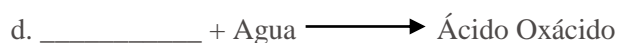
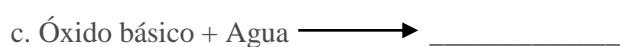
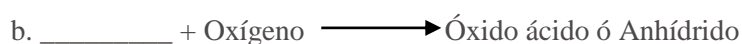
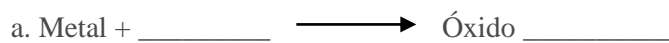
³ Recordar para nombrar la sal se debe tener en cuenta como se llama el ácido. Se puede usar el siguiente ayuda memoria: **OSO CHIQUITO, PICO DE PATO. HÍDRICO CAMBIA A URO.**



Actividades de la Unidad N°3:

Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos

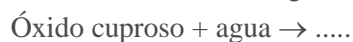
1. Completar las siguientes ecuaciones generales de formación de compuestos inorgánicos:



2. a) Clasificar los siguientes compuestos. b) Escribir las ecuaciones de formación y nombrar los reactivos y productos.

- | | | |
|------------------------|-------------------------|------------------------|
| a) Óxido ferrico | b) Óxido de sodio | c) Monóxido de dicloro |
| d) Anhídrido nitroso | e) Hidruro de bario | f) Hidruro de sodio |
| g) Anhídrido sulfúrico | h) Bromuro de hidrógeno | i) Óxido cuproso |

3. Dadas las siguientes reacciones: a) Escribir las correspondientes ecuaciones. b) Indicar los nombres de los compuestos formados. c) Clasificar los compuestos en oxácidos, hidrácidos o hidróxidos.



4. Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos y clasificarlos:

a) Acido bromoso, b) Acido iodhídrico, c) Hidróxido plúmbico, d) Hidróxido cúprico, e) Acido nítrico, f) Acido sulfuroso, g) Hidróxido férrico

5. Escribir las reacciones de formación de los siguientes compuestos. Nombrar todos los compuestos involucrados en la reacción química:

a) H_2SO_4	f) H_2CO_3	k) $\text{HI}(\text{ac})$
b) HClO_2	g) $\text{HCl}(\text{ac})$	l) HBrO
c) HNO_2	h) $\text{HBr}(\text{ac})$	m) $\text{Cu}(\text{OH})_2$
d) HClO	i) $\text{H}_2\text{S}(\text{ac})$	n) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
e) H_2SO_3	j) $\text{HF}(\text{ac})$	ñ) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

6. En las siguientes reacciones, indicar los nombres de las sales formadas. Escribir las reacciones completas.

Ácido nitroso + hidróxido de sodio \rightarrow

Ácido sulfúrico + hidróxido de calcio \rightarrow

Ácido clorhídrico + hidróxido ferroso \rightarrow

Ácido perclórico + hidróxido plumboso \rightarrow

Ácido bromhídrico + hidróxido de cobre (II) \rightarrow

7. - Escribir los nombres de los siguientes compuestos y de sus productos de reacción.

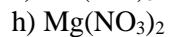
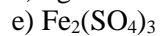
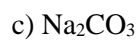
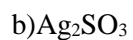
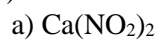


8. Escribir las fórmulas de las siguientes sales y sus ecuaciones de formación:

- | | | |
|----------------------------|-------------------------|--------------------------|
| a) cloruro de hierro (III) | b) sulfuro cuproso | c) ioduro de aluminio |
| d) bromuro de plata | e) cloruro plúmbico | f) nitrato de cobre (II) |
| g) sulfato plumboso | h) hipoclorito de sodio | i) bromato ferroso |

j) perclorato de potasio

9. Escribir los nombres de las siguientes sales (considerar los estados de oxidación).



Actividades integradoras

1- Leer el texto *Todo por el suelo* del libro Plantas, Bacterias, Hongos; Mi Mujer, El Cocinero y Su Amante, Editorial: Universidad Nacional de Quilmes. Indicar en el texto las ideas principales que se relacionan con la Química.

2- Identificar los Elementos Químicos que se mencionan en el texto.

3- Escribir la configuración electrónica de cada uno, y decir qué tienen en común y en qué difieren respecto a Grupo y Periodo.

4- Según su ubicación en la Tabla Periódica, ¿cómo se caracterizan los elementos del punto 2?

5- Mencionar los iones que figuran en el texto.

6- Dar las estructuras de Lewis de los iones mencionados anteriormente.

7- Existe un tipo de suelo en el que predomina el sodio, se lo denomina SUELO SODICO. Escribir la estructura del catión correspondiente.

8- Nombrar y escribir las estructuras de las sales que se forman entre el catión sodio y los iones mencionados en el punto 5.

Capítulo 5

Todo por el suelo

En las plantas, el resto de los elementos se incorpora de manera similar al agua: se absorben por las raíces como sales o minerales disueltos en el agua del suelo. Por suerte, las plantas están llenas de sabiduría (salvando la ortografía): la *savia bruta* y la *savia elaborada*. Se llama *savia* al líquido que recorre las plantas por dentro y es responsable de la alimentación y comunicación de todas sus partes, como sucede con la sangre en nuestros cuerpos. El líquido formado por el agua absorbida por las raíces (que lleva disueltas sales y otras sustancias elaboradas por las raíces) se llama *savia bruta* y se transporta en forma ascendente por el interior de las plantas. Cuando esta *savia bruta* llega a las hojas, los minerales absorbidos por las raíces son incorporados de diferentes formas a moléculas derivadas de los azúcares fabricados en la fotosíntesis. De esta manera, las plantas fabrican todas las moléculas que necesitan para crecer, desarrollarse y reproducirse. Estas sustancias elaboradas por la hoja se distribuyen al resto de la planta en la llamada *savia elaborada* que sigue el camino inverso al de la *savia bruta*.

De los elementos que se absorben por el suelo, los más importantes son el Nitrógeno (N) y el Fósforo (P). Su importancia reside en que son macronutrientes, es decir que la planta los necesita en mucha cantidad (cantidades *macro*) para crecer. Estas enormes demandas de las plantas por el nitrógeno y el fósforo,

muchas veces mayores que la disponibilidad que existe de estos elementos en el suelo, hacen que el nitrógeno y el fósforo sean los principales limitantes de crecimiento para las plantas (después del agua). Por eso, cuando agregamos a las macetas tierra fértil o fertilizantes le estamos dando de comer a nuestras plantas, pues estamos agregando principalmente N y P (como nitratos o amonio o fosfatos). Por el contrario, cuando se cultiva en forma exagerada un terreno, se agotan las reservas de estos elementos en el suelo.

El cultivo cada vez más intenso (o intensivo) de las tierras a lo largo del siglo XX realizado con el objeto de obtener cada vez más alimentos por unidad de superficie sembrada, condujo paradójicamente a un parcial o total agotamiento de los suelos.

Como hemos visto antes, salvo el agua que llega por las lluvias o los ríos y el dióxido de carbono que está en el aire, el resto de los elementos se absorbe del suelo. El problema es que estos elementos no son de reposición inmediata. Todos los elementos químicos cumplen un ciclo que implica la sucesiva transformación en distintos compuestos que pasan por distintas partes del sistema (del suelo a los organismos, vuelta al suelo, a veces pasando por el aire y vuelta a los organismos, y así sucesivamente). Una frase bíblica resume esta situación natural: del polvo venimos y al polvo volveremos (en otras palabras, nada se pierde, todo se transforma).