



Facultad de
Ciencias Agrarias
y Forestales



UNIVERSIDAD
NACIONAL
DE LA PLATA

CURSO DE INGRESO 2024

Facultad de Ciencias Agrarias y Forestales

Química

Índice

Introducción y características generales de la materia	3
Objetivos generales	3
Información general del curso	3
Metodología	3
Evaluaciones	4
Temario	5
Bibliografía	6
Guía para trabajar procesos de pensamiento	7
Sistemas materiales	9
Cantidades químicas	14
Estructura atómica	21
Tabla periódica	28
Uniones químicas	38
Formulación y nomenclatura	41

Introducción

Te preguntaste alguna vez ¿qué tiene que suceder para que una semilla se convierta en una planta? A simple vista vemos que hay cambios en el aspecto físico, pero esos cambios son la consecuencia de una serie de transformaciones, denominadas reacciones químicas, que consisten en la formación de nuevas sustancias a partir de otras ya existentes. Un ejemplo de estas reacciones es la fotosíntesis, donde ocurren una serie de reacciones químicas que dan como resultado la transformación del agua y del dióxido de carbono presente en el aire, en oxígeno y glucosa. Ésta última posteriormente pasará a formar parte de la celulosa que constituirá parte de la estructura de la planta o almidón que será utilizado como reserva de energía. Asimismo en este proceso es importante la presencia de luz, ya que durante el mismo la energía lumínica es transformada en energía química que se almacenará en los nuevos enlaces formados en las sustancias que se han generado.

Para cualquier persona, conocer estos procesos podría ser importante porque permite una mejor comprensión del mundo que nos rodea, por ejemplo la reacción anterior además de ser importante para el crecimiento de cualquier vegetal, también lo es porque durante el mismo se genera oxígeno, un compuesto fundamental para la vida y además se fija dióxido de carbono, que es uno de los principales gases responsables del efecto invernadero. En el caso de un ingeniero agrónomo o forestal, conocer y entender estos procesos es importante ya que le permitirá comprender y controlar aspectos fundamentales relacionados con el crecimiento, propagación y mantenimiento de los cultivos. Es por este motivo que se estudia química en estas carreras.

La materia Química del curso de nivelación es una materia introductoria donde se adquirirán conceptos básicos y capacidades relacionadas con la química, que serán la base sobre la cual se desarrollará la materia Química General e Inorgánica (1^{er} cuatrimestre) y otros que serán retomados en distintas materias de las carreras de Ing. Agronómica y Forestal como Química Orgánica y Análisis Químico, entre otras.

Objetivos del curso

El principal objetivo de la materia consiste en que el alumno adquiera una serie de conceptos básicos de química y desarrolle la habilidad para aplicarlos en la resolución de ejercicios. Paralelamente se propenderá a que el estudiante se integre al grupo y a la facultad; adquiera la capacidad de trabajar en equipo; se familiarice con el aula virtual y mejore sus capacidades relacionadas con el manejo de tecnología informática; ejercite la capacidad de lectura y escritura de lenguaje coloquial y científico; adquiera conceptos básicos de química y pueda aplicarlos en la realización de ejercicios; incorpore hábitos relacionados con la dinámica de cursada universitaria (puntualidad de comienzo y finalización de clases, comportamiento en el aula, conocimiento de las instalaciones, docentes, etc.) y adecúe hábitos de estudio y de organización, acordes con los requeridos para una adecuada inserción en una carrera universitaria.

Información general del curso

Este curso contará con un total de 16 clases de 2,5 horas que se dictarán durante el mes de febrero. Toda la información pertinente (cronograma, comisiones, aulas, fechas de evaluación, etc.) se podrá encontrar con suficiente antelación en el Aula Virtual de la página web de la FCAyF (<http://aulavirtual.agro.unlp.edu.ar/>), ingresando en la sección Ingreso > Química Curso de Ingreso

Metodología

- Momentos aúlicos: el curso dispondrá de momentos en donde se discutirán con el docente a cargo de la comisión los conceptos adquiridos previamente en forma domiciliaria. Posteriormente se realizará la resolución de ejercicios en base a los conceptos vistos previamente. Estos ejercicios se resolverán en forma grupal y su resolución, y será socializada por parte de los integrantes de

algún grupo. Trabajaremos para procurar la participación simétrica de los grupos en la clase. En estos espacios también se trabajará sobre tareas planteadas por medio del Aula virtual, como se explica a continuación.

- Aula virtual tendrá un importante protagonismo a lo largo del todo el curso. Será utilizada para:

Poner a disposición de los alumnos material informativo (cronograma, distribución de aulas y docentes, guías, bibliografía, animaciones, aplicaciones didácticas, videos, etc.)

Establecer una forma rápida de comunicación, ya que por medio del Foro Novedades se notificarán todas las novedades y modificaciones relacionadas con el curso, que automáticamente serán enviadas al email suministrado al momento de la inscripción a la Facultad.

Establecer una forma de responder consultas por medio de los foros específicos disponibles en cada uno de los temas.

Contactar a los docentes por cualquier motivo relacionado con el curso.

Proponer actividades para la realización en forma grupal y/o individual en forma domiciliaria y/o en clase, dependiendo el caso.

Resolver cuestionarios de opción múltiple para ser utilizados de forma de autoevaluación y/o de evaluación complementaria a los exámenes finales.

- Bibliografía: la bibliografía recomendada tendrá como objetivo que el estudiante pueda acceder a los contenidos que se tratarán en la clase aúlica, ya que en las mismas, en la mayoría de los casos no se dictarán contenidos de teoría, sino que se explicará cómo aplicar dichos contenidos a la realización de ejercicios.

- Clases y foros de consulta: destinados a la atención de las dudas o consultas que los estudiantes puedan tener y que no hubieran logrado resolver durante la clase o por medio de la bibliografía.

- Evaluación: Se realizarán evaluaciones periódicas, a fin incentivar la participación activa y continua del estudiante en el proceso de enseñanza aprendizaje, que serán complementarias de una evaluación final. Para las evaluaciones se establecerán distintos momentos y metodologías que se explicarán en un apartado especial a continuación. tendrá distintos momentos y metodologías que se explicarán en un apartado especial a continuación.

Evaluación y acreditación

La aprobación del curso quedará determinada por la aprobación de un examen en alguna de las siguientes modalidades:

- Evaluación libre (previa al curso): habrá una instancia elegir entre las fechas de diciembre o enero.

- Evaluación final (finalizado el curso): Se podrá rendir en la semana siguiente a la finalización del curso (principios de marzo). Dicha evaluación contará con una fecha de recuperación con una separación de una semana entre fechas.

En cualquiera de los casos será necesario obtener como mínimo un **60%** del puntaje para la aprobación de la evaluación.

Cabe destacar que en todas estas evaluaciones **no podrá utilizarse tabla periódica**.

Los alumnos que no aprueben en alguna de estas instancias no podrán cursar la materia Química General e Inorgánica (de 1er cuatrimestre) y deberán inscribirse en una 2da edición del curso de nivelación, con asistencia obligatoria que se llevará a cabo durante el primer cuatrimestre (abril-mayo).

Aula virtual: Por medio del aula virtual se propondrán, a lo largo del curso, tareas de realización grupal. Estas tareas permitirán ir sumando puntos hasta un total de 100. A los integrantes de aquellos grupos que obtengan un mínimo de 80 puntos sobre los 100 totales correspondientes a las tareas, se le acreditarán 5 puntos en la primera oportunidad en que se presenten a rendir el examen. Asimismo se propondrán cuestionarios de opción múltiple, de resolución individual que aportarán al puntaje de las tareas mencionadas anteriormente. También se propondrá la construcción de un glosario, para cada una de las unidades temáticas de forma que los estudiantes dispongan de dicha información fácilmente en el aula virtual.

Temario

UNIDAD 1: SISTEMAS MATERIALES - Estados físicos de la materia. Cambios de estado. Presión de vapor. Clasificación de los sistemas materiales. Sustancias puras simples y compuestas. Atomicidad. Formas alotrópicas. Mezclas. Propiedades intensivas y extensivas de la materia. Sistemas homogéneos y heterogéneos. Propiedades físicas y químicas de los sistemas materiales.

Objetivos: Que los estudiantes logren: Adquirir concepto de sistema material y comprender e identificar las distintas formas de clasificación de los sistemas materiales. Introducir al alumno en el uso del aula virtual. Incentivar a la lectura de textos científicos y al trabajo en grupo. Familiarizarse con las habilidades cognitivo-lingüísticas.

Introducción al tema, conceptos teóricos y ejercicios: ver página 9.

UNIDAD 2: ESTRUCTURA DE LA MATERIA - CANTIDADES QUÍMICAS - Teoría atómica-molecular. Átomos y moléculas. Unidad de masa atómica. Peso atómico relativo y absoluto. Peso molecular relativo y absoluto. Número de Avogadro. Mol. Fórmulas de los compuestos. COMPOSICIÓN Y FÓRMULA QUÍMICA. Composición centesimal.

Objetivos: Que los estudiantes logren: adquirir los conceptos relacionados con las cantidades químicas, desarrollen la capacidad de trabajo individual y en grupo.

Introducción al tema, conceptos teóricos y ejercicios: ver página 14.

UNIDAD 3: ESTRUCTURA ATÓMICA - Constitución del átomo. Masa y carga de las partículas subatómicas. Número atómico y número másico. Símbolo nuclear. Isótopos. Ionización de los átomos. Modelos atómicos. Configuración electrónica de los elementos. Configuración electrónica y carga eléctrica de los iones. Regla del octeto.

Objetivos: Que los estudiantes logren: reconocer la estructura del átomo para comprender su relación con la ubicación de los elementos en la tabla periódica, la variación periódica de ciertas propiedades de los elementos y le permita interpretar adecuadamente los conceptos de enlaces químicos y nomenclatura.

Introducción al tema, conceptos teóricos y ejercicios: ver página 21.

UNIDAD 4: TABLA PERIÓDICA - La ley periódica. Grupos y períodos. Clasificación de los elementos (metales y no metales). Metales. No metales. Propiedades periódicas. Radio atómico. Radio iónico. Energía de ionización. Electronegatividad. Carácter metálico.

Objetivos:

Que los estudiantes logren: comprender la estructura de la tabla periódica, conocer las distintas propiedades periódicas de los elementos y su tendencia dentro de la tabla periódica y poder aplicar dichas tendencias a situaciones prácticas.

Introducción al tema, conceptos teóricos y ejercicios: ver página 28.

UNIDAD 5: UNIONES QUÍMICAS - Símbolos de Lewis. Tipos de enlaces. Enlace iónico o electrovalente. Enlace covalente. Enlace metálico. Estructuras de Lewis. Híbridos de resonancia. Transición entre enlace covalente e iónico. Polaridad de enlace. Tipos de enlaces y propiedades de las sustancias. Cristales iónicos. Cristales metálicos. Cristales macromoleculares. Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TREPEV). Polaridad de moléculas.

Objetivos:

Que los estudiantes logren: conocer los distintos tipos de enlaces químicos, poder predecir qué tipo de enlaces presentará una sustancia en función de su constitución y sus propiedades químicas y físicas.

Introducción al tema, conceptos teóricos y ejercicios: ver página 38.

UNIDAD 6: COMPUESTOS QUÍMICOS - Estado o número de oxidación. Reglas de asignación de estados de oxidación. CLASIFICACION DE COMPUESTOS INORGÁNICOS. Óxidos. Peróxidos. Compuestos binarios con hidrógeno. Hidruros metálicos. Hidruros covalentes. Hidróxidos. Ácidos ternarios. Sales. NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS. Nomenclatura Sistemática de Stock o de Numeración Romana. Sistema de Prefijos Griegos. Sistema funcional antiguo. DISOCIACIÓN.

Objetivos:

Que los estudiantes logren: nombrar y formular compuestos químicos inorgánicos y plantear correctamente la disociación química de los compuestos iónicos.

Introducción al tema y Resolución de ejercicios: ver página 41.

Bibliografía sugerida para el estudio de estos temas

1. Principios Básicos de Química. JM Martínez, ER Donati, Ed. de los autores. (*)
Nociones Elementales de Química Universitaria. Martinez J.M., Igea A.E. y Scian A.N. Edición de los autores. (*)
2. Pedro tiene Química en/con Agronomía. ¿Tenemos que estudiar Química en Agronomía? Puppo, María Cecilia; Donati, Edgardo. Editorial UNLP.
Descarga: <http://sedici.unlp.edu.ar/handle/10915/27874>
3. Química general para agronomía. María Cecilia Puppo; Claudio Fernando Cerruti, Alejandra Viviana Quiroga. Editorial UNLP
Descarga: <http://sedici.unlp.edu.ar/handle/10915/66975>
4. "Química La Ciencia Central" Brown; Lemay y Bursten . Edición Pearson. (*)
5. Principios de química: los caminos del descubrimiento. Jones, Atkins; Jones, Loretta, Editorial Médica Panamericana, S.A. (*)
6. Cualquier otro libro de Química con nivel de educación secundaria.
(*) Disponible en la biblioteca de la facultad

EJERCICIOS PARA TRABAJAR PROCESOS DE PENSAMIENTO

A lo largo de la carrera, en numerosas ocasiones durante las clases y los exámenes, se les se pedirá **definir, explicar, justificar, desarrollar, etc.**, un determinado concepto. En esta actividad vamos a intentar ponernos de acuerdo acerca de lo que se pretende en cada uno de esos casos

- 1) a) Busque en Internet tres definiciones diferentes de presión de vapor.
b) Citar en cada caso el responsable de la información (institución, sitio web, universidad, particular, etc.)
c) Elija la definición que considere más adecuada.
- 2) a) Discuta las siguientes definiciones: sistema homogéneo, sistema heterogéneo, sustancia pura, mezcla, propiedad intensiva, propiedad extensiva, fase.
- 3) a) Encuentre, dentro de la lista de palabras que se encuentran en el dorso de esta hoja, los términos que están relacionados entre sí.
b) Redacte un texto en el cual se ponga en evidencia dicha relación, para cada grupo de términos relacionados.
- 4) **Enumere** los cambios de fases que puede presentar un sistema.
- 5) **Defina** sustancia pura
- 6) **Clasifique** las siguientes sustancias como sust. pura simple, sust. pura compuesta o mezcla: agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2), oxígeno (O_2), salmuera, cobre, cloruro de sodio ($NaCl$), aire, sulfato de aluminio ($Al_2(SO_4)_3$), fosforita (mineral que contiene cierta cantidad de $Ca_3(PO_4)_2$), hierro, ozono (O_3), agua corriente, acero.
- 7) **Explique** la definición de presión de vapor de una sustancia.
- 8) **Justifique** si la fotosíntesis se trata de un proceso físico o químico.

- ❖ **Enumerar:** Enunciar o nombrar sucesiva y ordenadamente las partes de un todo o los elementos de un conjunto.
- ❖ **Definir:** Fijar con claridad y exactitud la significación de una palabra, enunciando las propiedades que designan unívocamente un objeto, individuo, grupo o idea.
- ❖ **Clasificar:** Ordenar o disponer por clases.
- ❖ **Explicar:** Exponer cualquier materia o doctrina con palabras que la hagan más comprensible.
- ❖ **Justificar:** Probar una cosa con razones convincentes.
- ❖ **Desarrollar:** Explicar con detalle y amplitud un tema.
- ❖ **Discutir:** Examinar y tratar entre [varias personas] un asunto o un tema proponiendo argumentos o razonamientos para explicarlo, solucionarlo o llegar a un acuerdo acerca de él.

SISTEMA HOMOGÉNEO	FÓRMULA QUÍMICA	PROCESO QUÍMICO
SUST. PURA	SISTEMA	COMPONENTE
PROP. INTENSIVA	SOLUCIÓN	SUST. PURA COMPUESTA
COMP. QUÍMICA DEFINIDA	ELEMENTO	PROP. EXTENSIVA
FASE	COMPUESTO	PROCESO FÍSICO
SUST. PURA SIMPLE	MEZCLA	SISTEMA HETEROGÉNEO

SISTEMAS MATERIALES

La química es una ciencia que estudia las propiedades de la materia, su estructura y composición y las transformaciones de las sustancias que la forman.

Si vamos a estudiar un fenómeno físico o químico, por ejemplo, en un vegetal, lo primero que tenemos que definir es nuestro objeto de estudio. O sea que parte de la materia nos interesa estudiar. Es decir, si vamos a estudiar lo que ocurre dentro del cloroplasto, o vamos a estudiar la célula, un tejido vegetal, toda la planta o el árbol o si también debemos incluir los alrededores, por ejemplo, en caso de que nos interese estudiar el intercambio de dióxido de carbono y oxígeno de dicho vegetal con el exterior. **La porción de materia que nos interesa estudiar la llamaremos sistema material.** Además debemos poder caracterizar un sistema material, es decir poder definir en forma unívoca algunos parámetros del mismo. Por ejemplo si fuéramos a estudiar un sistema sencillo como el agua pura, una pregunta básica sería ¿qué recipiente considerarías para contenerla? Aunque la respuesta parezca fácil, no se puede responder adecuadamente si no definimos, por ejemplo si se trata de agua líquida, sólida o gaseosa. En el primer caso bastará un recipiente como un vaso; en el segundo caso, si vamos a trabajar a temperatura ambiente, implicaría un recipiente que no permita que se nos derrita; y en el último caso necesitaríamos un recipiente hermético para evitar que el vapor se escape del mismo.

Éstas son algunas cosas que estudiaremos en esta unidad. Distintas clasificaciones de los sistemas materiales, los estados de agregación de la materia y sus transformaciones, etc.

Para estudiar los sistemas materiales y sus características y poder abordar las preguntas que presentamos a continuación, en esta guía de estudios, sugerimos la lectura del libro “Principios básicos de química”.

TEMARIO: Estados físicos de la materia. Cambios de estado. Presión de vapor. Clasificación de los sistemas materiales. Propiedades físicas y químicas de los sistemas materiales. Sustancias puras. Mezclas. Separación de mezclas. Propiedades de la materia

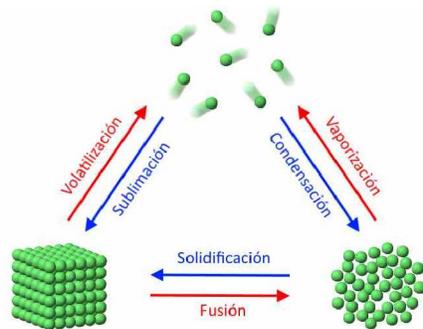
INTRODUCCIÓN TEÓRICA

En ciencia, cuando vamos a estudiar algo, lo primero que debemos hacer es, determinar qué es lo que vamos a estudiar. Para esto antes debemos conocer el significado de dos conceptos, el primero de ellos es la **materia**, que podemos definirla cómo todo lo que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio y el segundo es un **cuerpo** que se trata de una porción limitada de materia. Ahora sí, podemos definir como **sistema material** a un cuerpo o conjunto de cuerpos aislados con fines de estudio. Este aislamiento puede ser real o virtual, por ejemplo si vamos a estudiar una especie particular de árboles en un bosque no los estaremos aislando realmente.

Volviendo al concepto de materia, ésta puede adoptar distintas formas, de llamadas **estados de agregación**, dentro de los cuales los más comunes son el sólido, líquido y gaseoso.

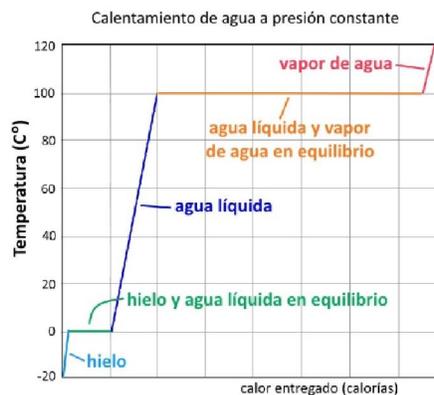
El estado de agregación **sólido** se caracteriza porque tiene forma y volumen propio. El estado de agregación **líquido** está caracterizado por no tener forma propia, adopta la forma del recipiente en el cual está contenido y pero, al igual que el estado sólido, tiene volumen propio. En el estado **gaseoso** la materia no tiene ni forma ni volumen propio, toma la forma y volumen del recipiente en el cual está contenido, dado que su volumen está definido por el recipiente, los gases son compresibles a diferencia de los otros dos estados de agregación.

La materia puede sufrir cambios en sus estados de agregación dependiendo de las condiciones de temperatura y presión, cada uno de estos procesos tiene un nombre definido:



Se llama **fusión** al pasaje de sólido a líquido y **solidificación** al proceso inverso. El cambio de estado líquido a gaseoso se llama **vaporización** y el proceso contrario **condensación**. El cambio de estado sólido a gaseoso es llamado **volatilización** y su proceso contrario **sublimación**.

En el gráfico siguiente se puede ver cómo varía la temperatura al entregarle calor a un trozo de hielo a $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$.



Se puede observar que lo primero que sucede es que el hielo se calienta, es decir el calor que se absorbe es utilizado para aumentar su temperatura, sin cambiar de estado de agregación. Recién cuando llega a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ (punto de fusión del agua), se produce la fusión y mientras dura ese proceso la temperatura no cambia. Una vez que todo el sólido se transforma en líquido la temperatura comienza a subir nuevamente hasta alcanzar los $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ que es la temperatura de ebullición del agua. Nuevamente durante el proceso de cambio de estado, la temperatura se mantiene constante, todo el calor que se entrega es utilizado en el proceso de cambio de estado, es decir en la vaporización. Finalmente, cuando todo el líquido se ha transformado en gas, la temperatura de este comienza a aumentar nuevamente. Es importante remarcar que, **durante los cambios de estado, la temperatura se mantiene constante.**

Clasificación de sistemas materiales

Existen por lo menos dos formas de clasificar a los sistemas materiales, una de ellas es a partir de su homogeneidad o heterogeneidad y otra es a partir de su composición.

Clasificación según su homogeneidad

Para hacer esta clasificación, primero tenemos que definir dos conceptos:

propiedades intensivas de la materia: son aquellas propiedades que no dependen de la cantidad de materia. Por ejemplo: la densidad, el punto de fusión o ebullición, la conductividad térmica o eléctrica, la viscosidad, dureza entre otras.

propiedades extensivas de la materia: son aquellas propiedades que dependen de la cantidad de materia. Por ejemplo: la masa, peso, volumen, capacidad calorífica.

En función de esto, podremos definir un **sistema homogéneo** como aquel que tiene iguales propiedades intensivas en todos sus puntos. Por ejemplo, en una mezcla de agua y alcohol no podremos encontrar zonas del sistema con diferentes propiedades.

Contrariamente un **sistema heterogéneo** será aquel en el que podamos encontrar zonas con diferentes propiedades iguales intensivas y superficies de discontinuidad que las separan. Por ejemplo, en una mezcla de agua y aceite, claramente tendremos una zona donde estará el agua con su densidad, punto de ebullición, incluso color y la podremos distinguir de otra en la cual estará el aceite con sus propiedades intensivas características.



A cada una de las zonas con las mismas propiedades intensivas se la denomina **fase**. En un sistema homogéneo siempre encontraremos una sola fase, mientras que en un sistema heterogéneo encontraremos dos o más fases.

Otro ejemplo de esto podría ser un sistema constituido por una mezcla de tornillos de acero y de cobre, claramente tendríamos una parte del sistema donde tendremos las propiedades del acero y otra en donde encontraremos las propiedades del cobre. Todos los tornillos de acero constituirán una fase y los de cobre otra fase, por lo que el sistema será heterogéneo y tendrá dos fases.



Si en cambio tuviéramos un sistema formado por una mezcla de tuercas y tornillos de acero, este sistema será homogéneo porque en todos sus puntos encontraremos solamente las propiedades intensivas del acero y estará constituido por una sola fase.

Un ejemplo interesante de estudiar sería la leche, en este podríamos pensar que está constituido por una sola fase, pero en realidad si la miramos con más detalle encontraríamos pequeñas gotitas de grasa que tienen propiedades intensivas diferentes al resto del sistema, por lo que constituye un sistema heterogéneo.



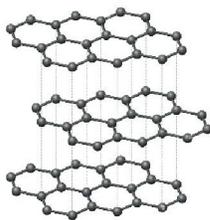
La pregunta entonces, sería con qué detalle hay que mirar un sistema para poder clasificarlo de esta forma? Estrictamente para realizar esta clasificación se suele utilizar un microscopio especial, denominado ultramicroscopio que permite ver partículas mayores a 0,001 mm y por lo tanto ese sería el límite de partículas que diferenciaría los dos tipos de sistemas, pero a los efectos de este curso, solamente consideraremos ejemplos que podamos distinguirlos a simple vista.

Clasificación según su composición

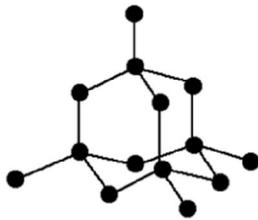
Desde el punto de vista de su composición los sistemas los clasificaremos en sustancias puras y mezclas:

Llamaremos **sustancia pura** a aquella que tiene composición química definida y constante en el tiempo. Veremos más adelante que lo que define la composición química de una sustancia es su fórmula molecular, por lo tanto asociaremos a las sustancias puras, con aquellas que tengan fórmula química. Algunos ejemplos de sustancias puras serán agua (H_2O), dióxido de carbono (CO_2), sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$), oxígeno (O_2).

Dentro de las sustancias puras podremos diferenciar las **sustancias puras simples (elementos)** que están formadas por un solo tipo de átomos, como por ejemplo el cloro (Cl_2), oxígeno (O_2), ozono (O_3), hierro (Fe) y las sustancias **puras compuestas (compuestos)**, que están formadas por más de un tipo de átomos, por ejemplo: monóxido de carbono (CO), urea (CON_2H_4), ácido sulfúrico (H_2SO_4). En este punto es importante definir lo que son las **variedades alotrópicas** de una sustancia, se trata de distintas sustancias puras formadas por el mismo tipo de átomos. Por ejemplo, el oxígeno que respiramos (O_2) y el ozono (O_3) son dos sustancias formadas por átomos de un mismo elemento. En el caso del elemento carbono, se lo puede encontrar en varias variedades alotrópicas como el grafito, diamante, fullerenos, nanotúbulos.



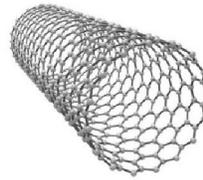
Grafito



diamante



fullereno



nanotubulos

Contrariamente las **mezclas**, no tienen composición química definida. Por ejemplo: si consideramos una solución de azúcar en agua, su composición dependerá de quien la haya preparado y de qué proporción de cada una de las dos sustancias haya utilizado. Están formadas por dos o más de una sustancia pura, denominadas **componentes**. Otros ejemplos podrían ser el bronce (aleación de cobre y estaño), aire (formado por nitrógeno, oxígeno, dióxido de carbono, neón, helio), la nafta (constituida por varios hidrocarburos).

Procesos físicos y químicos

Visto esto podremos diferenciar dos grandes tipos de procesos:

Los **procesos físicos**, son aquellos en los cuales no cambian las sustancias puras, es decir antes y después del proceso tenemos las mismas sustancias. Por ejemplo: durante la fusión del hielo tenemos inicialmente agua sólida y luego agua líquida. Lo mismo sucederá durante la molienda de mármol o durante el filtrado de una solución.

En cambio, se llama **procesos químicos** a aquellos en los cuales cambian las sustancias puras, no tendremos las mismas sustancias antes y después del proceso. Por ejemplo: durante la oxidación de un clavo de hierro, tenemos inicialmente hierro (y oxígeno en el aire) y luego del proceso hierro y el oxígeno se han transformado en óxido que es una nueva sustancia pura.

GUÍA DE ESTUDIO:

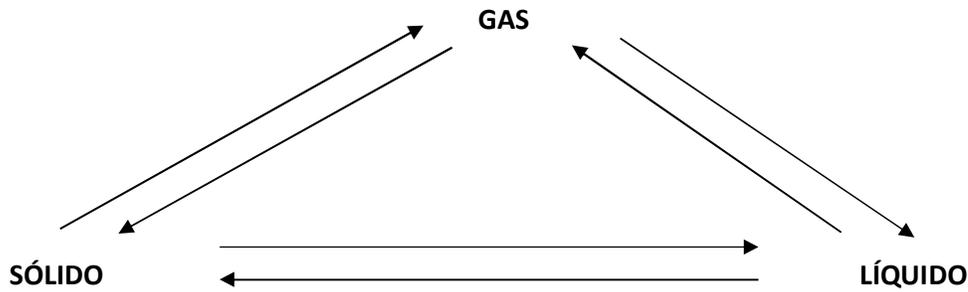
1. ¿Cómo se podría definir un sistema material?
2. ¿Cuáles son los estados de agregación de la materia? ¿Qué características definen a cada uno de ellos?
3. Defina cada uno de los cambios de estado que puede sufrir un sistema. Cite ejemplos en cada caso.
4. ¿Qué es el punto de ebullición de una sustancia?
5. Defina sustancia pura. ¿Qué entiende por composición química definida? Mencione ejemplos de Sustancias puras compuestas y de elementos.
6. Defina mezcla. Mencione ejemplos. ¿A qué se llama componente?
7. Defina propiedad intensiva y extensiva. Menciones ejemplos de cada una de ellas.
8. Defina fase, sistema homogéneo y heterogéneo.
9. Diferencie un fenómeno físico de uno químico. Mencione ejemplos de cada uno de ellos.

EJERCICIOS DE APLICACIÓN:

1) Indicar si los siguientes sistemas son homogéneos o heterogéneos. Indique y describa el número de fases y componentes en cada caso:

- | | |
|--|---------------------------|
| a) sal disuelta en agua | b) aire |
| c) un recipiente con agua líquida y 2 cubitos | d) acero |
| e) un recipiente cerrado con agua líquida y vapor de agua | f) leche |
| g) un recipiente cerrado con agua líquida y aire | h) aceite |
| i) un recipiente conteniendo agua líquida y aceite | j) nafta |
| k) un recipiente con agua líquida, tuercas y tornillos de hierro | l) agua líquida y alcohol |
| l) un recipiente con agua líquida, virutas de hierro y trozos de cobre | |

2) Nombrar todos los cambios de estado e indicar qué propiedad se mantiene constante durante cada uno



3) Indicar si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas. Justificar la respuesta:

- Un sistema con un solo componente debe ser homogéneo.
- Un sistema con dos componentes líquidos debe ser homogéneo.
- Un sistema con dos componentes gaseosos debe ser homogéneo.
- Un sistema con varios componentes distintos debe ser heterogéneo.

4) Indicar la/s opción/es correcta/s:

Una solución necesariamente debe poseer:

- 2 fases y 2 componentes.
- 2 fases y 1 componente.
- 1 fase y más de 1 componente.
- 1 fase y 1 componente.
- más de 1 fase y más de 1 componente.
- propiedades físicas y químicas distintas en distintas porciones de su masa.
- las mismas propiedades intensivas en toda su masa.

5) Indicar en cada caso si se trata de un fenómeno físico o químico:

- | | |
|------------------------------|-------------------------------------|
| a) fermentación del vino | b) cocción de un huevo |
| c) pulverización de una roca | d) calentamiento de Fe hasta 150 °C |
| e) quemar carbón | f) obtener cubitos de hielo |
| g) preparar una torta | h) preparar salmuera |

6) a) Definir: Sustancia pura y mezcla

b) ¿Qué propiedades caracterizan a una sustancia pura?

c) Explicar qué significa que una sustancia pura presenta "composición química definida".

d) Mencionar tres ejemplos de sustancias puras simples y tres de sustancias puras compuestas y 5 ejemplos de mezclas de dos o tres componentes.

7) Buscar la correspondencia y unir mediante flechas:

- | | |
|---------------------|------------------------|
| - agua-arena | sistema homogéneo |
| - agua-alcohol | sistema heterogéneo |
| - oxígeno-nitrógeno | un solo componente |
| - oxígeno-ozono | mezcla |
| - grafito-diamante | variedades alotrópicas |
| - hielo-agua | sustancia pura |

CANTIDADES QUÍMICAS

Ya hemos visto de qué se tratan los sistemas materiales, cómo podemos clasificarlos y caracterizarlos, pero ¿cómo está constituida la materia que los forma? Alguna vez seguramente has leído que la materia está formada por átomos, pero: ¿qué son los átomos?; ¿y las moléculas?; ¿qué tamaño tiene un átomo?; ¿se puede conocer la masa de un átomo o de una molécula? ¿Qué indican las fórmulas químicas de los compuestos químicos? En esta unidad vamos a tratar de contestar esas preguntas.

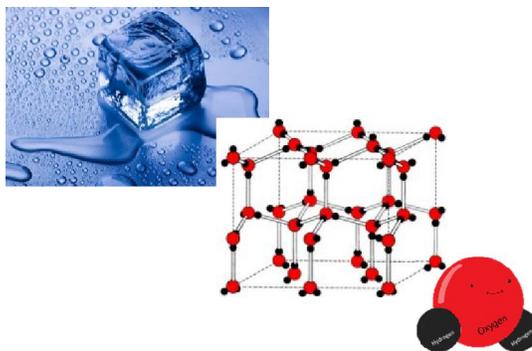
Podrán leer más sobre este tema en el libro “Principios básicos de química”.

TEMARIO: Teoría atómica-molecular. Fórmulas de los compuestos. Sustancias puras simples. Atomicidad. Formas alotrópicas. Átomos y moléculas. Peso atómico relativo. Unidad de masa atómica. Peso molecular relativo. Número de Avogadro. Mol. Peso atómico absoluto. Peso molecular absoluto. Composición centesimal o porcentual. Fórmula mínima. Fórmula molecular.

INTRODUCCIÓN TEÓRICA

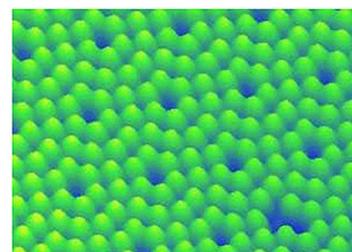
En esta sección nos vamos a referir al tamaño y principalmente a la masa de los átomos y de las moléculas.

Pero primero tenemos que saber, ¿qué es una molécula? Para contestar esta pregunta, imaginemos que tomamos una porción de una sustancia pura, por ejemplo, un cubito de agua, y lo partimos en porciones cada vez más pequeñas. La menor porción que podríamos obtener, de forma que siga siendo agua, es la molécula. La **molécula** es la menor porción de una sustancia pura que puede existir como tal.



Ahora bien, ¿se podría dividir la molécula de agua en porciones más chicas? Si, pero ya dejaría de ser agua, y lo que tendríamos son los átomos de los elementos que la forman, en este caso hidrogeno y oxígeno. Podemos definir al **átomo** como la menor porción de un elemento que puede entrar en combinación química.

Es importante es tomar conciencia del tamaño aproximado de los átomos. Sabemos que todos los objetos que nos rodean incluso nosotros mismos, estamos formados por átomos, pero ¿qué tamaño tienen los átomos? Los átomos son extremadamente pequeños, aun con un microscopio electrónico estaríamos muy lejos de poder ver un átomo. Solamente con los microscopios de efecto túnel o de fuerza atómica se pueden obtener en una pantalla representaciones, de las superficies de algunas sustancias, a nivel atómico.



Micrografía de la superficie de un cristal en el cual se aprecian los átomos de silicio, mediante la técnica de microscopio de efecto túnel

Por lo tanto, si el tamaño es tan diminuto es esperable que su masa también lo sea, de hecho la masa de un átomo de hierro es aproximadamente 0,00000000000000000001 gramos o dicho de otra forma, en la cabeza de un alfiler habría contenidos aproximadamente 350.000.000.000.000.000 átomos (350 trillones de átomos).

Teniendo en cuenta que la masa de los átomos es tan pequeña, probablemente no sea lo más práctico utilizar los gramos para referirnos a su masa, por este motivo se definió una unidad de masa especial para referirnos a la masa de los átomos, a esa unidad se la denomina **unidad de masa atómica** (u.m.a.).

Masa de los elementos

La uma se define como la doceava parte de la masa de un átomo de carbono (en particular del isótopo 12 de ese elemento). Por lo tanto, si la uma es 1/12 de la masa de un átomo de carbono,

podremos decir que la masa de un átomo de carbono será 12 umas. En base a la uma se calcularon las masas de todos los elementos.

Habitualmente la masa de los átomos de los elementos se suele expresar en forma relativa a la uma, es decir cuántas veces mayor que la uma es la masa de un átomo del elemento, a ese valor se lo llama **peso atómico relativo** (PAR). El PAR es adimensional, por lo tanto, podremos decir que el PAR del carbono es 12, porque como dijimos su masa 12 veces mayor que la uma.

Los PAR de los elementos los podemos encontrar en la tabla periódica de los elementos. Si bien el PAR no tiene unidad, según qué unidad le pongamos nos vamos a referir a cosas diferentes:

El **PAR expresado en uma**, nos indica la **masa de un átomo** del elemento.

El **PAR expresado en gramos**, nos indica la **masa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos** del elemento.

Por ejemplo: para el elemento silicio, su PAR= 28, por lo tanto podremos decir que:

La masa de un átomo de silicio es 28 umas

O podremos decir que:

La masa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos de silicio es 28 gramos

Cómo mencionamos al principio, considerando que los átomos tienen una masa tan pequeña, es esperable que en 28 gramos de silicio haya contenidos una cantidad tremenda de átomos ($602.000.000.000.000.000.000$ átomos).

El número $6,02 \times 10^{23}$ se conoce como **número de Avogadro** y esa cantidad de partículas se la conoce como **mol**.

En el ejemplo, podríamos decir que en 28 gramos de silicio hay un mol de átomos de silicio o directamente un mol de silicio.

Es importante destacar que la visión del PAR en umas, es una visión “microscópica” o a nivel atómico, en cambio la visión en gramos es una visión macroscópica.

Masa de los compuestos

De forma análoga a lo que vimos para los elementos, podemos definir el **peso molecular relativo (PMR)**. Nos indica cuántas veces mayor que la uma, es la masa de una molécula de compuesto y por lo tanto al igual que el PAR es adimensional.

Los PMR de los compuestos se obtienen sumando los PAR de los átomos que forman la molécula.

Por ejemplo para el CO_2 :

$PAR_C: 12, PAR_O: 16 \quad PMR = PAR_C + 2 \times PAR_O = 12 + 2 \times 16 = 44$

Si bien el PMR no tiene unidad, según qué unidad le pongamos nos vamos a referir a cosas diferentes:

El **PMR expresado en uma**, nos indica la **masa de una molécula** del compuesto.

El **PMR expresado en gramos**, nos indica la **masa de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas** del compuesto.

Por ejemplo: para el CO_2 , su PMR= 44, por lo tanto podremos decir que:

La masa de una molécula de CO_2 es 44 umas

o podremos decir que:

La masa de $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2 es 44 gramos

o, lo que es lo mismo: la masa de un mol de moléculas de CO_2 es 44 gramos

Es importante saber que un mol de cualquier compuesto gaseoso, en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT) ocupa un volumen de 22,4 litros. Se consideran como condiciones normales de presión y temperatura a 1 atmósfera y 0 °C.

Siguiendo con el ejemplo anterior, podemos decir que:

$6,02 \times 10^{23}$ moléculas de CO_2 es 1 mol de CO_2 , tienen una masa de 44 gramos y ocupan en CNPT un volumen de 22,4 litros.

Fórmula molecular

¿Qué nos indica la fórmula molecular de un compuesto? Al igual que el PAR y el PMR, tendremos dos visiones. Podemos considerar que los subíndices de la fórmula nos indican:

La cantidad de **átomos de cada elemento** contenidos **en una molécula** del compuesto

O

La cantidad de **moles de cada elemento** contenidos **en un mol** de compuesto

Por ejemplo en el CO_2 , podremos decir que:

1 molécula de CO_2 contiene 1 átomo de carbono y 2 átomos de oxígeno

ó

1 mol de CO_2 contiene 1 mol de carbono y 2 moles de oxígeno

Composición centesimal

La composición centesimal de una sustancia nos indica la masa de cada elemento contenida en 100 gramos del compuesto. Podremos calcularla considerando la fórmula molecular de la sustancia.

Por ejemplo para el CO_2 , sabemos que en 44 gramos de CO_2 están contenidos 12 gramos de carbono y 2×16 gramos de oxígeno, por lo tanto para saber la composición centesimal, bastará con hacer una regla de tres para calcular cuantos gramos de cada elemento están contenidos en 100 del compuesto.

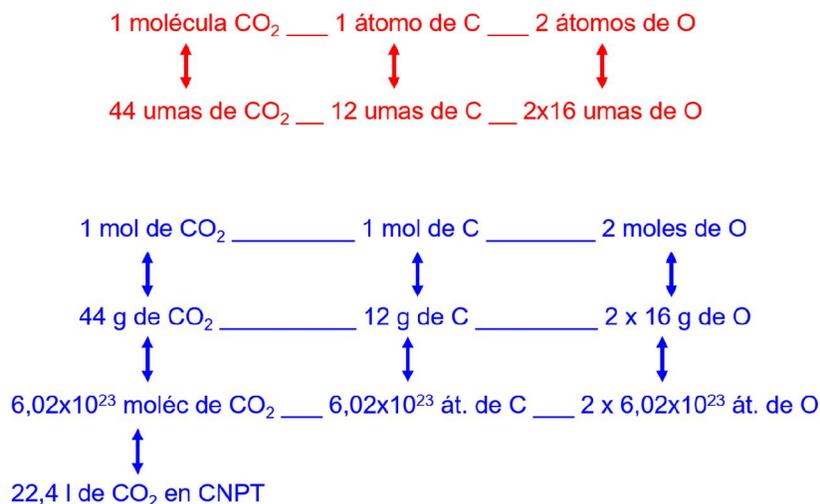
44 g de CO_2 _____ 12 gramos de C _____ 2×16 gramos de O

100 g de CO_2 _____ 27,3 gramos de C _____ 72,7 gramos de O

Por lo tanto la composición centesimal del CO_2 será: 27,3 % de carbono y 72,7 % de oxígeno.

Vimos anteriormente, que el oxígeno se podía presentar en dos variedades alotrópicas, O_2 y O_3 , la diferencia entre ambas es la cantidad de átomos de oxígeno contenidos en la molécula, a ese número se lo llama atomicidad. En el caso del oxígeno la atomicidad es dos, mientras que para el ozono es tres.

En base a lo visto anteriormente podremos plantear para una sustancia, por ejemplo el CO_2 cualquiera de las siguientes relaciones:



EJERCICIOS DE APLICACIÓN

- 1) a) El PAR del Cr es 52. Calcule la masa de un átomo y de un mol de átomos en umas y gramos.
- 2) Calcule:
 - a) los átomos presentes 100 g de clavos de hierro
 - b) la masa de 3500 átomos de V en umas.
 - c) los gramos presentes en 0,2 mg de cobre
 - d) los gramos y umas contenidos en 0,6 moles de Mg.
 - e) Los átomos contenidos en 1080 umas de Al
 - f) Los gramos y umas contenidos en 1,2 moles de Ca.
- 3) Discuta e indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, **justifique**:
 - a) En un átomo de C hay $6,02 \times 10^{23}$ umas
 - b) Un mol de átomos de U contiene 235 átomos
 - c) 23 umas de sodio es la masa de un átomo
 - d) $6,02 \times 10^{23}$ átomos de K están contenidos en 39 gramos
 - e) 108 gramos de Ag contienen un átomo del metal
- 4) Calcular el número de moléculas presentes en:
 - a) un sobrecito de azúcar (sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$) de 6,25 g
 - b) un paquete de 1 kg de sal de mesa. ¿Cuántos moles de la sal contendrá?
 - c) una bolsa de 20 kg de urea $CO(NH_2)_2$
 - d) una garrafa con 10 kg de butano (C_4H_{10}). ¿Qué volumen ocuparía en CNPT?
 - e) 0,8 moles de moléculas de NH_4NO_3
 - f) 60 litros de NO_2 en CNPT
 - g) 0,5 moles de N_2O_5
- 5) Calcular el número de átomos y moles de átomos de cada elemento presentes en:

a) 26 g de níquel	b) 0,6 moles de cobre
c) 13 g de O_3	d) 8 litros de Cl_2 en CNPT
e) 4×10^{24} moléculas de H_2SO_3	f) 0,3 moles N_2O_3
- 6) La fórmula del compuesto sulfato de amonio es $(NH_4)_2SO_4$, decir cuál/es de las siguientes afirmaciones son correctas:
 - a) un mol de moléculas del compuesto pesa 132 g.
 - b) En un mol del compuesto hay 4 átomos de oxígeno.
 - c) En un mol del compuesto hay 8 moles de átomos de hidrógeno.
 - d) En 13,2 g del compuesto hay $2,408 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno.
 - e) Una molécula del compuesto pesa 132 g.
 - f) Una molécula del compuesto pesa $2,1912 \times 10^{-22}$ g.
- 7) Calcular el número de átomos de oxígeno presentes en cada uno de los incisos del ejercicio 4.
- 8) Sabiendo que los pesos atómicos del azufre y del oxígeno son 32 y 16 respectivamente, y que la fórmula del gas trióxido de azufre es SO_3 , decir cuál/es de las siguientes opciones son correctas:
 - a) 10 moléculas de SO_3 pesan 800 g.
 - b) 0,15 moles de átomos de oxígeno se encuentran contenidos en $3,011 \times 10^{22}$ moléculas de SO_3 .
 - c) 80×10^{20} umas del compuesto contienen 10^{20} átomos de azufre.
 - d) 0,112 litros del compuesto en CNPT contienen $3,011 \times 10^{21}$ átomos de oxígeno.
- 9) Decir qué número de moles de átomos de azufre hay en:

a) 1,00 g de azufre.	b) $5,33 \times 10^{24}$ átomos de azufre
----------------------	---

- c) 32 umas de azufre d) $5,89 \times 10^{22}$ moléculas de SO_2
 e) 1,00 g de SO_3 f) 2 moles de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

10) El peso atómico relativo del aluminio es 27. Indique cuál/es de los siguientes postulados son verdaderos:

- a) El mol de átomos pesa $6,02 \times 10^{23}$ g.
 b) El peso atómico absoluto es 27 umas.
 c) 1 g contiene $6,02 \times 10^{23}$ átomos.
 d) 1 átomo pesa 27 g.
 e) Ninguno de los anteriores.

11) El peso atómico absoluto de un elemento es $5,149 \times 10^{-23}$ g. Calcular el peso molecular relativo, sabiendo que la molécula es tetraatómica.

12) Un sistema químico contiene $9,03 \times 10^{23}$ moléculas de agua. Calcular:

- a) La masa de agua en gramos.
 b) El número de átomos de hidrógeno y oxígeno presentes.

13) ¿Qué cantidad de H_2 , O_2 y N_2 hay en una muestra de 175 g que contiene 12 % de O_2 , 42 % de N_2 y 46 % de H_2 ?

14) Completar los espacios en blanco.

- a) 0,25 moles de átomos de Ca corresponden a g.
 b) 9,54 g de SO_2 corresponden a moles.
 c) 1,23 l de O_2 medidos en CNPT corresponden a g.
 d) 2,4 g de C corresponden a átomos.

15) Decir si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas; en las falsas sustituir lo subrayado con palabras que transformen la afirmación en verdadera:

- a) Una molécula de H_2O representa una masa de 18 g.
 b) $79,64 \times 10^{24}$ g de la sustancia simple ozono (O_3) ocupa un volumen de 22,4 l en CNPT.
 c) Una molécula de la sustancia compuesta H_2SO_3 posee 3 átomos de oxígeno.
 d) Un mol de moléculas del compuesto metano CH_4 ocupa en cualquier condición de presión y temperatura un volumen de 22,4 l.
 e) El peso atómico absoluto del azufre es 32 g.
 f) 80 g de la sustancia SO_3 tienen 3 moles de átomos de oxígeno.
 g) El peso molecular relativo del ozono es 48 g.

16) Calcular la composición centesimal de los siguientes compuestos:

- a) MgO b) Fe_2O_3 c) $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ d) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$

17) Complete los espacios en blanco:

Fórmula	Masa (g)	Nº de átomos de O	moles del compuesto	PM relativo
Na_2SO_4	0,071			142
HNO_3		$8,2 \times 10^{20}$		63
CaCO_3			0,015	100

18) Calcular:

- a) El número de átomos y los moles de átomos de Al, contenidos en 59,4 g del metal.
 b) La masa de 35 átomos de N, expresada en umas y en gramos.

c) El número de átomos de O contenidos en 35 g de KNO_3 .

19) Indicar si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones. En caso de ser falsas, sustituir la/s palabra/s subrayadas de forma de hacer verdadera la frase:

- a) En 46 g de NO_2 hay 2 átomos de nitrógeno.
- b) En 1,5 moles de CaCO_3 hay $9,03 \times 10^{23}$ átomos de Ca y $2,71 \times 10^{24}$ átomos de O.
- c) El peso atómico absoluto del Al es 32 g.
- d) 5 moléculas de CO_2 pesan 220 umas.
- e) Un átomo de Fe pesa 56 g.
- f) 56 g es el peso de un mol de átomos de Fe.

20) Completar la siguiente tabla:

	Peso molecular	Nº de átomos de H	masa del compuesto	moles del compuesto compuesto
H_2SO_4	98	2×10^{23}		
$\text{Fe}_2(\text{HPO}_4)_3$	400 umas		25 g	
HClO_4	$1,66 \times 10^{22}$ g			0,54

21) Calcular la fórmula molecular de un compuesto sabiendo que 1000 moléculas tienen una masa de $3,023 \times 10^{-19}$ g y contienen 2000 átomos de V y 80000 umas de O.

REFERENCIAS PARA ABORDAR LA RESOLUCIÓN DE LOS EJERCICIOS DE CANTIDADES QUIMICAS

Elementos

PAR: indica cuantas veces más pesado que la u.m.a. es el átomo de un elemento
El PAR no tiene unidad. Ej: PAR_{Fe} : 56

Dependiendo de en cual unidad se lo exprese nos referiremos a cantidades diferentes

El PAR:

- expresado en umas nos indica la masa de un átomo del elemento considerado
Ej: 56 umas de Fe ___ 1 átomo de Fe

- expresado en gramos nos indica la masa de un mol de átomos del elemento considerado

↑
↓
 $6,023 \times 10^{23}$ átomos

Ej: 56 gramos de Fe ___ $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Fe ___ 1 mol de átomos de Fe

Compuestos

PMR: indica cuantas veces más pesada que la u.m.a. es la molécula de un compuesto
El PMR no tiene unidad. Ej: PMR_{H_2O} : 18

Dependiendo de en cual unidad se lo exprese nos referiremos a cantidades diferentes

El PMR:

- expresado en umas nos indica la masa de una molécula del compuesto considerado
Ej: 18 umas de H_2O ___ 1 molécula de H_2O

- expresado en gramos nos indica la masa de un mol de moléculas del compuesto considerado

↑
↓
 $6,023 \times 10^{23}$ moléculas

Ej: 18 gramos de H_2O ___ $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O ___ 1 mol de moléculas de H_2O

Fórmula Molecular: indica:

- la **cantidad de átomos** de cada elemento contenidos en **una molécula** de compuesto
- ó
- la cantidad de **moles de átomos** de cada elemento contenidos en **un mol** del compuesto

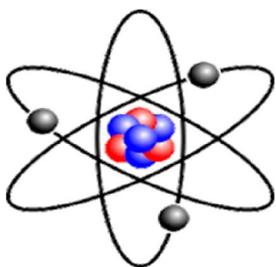
ESTRUCTURA ATÓMICA

Ya hemos hablado de los átomos, pero ¿cómo están formados? ¿Por qué se combinan para formar compuestos?, estas son algunas de las preguntas que vamos a tratar de responder en esta unidad. Para leer más sobre la estructura atómica antes de poder abordar las preguntas que presentamos a continuación, en esta guía de estudios, sugerimos la lectura del libro “Principios básicos de química”.

TEMARIO: Constitución del átomo. Masa y carga de las partículas subatómicas. Número atómico y número másico. Isótopos. Ionización de los átomos. Modelo atómico de Bohr. Configuración electrónica de los elementos. Configuración electrónica y carga eléctrica de los iones. Regla del octeto.

INTRODUCCIÓN TEÓRICA

Hasta ahora nos hemos referido al tamaño de los átomos y a su masa, lo que vamos a ver a continuación es, cómo están constituidos. Para estos iremos viendo distintas aproximaciones, que intentan describir su estructura, lo que en química se llaman modelos atómicos. Algunos de estos modelos han sido descartados y reemplazados por otros que describen mejor o con más realidad al átomo, pero nos referiremos a ellos por su simplicidad y capacidad de explicar algunos conceptos.

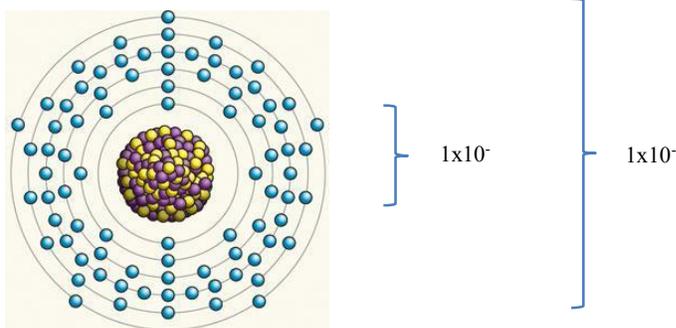


En la primera aproximación a la estructura de los átomos, podemos decir que están constituidos por tres tipos de partículas, llamadas partículas subatómicas, denominadas **protones**, **neutrones** y **electrones**. Los **protones** y **neutrones** se encuentran en el centro del átomo, lo que se denomina núcleo atómico, por eso se los denomina nucleones, y los **electrones** en la denominada zona extra nuclear.

Los protones tienen carga positiva, los electrones tienen carga negativa y los neutrones no tienen carga eléctrica. Por otro lado la masa de los protones y neutrones es de aproximadamente una u.m.a., mientras que la masa de los electrones es alrededor de 2000 veces menor. Por este motivo la masa del átomo está concentrada en su núcleo.

	carga	masa
Protón	+	1 u.m.a.
Neutrón	0	1 u.m.a.
Electrón	-	1/2000 u.m.a.

Es importante aclarar que el núcleo atómico está circunscripto a una zona muy pequeña del átomo. Dependiendo el elemento, diámetro del átomo está en el orden de 1×10^{-10} metros y el tamaño del núcleo está en el orden de 1×10^{-14} m, es decir 10000 veces más chico, por lo que si intentáramos representar a escala estoy dibujáramos un núcleo de 1 cm, el diámetro del átomo tendría que ser de 100 metros.



Símbolo nuclear

Para expresar de forma rápida y resumida la cantidad de partículas subatómicas, se utiliza lo que se llama **símbolo nuclear**.

El **número atómico** está dado por la cantidad de protones del átomo y es único para cada elemento, es decir es lo que identifica a un elemento, se lo simboliza con la letra **Z**.

$$Z = \text{número de protones}$$

El **número másico** está dado por la suma del número de protones y neutrones del átomo, por lo tanto, está relacionado con la masa del átomo y se lo simboliza con la letra **A**.

$$A = \text{número de protones} + \text{número de neutrones}$$

El símbolo nuclear consiste en el símbolo químico del elemento, acompañado del número atómico (abajo a la izquierda) y el número másico (arriba a la izquierda).

Por ejemplo, para el elemento aluminio, que tiene 13 protones y 14 neutrones (esta información la podemos encontrar en la tabla periódica):

$$\begin{array}{l} \text{Al: } p^+ = 13 \\ \quad n = 14 \end{array} \quad \text{por lo tanto: } Z=13 \quad \text{símbolo nuclear: } {}_{13}^{27}\text{Al}$$

$$A = 13 + 14 = 27$$

Mencionamos anteriormente que el número de protones identifica a un elemento, es decir todos los átomos de un determinado elemento tienen el mismo número de protones (y por lo tanto el mismo número atómico). Sin embargo, puede suceder que tengamos átomos del mismo elemento con distinta cantidad de neutrones (y por lo tanto distinto número másico), a esos átomos se los llama **isótopos**.

Por ejemplo: ${}_{6}^{12}\text{C}$ y ${}_{6}^{14}\text{C}$ serían dos isótopos del elemento carbono, que tiene número atómico 6, en el que en el primer caso tendría 6 neutrones y en el segundo ocho.

Otros ejemplos podrían ser los siguientes: ${}_{1}^1\text{H}$, ${}_{1}^2\text{H}$ y ${}_{1}^3\text{H}$, serían los tres isótopos del hidrógeno con cero, uno y dos neutrones respectivamente.

Iones

Habitualmente cuando encontramos un elemento libre (no combinado) en la naturaleza, la cantidad de protones y electrones que posee será la misma, es lo que llamamos un **átomo neutro**. Por ejemplo, en el caso del cobre que se utiliza en el interior de los cables, su número atómico es 29, por lo tanto tendrá 29 protones y en el átomo neutro también tendremos 29 electrones, por lo que no tendrá carga neta ya que tiene la misma cantidad de cargas positivas y negativas.

Esto no siempre es así, hay elementos que, cuando se combinan ganan o pierden electrones y por lo tanto la cantidad de cargas positivas y negativas que le quedan ya no serán iguales entre sí, por lo tanto, el átomo tendrá carga neta y a ese átomo lo llamaremos **ion**, si su carga es positiva será un **catión** y si por el contrario la carga es negativa lo llamaremos **anión**.

Por ejemplo, el átomo de magnesio, tiene número atómico 12, por lo tanto en el átomo neutro tendremos 12 protones y 12 electrones, pero al combinarse suele perder dos electrones, por lo tanto le quedarán 10 electrones. Al tener 12 cargas positivas y 10 cargas negativas, le quedarán dos cargas positivas extra que le otorgarán carga positiva al átomo convirtiéndolo en un catión Mg^{+2} .

Mg: átomo de magnesio neutro (12 protones y 12 electrones)

protones	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
electrones	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-

Mg^{+2} : catión magnesio (12 protones y 10 electrones)

protones	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
electrones	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-

Análogamente el flúor, tiene número atómico 9, por lo tanto en el átomo neutro tendremos 9 protones y 9 electrones, pero al combinarse suele ganar un electrón, por lo tanto le quedarán 10 electrones. Al tener 9 cargas positivas y 10 cargas negativas, le quedará una carga negativa extra que le otorgará carga negativa al átomo convirtiéndolo en un anión F^- .

F: átomo de flúor neutro (9 protones y 9 electrones)

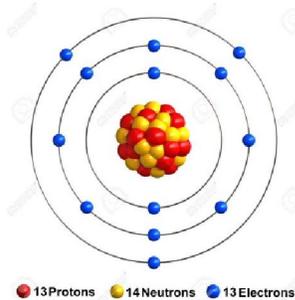
protones	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
electrones	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-

F⁻: anión fluoruro (9 protones y 10 electrones)

protones	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
electrones	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-

Configuración electrónica

Hasta ahora mencionamos que los electrones están en la zona extranuclear pero, cómo están distribuidos en esa región?



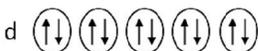
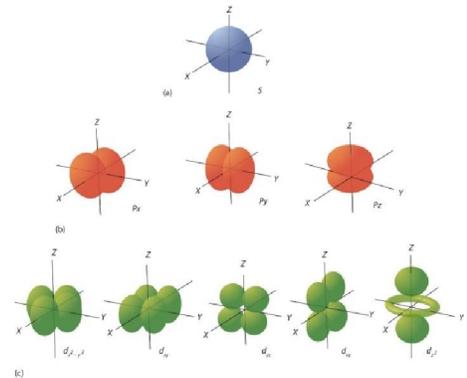
La distribución no ordenados en energía de los medida que nos cantidad de puede haber en la fórmula $2n^2$

nivel	Cant. Máxima de electrones
1	2
2	8
3	18
4	

es aleatoria, están **niveles de energía**, y la mismos aumenta a alejamos del núcleo. La electrones máxima que cada nivel está dada por

A su vez dentro de esos niveles de energía existen **subniveles de energía** creciente, que se denominan con las letras: s, p, d, f, etc.

Para cada subnivel, existe una zona del espacio, donde podremos encontrar los electrones, denominada **orbital atómico**. La forma de los orbitales dependerá del subnivel correspondiente. Por ejemplo para el subnivel s, la forma sería un casquete esférico, para un subnivel p, tendrá la forma de dos globos unidos, etc. En cada orbital podremos encontrar cómo máximo dos electrones.



La cantidad de orbitales para cada subnivel está determinada de la siguiente forma: en un subnivel s hay solamente un orbital s, en un subnivel p habrá tres orbitales p (uno dirigido en cada eje del espacio), en subnivel d, habrá 5 orbitales y en el subnivel f, 7 orbitales.

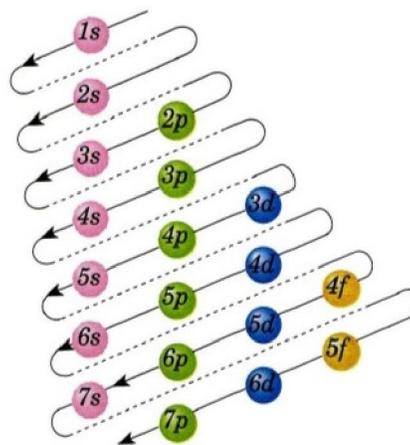
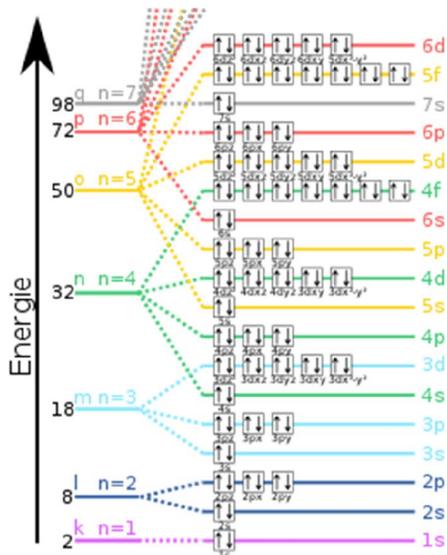
Por lo tanto, como puede observarse en la imagen, la cantidad máxima de electrones para cada tipo de subnivel será: 2, 6, 10 y 14 respectivamente.

nivel	Cant. Máxima de electrones	subniveles
1	2	s
2	8	s, p
3	18	s, p, d
4	32	s, p, d, f

Si consideramos la cantidad podía alojar cada nivel de electrones que puede haber podemos ver que en el nivel 1, electrones como máximo, el nivel 2, donde podían entrar 8 electrones, podrá haber un subnivel s (2 electrones) y un p (6 electrones), en el nivel 3 (18 electrones) un subnivel s (2 electrones), un p (6 electrones) y un d (10 electrones) y así sucesivamente.

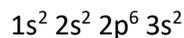
máxima de electrones que energético ($2n^2$) y la cantidad en cada tipo de orbital, donde puede haber 2 podrá haber un subnivel s, en

Los niveles y subniveles de energía se van llenando en orden de energía creciente y este orden es el que se muestra en el gráfico de la izquierda, que está resumido y en forma más amigable en el gráfico de la derecha que es el que vamos a utilizar.



Esquema de llenado de los orbitales atómicos.

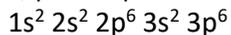
Por ejemplo, para un átomo de ${}_{12}^{24}\text{Mg}$, que tiene 12 protones y por lo tanto 12 electrones, éstos se distribuirán de la siguiente forma:



Donde los supraíndices indican la cantidad de electrones presentes en cada subnivel de cada nivel energético.

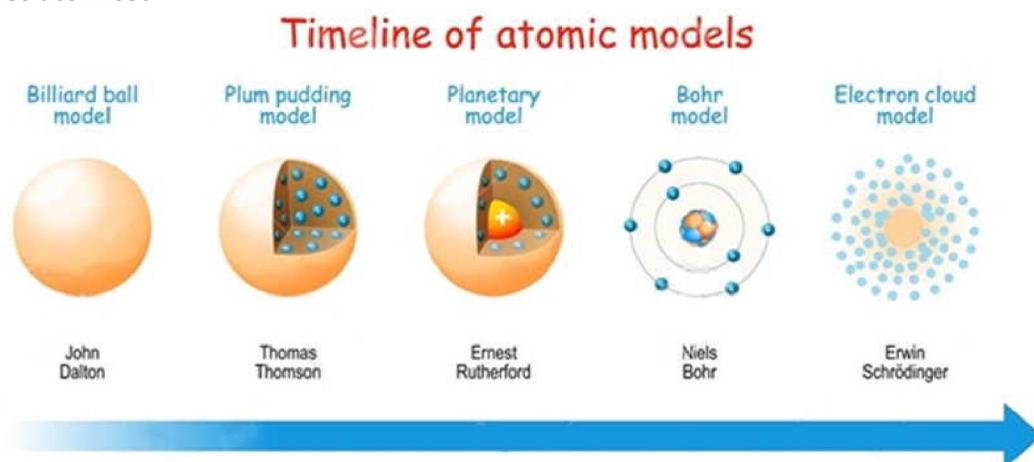
Se cumple que en el nivel 1 están los 2 electrones que puede alojar este nivel, lo mismo ocurre con los ocho electrones que hay en el nivel 2 (2 en el subnivel s y 6 en el p) y los dos electrones restantes para llegar a 12 están en el nivel 3, donde podrían alojarse electrones si se tratara de un átomo con mayor número atómico.

Si consideráramos un ion, como el anión cloruro ${}_{17}^{35}\text{Cl}^-$, cómo tiene un electrón más que el átomo neutro, la cantidad de electrones sería 18, por lo que se ubicarían de la siguiente forma:



A esta forma de representar la distribución de los electrones en los distintos subniveles de energía se la llama **configuración electrónica**.

Modelos atómicos



Cómo ya adelantamos, algunos de los modelos que representamos por medio de imágenes, y utilizamos para explicar este tema, son interesantes desde el punto de vista pedagógico para explicar algunos conceptos, pero han sido reemplazados por otros que representan mejor la realidad en algunos aspectos.

Elemento	Símbolo nuclear	Nº de protones	Nº de neutrones	Config. electrónica
Magnesio			12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
	${}^{31}_{15}P$			
Sodio		11	12	
Neón		10	10	
	${}^{27}_{13}Al^{3+}$			

- 7) Para un elemento cuyo símbolo nuclear es: ${}^{226}_{88}X$ indique cuál/es de las siguientes afirmaciones son correctas:
- Su número másico es 88.
 - Posee 226 protones.
 - Posee 138 electrones.
 - La suma del número de protones y electrones es 226.
 - La suma del número de protones y neutrones es 226.
 - Posee 88 electrones.
 - El número de protones es igual al número de neutrones.
 - El número de electrones es igual al número de neutrones.
 - El número de electrones es igual al número de protones.
 - El número de neutrones es igual a la mitad del número másico.
 - El número atómico se obtiene de restarle al número másico el número de neutrones.
- 8) Dadas las siguientes especies químicas, diga cuales son sus partículas fundamentales:

	protones	neutrones	electrones
${}^{19}_9F^-$			
${}^{27}_{13}Al^{3+}$			
${}^{32}_{16}S^{2-}$			
4_2He			

- 9) completar la siguiente tabla:

	p	n	e
${}^{40}_{20}W: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$			
W^{2+} :			
${}^{27}X: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$			
X^{+3} :			
Y :			
${}^{19}Y^-: 1s^2 2s^2 2p^6$			
${}^{33}Z$:			
$Z^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$			
U :			
${}^{23}U^+: 1s^2 2s^2 2p^6$			

- 10) Lea las siguientes afirmaciones. Si son verdaderas encuadre la letra V, si son falsas encuadre la letra F.

a) Un átomo A posee 40 protones y número másico 80. Un átomo de B posee 40 protones y número másico 82. A y B son isótopos

V – F

- b) Todos los átomos de un mismo elemento contienen siempre el mismo número de neutrones. V – F
- c) Dos átomos de un mismo elemento pueden tener distinto número másico. V – F
- d) Un elemento tiene número atómico 10 y número másico 19, es decir que en su estado fundamental tiene 9 electrones. V – F
- e) En un átomo neutro siempre hay igual número de protones que de electrones. V – F

11) Marque con una (X) la/s opción/es correcta/s. Justifique la respuesta.

Los elementos cuyos símbolos nucleares son: ${}_{29}^{63}\text{X}^{2+}$ ${}_{30}^{65}\text{X}^{2+}$

- a) Son isótopos.
- b) Tienen igual número de protones.
- c) Tienen igual número de nucleones.
- d) Tienen más electrones que sus respectivos átomos neutros

Metales alcalinotérreos: son los elementos del grupo IIa, por lo tanto tienen dos electrones en el último nivel.

Halógenos: son los elementos del grupo VIIa, por lo tanto tienen siete electrones en el último nivel.

Gases nobles: son los elementos del grupo VIIIa (o cero, según la tabla), por lo tanto tienen ocho electrones en el último nivel.

Metales de transición: son los elementos que están en el bloque b, esos elementos se caracterizan porque el último electrón incorporado ha sido alojado en un subnivel d.

Metales de transición interna (Lantánidos y Actínidos): se caracterizan porque el último electrón incorporado ha sido alojado en un subnivel f.

Regla del octeto

La **regla del octeto** establece que **cualquier elemento cuando se combina o forma iones, adopta la configuración electrónica del gas noble más cercano**, o dicho de otra forma, trata de tener ocho electrones en su último nivel. Esto ocurre porque esa configuración electrónica es muy estable desde el punto de vista energético.

Esta es la razón por la cual para ubicar un elemento en la tabla periódica, debemos considerar la configuración electrónica del átomo neutro y no de su ion, porque si usáramos esta última, siempre tendría ocho electrones en el último nivel y lo ubicaríamos en el grupo VIIIa.

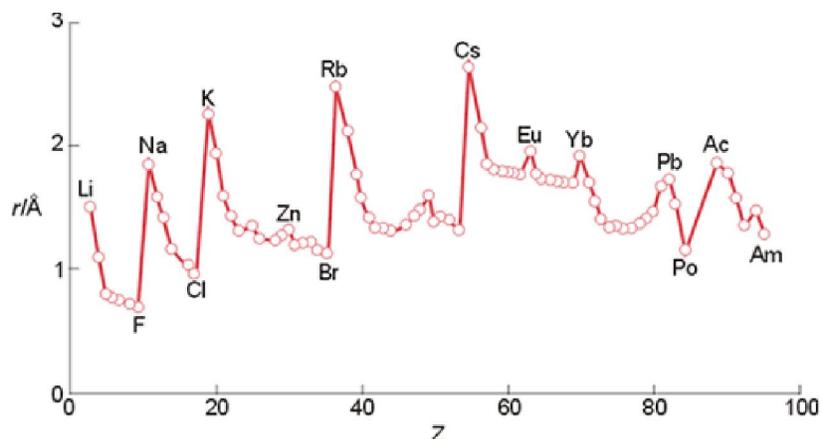
Esta regla explica porqué a los gases nobles también se los llama inertes. Al tener ocho electrones en su último, ya tienen una configuración estable y no necesitan combinarse para alcanzarla, por lo que no lo hacen y prácticamente no se los encuentra combinados, por lo tanto su atomicidad es 1, es decir son monoatómicos, He, Ne, Xe.

Vimos anteriormente que la atomicidad era la cantidad de átomos que forman la molécula de un elemento, es importante ir familiarizándose con la atomicidad de los elementos más comunes. Los metales cuando se encuentran libres, tienen atomicidad igual a 1, Fe, Cu, Na. Los halógenos, al igual que el oxígeno, el hidrógeno y el nitrógeno tienen atomicidad 2, es decir son moléculas biatómicas Cl₂, H₂, O₂, N₂.

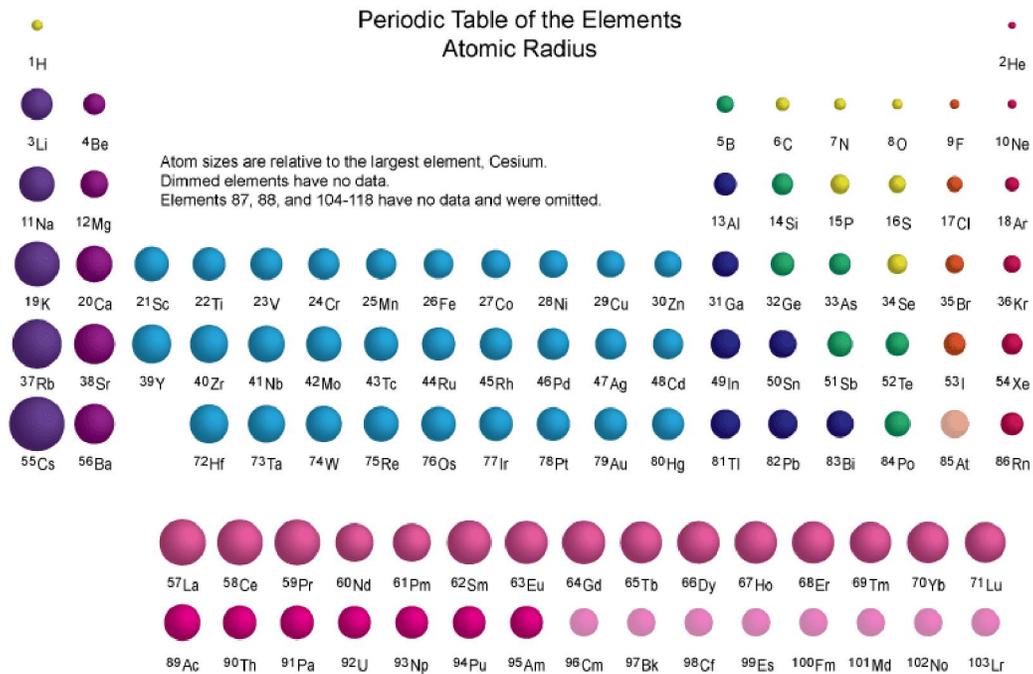
Indicar la cantidad de partículas subatómicas de cada una de estas especies y ubicar los elementos en la tabla periódica (las letras son genéricas, no corresponden a elementos):



Propiedades periódicas



Existen ciertas propiedades de los elementos que varían de forma regular a medida que nos desplazamos en la tabla periódica.

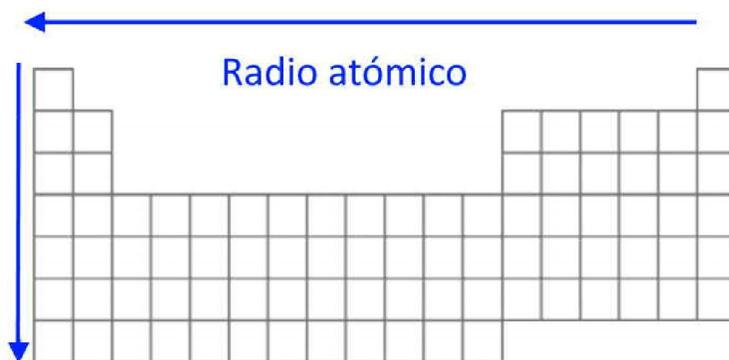
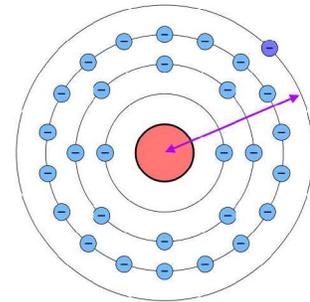


Como podemos observar, el radio atómico es una de ellas, podemos observar que a medida que nos desplazamos hacia la derecha en un período, el mismo disminuye; pero al pasar al período siguiente se produce un aumento respecto al anterior.

Esto mismo puede observarse con otras propiedades, y por eso se les ha dado el nombre de propiedades periódicas.

Radio atómico

Es la distancia desde el centro del átomo hasta el último orbital atómico. En el caso del radio atómico vimos que disminuye hacia la derecha. A medida que nos desplazamos de un elemento al siguiente, este último tendrá un protón más en el núcleo y un electrón más en su nube electrónica, considerando que las cargas de signos opuestos se atraen, aumentará la fuerza con la que es atraída la nube electrónica, acercándola al núcleo, provocando una disminución del radio atómico. Esto sucederá hasta llegar al gas noble correspondiente a ese período. Al pasar al siguiente elemento, tendremos un protón más y un electrón más, pero este electrón será alojado en el orbital s correspondiente al nivel energético siguiente, que estará más alejado del núcleo, haciendo que el radio atómico aumente con respecto a todos los elementos del período anterior.



Radio iónico

Podemos definirlo de forma análoga al radio atómico, pero para los iones. En el caso de los cationes, el radio iónico será menor que el radio atómico de átomo neutro correspondiente, porque los electrones perdidos son los del orbital más alejado del núcleo, por lo tanto quedarán como más externos los del nivel energético anterior, que están más cerca del núcleo haciendo que el radio disminuya. En el caso de los aniones tendremos la misma cantidad de protones atrayendo una cantidad de electrones mayor, alojados en el mismo nivel energético, que por lo tanto serán menos atraídos y por lo tanto estarán más lejos del núcleo atómico, haciendo que el radio aumente.

Carácter metálico

A los metales se los identifica por tener propiedades características. La primera de estas propiedades se puede apreciar a simple vista y es su **brillo característico**.



Otras de las propiedades características es la **maleabilidad**, que es la facilidad que tienen para poder generar láminas y la **ductilidad** que es la capacidad para poder formar hilos.

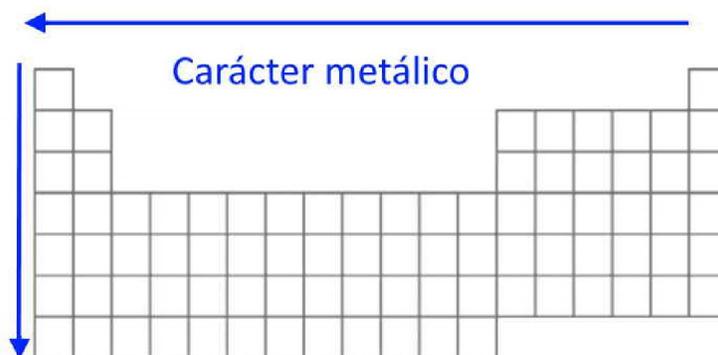


También es una característica bastante general su capacidad para conducir la corriente eléctrica y el calor. Finalmente, en general, sus puntos de fusión y ebullición son elevados.

Cuánto de estas propiedades tenga un elemento constituyen su carácter metálico y se puede observar, midiendo estas características, que aumentan a medida que nos desplazamos hacia la izquierda y hacia abajo en la tabla periódica.



Esto se puede observar por ejemplo si consideramos el grupo IV, el primer elemento es el carbono, que a simple vista podemos observar que no tiene aspecto metálico, le siguen el silicio y germanio, son semiconductores, es decir conducen la corriente eléctrica en ciertas condiciones, lo que permite que sean ideales para ser utilizados en electrónica y si seguimos hacia abajo podemos encontrar en plomo que tiene características típicas de un metal.



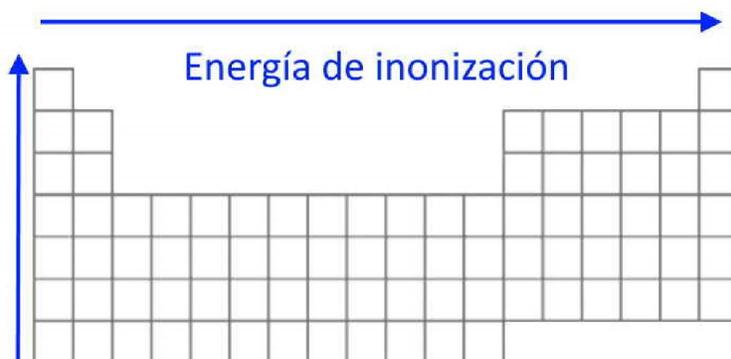
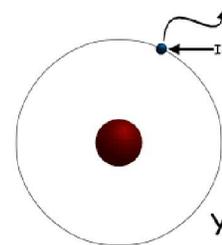
Es importante mencionar que en función de estas características, los elementos se suelen clasificar en metales, aquellos que tienen mayor carácter metálico y no-metales, aquellos cuyas propiedades no se corresponden con los anteriores, es decir que no tienen el brillo característico, no suelen conducir la corriente eléctrica y el calor, ni ser maleables o dúctiles y sus puntos de fusión y ebullición no necesariamente son altos. Dado que esta clasificación es por medio de las propiedades, hay elementos que tienen propiedades intermedias.

	IA	IIA												IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	
1																				
2																				
3				IIIB	VB	VB	VIB	VIB	IB	IIB										
4																				
5																				
6																				
7																				

Energía de ionización

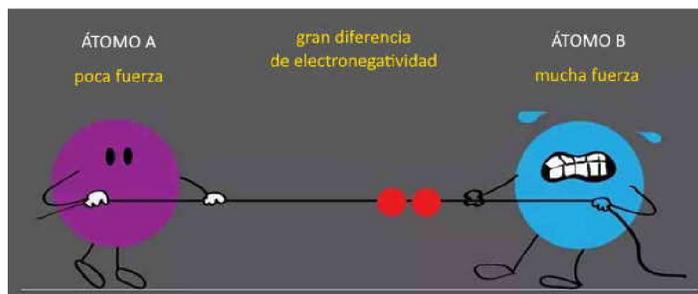
La **energía de ionización** es la energía necesaria para arrancar un electrón del último nivel de un átomo en estado gaseoso.

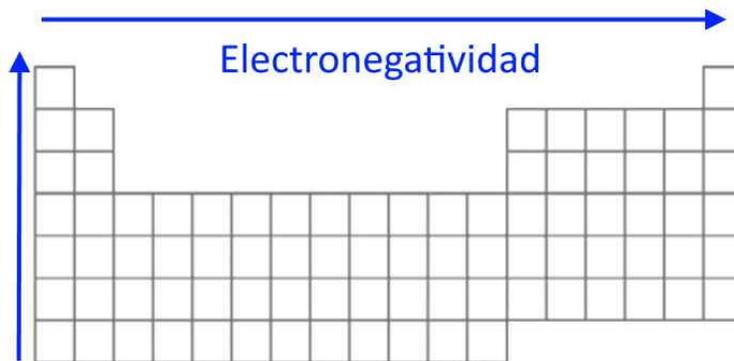
Dado que los electrones están atraídos por la carga positiva del núcleo y que esta atracción disminuye con la distancia es esperable que la energía de ionización disminuya a medida que aumente el radio atómico, porque los electrones estarán menos atraídos a medida que mayor sea el átomo. Por este motivo la energía de ionización varía inversamente al radio atómico, aumenta hacia arriba y hacia la derecha en la tabla periódica.



Electronegatividad

La **electronegatividad** es la capacidad que tiene un átomo para atraer los electrones de un enlace. Los átomos más chicos van a tener mayor capacidad para atraer los electrones y por lo tanto tendrán mayor electronegatividad. Para comparar la electronegatividad se utiliza la escala propuesta por Pauling, en la cual, el elemento más electronegativo es el flúor con un valor de 4 en dicha escala.





GUÍA DE ESTUDIO:

1. Enuncie la regla del octeto.
2. Establezca una relación entre la configuración electrónica de un elemento y la carga de los iones que forma.
3. ¿Qué dice la ley periódica?
4. ¿Qué son los períodos y que valores pueden tomar y cómo se relacionan con la configuración electrónica?
5. ¿Qué son los grupos? ¿Que valores pueden tomar y como se relacionan con la configuración electrónica?
6. ¿Cuáles son las regiones de la tabla periódica?
7. Clasifique los siguientes elementos en metales alcalinos, alcalinotérreos, de transición, halógenos y gases nobles: Br, Ne, K, Cr, He, I, Na, Al, F, Mg, Cl, Fe.
8. ¿Cuáles son las propiedades de los metales? ¿Y de los no metales? Clasifique los elementos del inciso anterior en metales y no metales.
9. ¿Qué es el radio atómico? ¿Cómo varía en un grupo y a lo largo de un período? Justifique en ambos casos.
10. ¿Qué es el radio iónico? ¿Cómo es respecto al radio atómico, el radio de un catión y de un anión?
11. ¿Qué es la energía de ionización? ¿Cómo varía a lo largo de un período? Justifique.
12. ¿Qué es la electronegatividad de un átomo? ¿Cómo varía en un grupo y en un período?

EJERCICIOS DE APLICACIÓN

- 1) Señale el enunciado correcto de la ley periódica moderna:
 - a) Las propiedades de los elementos químicos no son arbitrarias, sino que dependen de la estructura del átomo y varían con el peso atómico de una manera sistemática.
 - b) Las propiedades de los elementos químicos son funciones periódicas de sus números atómicos.
 - c) Si se ordenan los elementos en forma creciente de sus pesos atómicos, el octavo elemento contado a partir de uno dado repite las propiedades del primero.

- 2) Complete los espacios en blanco con los términos (datos al pie) que permitan definir correctamente las propiedades periódicas en los siguientes enunciados:
 - a) La energía mínima necesaria para arrancar un electrón del último nivel de un átomo en el estado gaseoso y formar un ión positivo se denomina
 - b) es una medida relativa del poder de atracción de electrones por parte de un átomo cuando éste forma parte de un enlace químico.
 - c) es la distancia promedio que hay desde el centro del núcleo y el nivel electrónico más externo del mismo.
 - d) La energía necesaria para que un átomo gaseoso en estado libre pierda un electrón transformándose en un catión se llama

(longitud de enlace – radio iónico – radio atómico – electronegatividad – energía de ionización)

- 3) Responda el siguiente cuestionario:
- ¿Por qué ciertos elementos tienen propiedades físicas y químicas similares?
 - ¿Qué relación existe entre la estructura electrónica de un elemento y el número de grupo?
 - ¿Qué relación existe entre la estructura electrónica de un elemento y el número de período?
 - Explique la variación del radio atómico en función del número atómico en grupos y períodos.

- 4) Dados los siguientes elementos químicos:

$_{12}\text{Mg}$ $_{7}\text{N}$ $_{11}\text{Na}$ $_{15}\text{P}$ $_{17}\text{Cl}$ $_{4}\text{Be}$ $_{19}\text{K}$

Sin utilizar la tabla periódica, determine:

- Los que se encuentran en el mismo grupo ¿en qué grupo?
 - Los que se encuentran en el mismo período ¿en qué período?
 - El orden según su electronegatividad creciente para cada grupo y cada período.
 - El orden según su radio atómico creciente.
 - El orden según su carácter metálico creciente.
- 5) Dados los siguientes elementos (las letras usadas son genéricas y no responden al símbolo del elemento)
- Indique la distribución de sus electrones en los distintos niveles de energía.
 - En base al inciso anterior deduzca a qué período pertenece cada uno de ellos.
 - Determinado el período según b), establezca si cada uno de los elementos es un gas inerte.

Fundamente su respuesta.

$_{4}^9A$

$_{6}^{12}B$

$_{10}^{20}C$

$_{16}^{32}D$

$_{20}^{40}E$

- 6) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos neutros indique a qué período y grupo pertenecen, sin utilizar la tabla periódica:

	grupo	período
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$		
$1s^2 2s^1$		
$1s^2 2s^2 2p^2$		
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$		
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$		
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$		

- 7) Llene los espacios en blanco con el número correcto en cada caso:
- La estructura electrónica de los elementos alcalinos es tal que en su nivel exterior hay electrones.
 - Un elemento que forma fácilmente iones E^{-2} debe tener electrones en su nivel externo.
 - La estructura electrónica de los halógenos es tal que en su nivel exterior hay electrones.
- 8) De acuerdo al grupo y al período al que pertenece cada elemento indique su estructura electrónica por niveles y subniveles, sin utilizar la tabla periódica:

período	grupo	Config. electrónica
---------	-------	---------------------

3	II	
4	I	
2	VII	
2	III	
3	V	

9) Diga si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, en este último caso reemplace las palabras subrayadas por otras que conviertan la afirmación en verdadera:

- para un mismo período la electronegatividad disminuye, el radio atómico aumenta y el carácter metálico aumenta con el aumento del número atómico.
- Para un mismo grupo el carácter metálico disminuye, el radio atómico disminuye y la electronegatividad aumenta con el aumento del número atómico.

10) Para el siguiente esquema de la tabla periódica (dado en forma genérica) diga si las afirmaciones son verdaderas o falsas.

	I	II		III	IV	V	VI	VII	O
1									
2	A	B		C			J	L	Q
3	D						K	M	R
4	E		P	W				N	S
5	F	Z	X	Y	T				
6	G					H	I		
7	U								

- A y B son elementos no metálicos.
- Z pertenece al quinto período.
- La electronegatividad de L es menor que la de N.
- El elemento I tienen 5 electrones de valencia.
- C es un elemento del segundo grupo.
- Los elementos J y K tienen un marcado carácter metálico.
- La electronegatividad de L es mayor que la de K.
- Los elementos P y X pertenecen al grupo de los metales alcalinotérreos.
- El átomo de N es más grande que el átomo de L.
- La electronegatividad de K es mayor que la de M.
- Los elementos H e I son no metales.

11) Diga si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, en este último caso reemplace las palabras subrayadas por otras que conviertan la afirmación en verdadera:

- para un mismo período la electronegatividad disminuye, el radio atómico aumenta y el carácter metálico aumenta con el aumento del número atómico.
- Para un mismo grupo el carácter metálico disminuye, el radio atómico disminuye y la electronegatividad aumenta con el aumento del número atómico.

12) Para el siguiente esquema de la tabla periódica dado en forma genérica diga si las afirmaciones son verdaderas o falsas:

	I	II		III	IV	V	VI	VII	O
1									
2	A	B		C			J	L	Q
3	D						K	M	R

4	E		P	W				N	S
5	F	Z	X		Y	T			
6	G						H	I	
7	U								

- Los elementos Q, R, S son químicamente inertes.
- La electronegatividad de L es mayor que la de A.
- A siempre forma iones doblemente cargados porque pertenece al segundo período.
- Todos los elementos del quinto período son de transición.
- T pertenece al grupo V.
- S forma iones S^{-1} .
- El radio atómico de G es mayor que el radio atómico de L.
- La energía de ionización de L es mayor que la de M.
- C forma únicamente iones C^{+3} .
- Los elementos E, P y W son no metales.
- Los elementos X e Y se caracterizan por tener las dos últimas órbitas incompletas.

13) Marque con una X la/s respuesta/s correcta/s:

Los elementos ubicados en el grupo IIa de la TP tienen las siguientes características:

- Habitualmente se comportan como electronegativos.
- No tienen tendencia a reaccionar con el oxígeno.
- Se los conoce bajo la denominación de alcalinotérreos.
- Poseen 2 electrones en la última órbita.
- Todos ellos a temperatura ambiente son gases.

14) Indicar a qué grupo y período pertenecen los siguientes elementos:

	p	n	e	grupo	período
${}^{40}_{20}P : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$					
$P^{2+} :$					
${}^{27}Q : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$					
$Q^{3+} :$					
${}^{19}R^{-2} : 1s^2 2s^2 2p^6$					
R :					
${}^{36}S^{-1} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$					
S :					
${}^{73}T^{+} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$					
T :					

UNIONES QUÍMICAS

Hasta ahora vimos: qué son los sistemas materiales, que la materia está formada por átomos y/o moléculas, por qué se combinan los átomos, pero ¿de qué forma se unen los átomos entre sí para formar la materia? Las Uniones químicas es lo que vamos a ver en esta unidad y además vamos a ver de qué forma, cada tipo de unión condiciona las propiedades de la materia formada.

TEMARIO: Regla del octeto. Tipos de enlaces. Enlace Metálico. Enlace iónico o electrovalente. Enlace covalente. Estructuras de Lewis. Híbridos de resonancia. Transición entre enlace covalente e iónico. Tipos de enlaces y propiedades de las sustancias. Cristales iónicos. Moléculas covalentes polares y no polares. Cristales macromoleculares. Cristales metálicos.

INTRODUCCIÓN TEÓRICA

Antes de abordar la resolución de los siguientes ejercicios, se sugiere la lectura del tema del libro "Química General para agronomía" o del libro "Principios básicos de química".

GUIA DE ESTUDIO:

1. Mencione la regla del octeto.
2. ¿Qué son los símbolos de Lewis?
3. ¿Cómo se forma un enlace iónico?
4. ¿Qué es una unión covalente?
5. Dentro de los enlaces covalentes podemos encontrar enlaces polares y no polares. Diferencie ambos tipos de enlaces. ¿En qué casos espera que se forme cada uno de ellos?
6. ¿Qué es un enlace metálico?
7. ¿Qué son híbridos de resonancia?
8. Para los siguientes tipos de sustancias: cristal iónico, molécula polar, molécula no polar, cristales metálicos y cristales macromoleculares; discuta el orden creciente de variación de cada una de las siguientes propiedades: punto de fusión, dureza y conductividad eléctrica. ¿Qué estado de agregación esperaría encontrar en cada caso a temperatura ambiente? Mencione ejemplos de compuestos que presenten cada uno de los enlaces anteriores.
9. ¿Qué es la Teoría de Repulsión de pares electrónicos de la capa de Valencia (TRePEV)? ¿Qué establece la TRePEV? Indique la geometría esperada para las siguientes moléculas: CO_2 , SO_2 , BF_3 , HCl , NH_3 , CH_4 , H_2O , CCl_4 , CHCl_3
10. Indicar ¿cuáles de los **enlaces** presentes en las moléculas anteriores espera que sean polares? ¿Cuáles de las **moléculas** anteriores espera que sean polares?

EJERCICIOS DE APLICACIÓN

1) Para el siguiente esquema de la tabla periódica (dado en forma genérica), diga si las afirmaciones son verdaderas o falsas:

	I	II		III	IV	V	VI	VII	0
1									
2	A	B		C			J	L	Q
3	D						K	M	R
4	E		P	W					
5	F	Z	X	Y	T				
6	G				H	I			
7	U								

- a) M y E se combinan químicamente.
- b) La fórmula del compuesto que forman K y A cuando se combinan entre sí es KA_2 .
- c) La unión química entre J y M es iónica.
- d) La unión química entre M y D es iónica.
- e) La fórmula de un compuesto entre J y C será J_3C_2 .
- f) La unión química entre J y B tendrá un marcado carácter iónico.
- g) La unión química entre átomos de M y G en un compuesto será predominantemente covalente.

2) Dada una serie de sustancias en la columna I y una serie de tipos de unión química en la columna II, coloque el o los números de la columna II que correspondan a los tipos de enlaces presentes en las sustancias de la columna I. (Cada número puede usarse más de una vez o en ningún caso):

I	II
Oxígeno (O_2)	1. Covalente polar
Cloruro de hidrógeno (HCl)	2. Covalente doble
Sulfato de magnesio (Na_2SO_4)	3. Covalente triple
Fluoruro de litio (LiF)	4. Electrovalente
Nitrógeno (N_2)	5. Covalente no polar
Acido carbónico (H_2CO_3)	6. Covalente simple

3) Complete los espacios en blanco con los términos que hagan verdaderas las siguientes proposiciones:

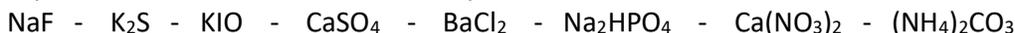
- a) La tendencia de los átomos a adquirir estructuras electrónicas similares a los explica la formación de enlaces químicos
- b) La unión resulta de la atracción electrostática entre iones de carga opuesta.
- c) La capacidad de un átomo para atraer electrones de un enlace químico se denomina
- d) La unión generada por la combinación de dos no metales es predominantemente

4) Marque con X las propiedades que se explican con el concepto de unión metálica:

- a) tienen bajo punto de fusión y ebullición ()
- b) tienen brillo metálico ()
- c) conducen la corriente eléctrica sin alterarse ()
- d) conducen la corriente eléctrica solamente en solución o fundidos ()
- e) forman hilos y láminas delgadas ()

5) Represente las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos y especifique los tipos de enlace presentes: H_2O - CO_2 - H_2 - N_2O_3 - Cl_2O - H_3PO_4 - H_2SO_4 - HNO_3 - $HClO_3$ - C_2H_4 - N_2 - O_2 - HCl - SO_2 - NH_3 - $SiCl_4$ - SH_2 - PCl_3 - N_2O_5

6) Represente las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos iónicos (suponga que las especies son tan simétricas como sea posible):



7) Llene los espacios en blanco con los términos indicados más abajo de modo de hacer verdaderas las siguientes proposiciones:

- a) Los metales alcalinos suelen un electrón para adquirir la estructura electrónica del gas noble de la tabla periódica, por dicha razón son
- b) Los compuestos electrovalentes se caracterizan por poseer punto de fusión y ser en agua.

COMPUESTOS QUÍMICOS - FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA

Vimos antes que los átomos se combinan formando compuestos constituidos por distinta cantidad de átomos de distintos elementos. La **nomenclatura química** (del latín nomenclatūra) es un conjunto de reglas o fórmulas que se utilizan para nombrar todos los elementos y los compuestos químicos. Para poder nombrar un compuesto químico, primero debemos saber determinar los estados de oxidación de los elementos que lo forman, saber de qué tipo de compuesto estamos hablando y conocer las reglas de nomenclatura para poder aplicarlas.

Para estudiar las “reglas de asignación de estados de oxidación”, la clasificación de compuestos inorgánicos y las reglas de nomenclatura antes de poder abordar los ejercicios que presentamos a continuación, sugerimos la lectura del libro “Principios básicos de química”.

TEMARIO: Estado o número de oxidación. Estados de oxidación y tabla periódica. Óxidos. Peróxidos. Hidruros metálicos. Hidruros covalentes. Hidróxidos. Ácidos ternarios. Sales. Nomenclatura Sistemática de Stock o de Numeración Romana. Sistema de Prefijos Griegos. Sistema funcional antiguo.

INTRODUCCIÓN TEÓRICA

Hasta ahora hemos escrito las fórmulas de muchos compuestos, pero no los hemos nombrado, en esta sección veremos, las reglas para nombrar los compuestos inorgánicos y cómo escribir las fórmulas a partir de sus nombres.

Reglas de asignación de estados de oxidación

Lo primero que debemos conocer es una serie de reglas para conocer los estados de oxidación de los elementos.

- 1) El estado de oxidación de un elemento al estado libre (no combinado) es 0. Algunos ejemplos serían el Fe en un trozo de hierro, el oxígeno en el aire, el hidrógeno libre, el cobre de los cables, Fe^0 , H_2^0 , O_2^0 , Cu^0 .
- 2) El hidrógeno tiene estado de oxidación +1, salvo en los hidruros metálicos donde tiene -1.
- 3) El oxígeno tiene estado de oxidación -2, salvo en los peróxidos metálicos donde tiene -1.
- 4) La suma algebraica de los estados de oxidación de los elementos en un compuesto neutro es 0.
- 5) La suma algebraica de los estados de oxidación de los elementos en un ion, coincide con la carga del ion.
- 6) Los metales combinados siempre tienen estado de oxidación positivo.

Grupo:	Ia	IIa	IIIa
Estado de oxidación	(+1)	(+2)	(+3)

- 7) Los estados de oxidación negativos de los no-metales dependen del grupo:

Grupo:	Va	VIa	VIIa
Estado de oxidación	(-3)	(-2)	(-1)

Ejemplos:

N_2 : N^0	Li : Li^0	Cl_2 : Cl^0
H_2O : H^{+1} , O^{-2}	CaH_2 : Ca^{+2} , H^{-1}	H_2S : H^{+1} , S^{-2}
NO_2 : N^{+4} , O^{-2}	K_2O : K^{+1} , O^{-2}	Na_2O_2 : Na^{+1} , O^{-1}
HNO_3 : H^{+1} , N^{+5} , O^{-2}	Na_2SO_3 : Na^{+1} , S^{+6} , O^{-2}	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$: K^{+1} , Cr^{+6} , O^{-2}

Formulación

Para escribir la fórmula de un compuesto hay que tener en cuenta que, la carga de éstos debe ser cero, por lo tanto, hay que poner una cantidad de aniones y cationes de forma de lograr ese cometido. Por convención al escribir la fórmula de un compuesto se ponen los elementos en orden creciente de electronegatividad, por eso los cationes suelen ir a la izquierda.

	A ⁻¹	B ⁻²	C ⁻³	D ⁻⁴
E ⁺¹	EA	E ₂ B	E ₃ C	E ₄ D
F ⁺²	FA ₂	FB	F ₂ C ₃	F ₂ D
G ⁺³	GA ₃	G ₂ B ₃	GC	G ₄ D ₃
H ⁺⁴	HA ₄	HB ₂	H ₃ C ₄	HD

Es evidente que, en el caso de los compuestos de la primera fila, es necesaria una cantidad de átomos del catión E⁺¹ igual a la cantidad de cargas negativas del anión correspondiente.

Algo similar ocurre con los compuestos de la primera columna.

También es obvio que si el anión y catión tienen la misma carga bastará con un átomo de cada uno para que el compuesto sea neutro.

En el caso de que uno de los iones tenga el doble de carga que el otro, habrá que poner el doble de átomos del elemento con menos carga, es el caso de F₂D, HB₂ y también de E₂B y FA₂.

En el caso del compuesto formado por G⁺³ y B⁻² no resulta tan obvia la cantidad de átomos necesaria de cada uno, porque a diferencia de todos los casos anteriores en donde a uno de los átomos siempre le quedaba un subíndice 1, ahora ambos átomos deberán tener subíndices diferentes a 1 para que la cantidad de cargas positivas y negativas se igualen. La fórmula resultante sería G₂B₃, de esta forma la cantidad de cargas negativas aportadas por G⁺³ serían +3 x 2 = +6 y la cantidad de cargas negativas aportadas por B⁻² serían -2 x 3 = -6 y se lograría que el compuesto sea neutro.

Una regla general para obtener los subíndices es “cruzar los estados de oxidación”, es decir si queremos formular el compuesto formado por H⁺⁴ y D⁻³, le colocaremos el subíndice 3 (proveniente de la carga de D) a H y el subíndice 4 (proveniente de H) a D, de forma que nos quedaría H₃D₄. El único cuidado que debemos tener al usar esta regla es que cuando nos quede algo como F₄D₂, deberemos simplificar los subíndices de forma que nos quedaría F₂D.

Clasificación de compuestos inorgánicos

Para poder nombrar los distintos tipos de compuestos, primero tenemos que poder identificarlos, para eso vamos a ver qué tipo de elementos y con qué estados de oxidación forman cada tipo de compuestos.

Compuestos binarios (formados por dos elementos)

ÓXIDOS: elemento – oxígeno

(+n) (-2)

están formados por un elemento con estado de oxidación positivo y oxígeno con estado de oxidación (-2)

MgO Fe₂O₃ N₂O₅ SO₃ PbO₂

PERÓXIDOS: elemento – oxígeno

(+n) (-1)

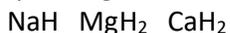
están formados por un elemento con estado de oxidación positivo y oxígeno con estado de oxidación (-1). Habitualmente el elemento es un metal o hidrógeno.

Na₂O₂ H₂O₂ BaO₂

HIDRUROS METÁLICOS: metal – hidrógeno

(+n) (-1)

están formados por un metal e hidrógeno con estado de oxidación (-1). Recordemos que los metales siempre tienen estado de oxidación positivo, por lo tanto tendrá que ser el hidrógeno el que tenga estado de oxidación negativo.



HIDRUROS NO METÁLICOS (o covalentes): no metal – hidrógeno (HIDRÁCIDOS)

(-n) (+1)

están formados por un no-metal e hidrógeno con estado de oxidación (+1). Estos compuestos cuando están disueltos en agua se los denomina hidrácidos

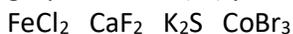


SALES BINARIAS (no oxigenadas): metal – no metal

(+n) (-m)

V VI VII
(-3) (-2) (-1)

están formadas por un metal y un no-metal con estado de oxidación negativo. El estado de oxidación negativo del no-metal dependerá de la cantidad de electrones que le falten para cumplir el octeto, por lo tanto si es del grupo VII le faltará un electrón y tendrá estado de oxidación (-1), si fuera del grupo VI, será (-2) y si fuera del grupo V, será (-3).



Compuestos ternarios (formados por tres elementos)

HIDRÓXIDOS: metal – oxígeno – hidrógeno

(+n) (-2) (+1)

metal – OH⁻

M(OH)_n

están formados por un metal, oxígeno con estado de oxidación (-2) e hidrógeno con estado de oxidación (+1). La cantidad de O e H es igual y están unidos, por lo que formarán el grupo oxidrilo (OH⁻) que tiene una carga negativa, por lo tanto tendremos una cantidad de OH⁻ igual a la carga del metal.



OXOÁCIDOS: hidrógeno – no metal – oxígeno

(+1) (+n) (-2)

IV V VI VII
(+4) (+5) (+6) (+7)
(+3) (+4) (+5)
(+3)
(+1)

están formados por hidrógeno con estado de oxidación (+1), un no-metal con estado de oxidación positivo y oxígeno con estado de oxidación (-2). El estado de oxidación positivo del no-metal, dependerá del grupo al que pertenezca. El mayor estado de oxidación que puede usar coincide con el grupo al que pertenece y puede descender de a dos unidades, por ejemplo: el azufre que es del grupo VI podría usar estado de oxidación (+6) y (+4).



SALES OXIGENADAS: metal – no metal – oxígeno

(+m)	(+n)	(-2)			
		IV	V	VI	VII
		(+4)	(+5)	(+6)	(+7)
			(+3)	(+4)	(+5)
					(+3)
					(+1)

están formados por un metal, un no-metal con estado de oxidación positivo y oxígeno con estado de oxidación (-2). El estado de oxidación positivo del no-metal, dependerá del grupo al que pertenezca. El mayor estado de oxidación que puede usar coincide con el grupo al que pertenece y puede descender de a dos unidades, por ejemplo: el azufre que es del grupo VI podría usar estado de oxidación (+6) y (+4).



Compuestos cuaternarios (formados por cuatro elementos)

SALES HIDROGENADAS: metal – hidrógeno – no metal – oxígeno

(+m) (+1) (+n) (-2)

Son sales oxigenadas que además tienen hidrógeno con estado de oxidación (+1).



Nomenclatura

Lo que veremos ahora es como se nombra cada uno de los tipos de compuestos vistos anteriormente. Para la mayoría de ellos existen tres nomenclaturas posibles: la de prefijos griegos, la de números de stock y la tradicional. Como mencionamos anteriormente, al escribir las fórmulas, por convención se colocan los elementos en orden de electronegatividad creciente (en general los cationes a la izquierda) y al nombrarlos se suele hacer lo contrario.

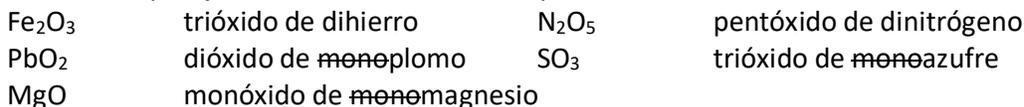
Compuestos binarios

ÓXIDOS

Existen tres nomenclaturas diferentes para nombrar estos compuestos.

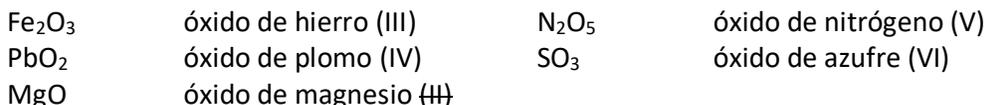
- Nomenclatura de prefijos griegos: se antepone al nombre del elemento y a la palabra “óxido” prefijos (mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta) que indican el correspondiente subíndice de la fórmula.

Se omite el prefijo “mono” cuando le corresponde al elemento



- Nomenclatura de números de stock: se coloca luego del nombre del elemento el estado de oxidación del mismo entre paréntesis y en números romanos.

Se omite cuando el elemento tiene un solo estado de oxidación.



- Nomenclatura tradicional: se nombra al elemento con un prefijo correspondiente a su nombre griego y la terminación “oso” o “ico” según se trate del menor o mayor estado de oxidación del mismo.

Se utiliza la terminación “ico” cuando el elemento tiene un solo estado de oxidación.
 En los casos en los que el elemento tuviera cuatro estados de oxidación se utilizan además los prefijos hipo y per para diferenciar al menor y mayor estado de oxidación respectivamente.
 Si el elemento presentara óxidos con tres o cinco estados de oxidación no es recomendable la utilización de esta nomenclatura

Fe ₂ O ₃	óxido férrico	N ₂ O ₅	
PbO ₂	óxido de plúmbico	SO ₃	
MgO	óxido magnésico	Cl ₂ O	óxido hipocloroso
Cl ₂ O ₃	óxido cloroso	Cl ₂ O ₅	óxido clórico
Cl ₂ O ₇	óxido perclórico		

PERÓXIDOS

Se nombran como: peróxido de “elemento”

Na ₂ O ₂	peróxido de sodio	H ₂ O ₂	peróxido de hidrógeno
BaO ₂	peróxido de bario		

HIDRUROS METÁLICOS

Se nombran como: hidruro de “elemento”

NaH	hidruro de sodio	MgH ₂	hidruro de magnesio
CaH ₂	hidruro de calcio		

HIDRUROS NO METÁLICOS (o covalentes) - HIDRÁCIDOS

Estos compuestos existen en forma diferentes y tienen propiedades distintas según se encuentren en estado libre o disueltos en agua. Por lo tanto, también se los nombra de diferentes maneras:

En estado libre: Se nombran utilizando el prefijo griego correspondiente al nombre del no metal, de la siguiente manera: prefijouro de hidrógeno

HCl	cloruro de hidrógeno	HF	fluoruro de hidrógeno
H ₂ S	sulfuro de hidrógeno		

En solución: Se nombran como “ácidos” utilizando el prefijo griego correspondiente al nombre del no metal y la terminación “hídrico”.

HCl	ácido clorhídrico	HF	ácido fluorhídrico
H ₂ S	ácido sulfhídrico		

SALES BINARIAS (no oxigenadas)

Se nombran emplean tres nomenclaturas similares a las usadas para los óxidos con las mismas salvedades que se mencionaron anteriormente. En lugar de la palabra óxido se utiliza el prefijo griego correspondiente al nombre del no metal, de la siguiente manera: prefijouro de metal.

- Nomenclatura de prefijos griegos:

FeCl ₂	dicloruro de mon hierro	CaF ₂	difluoruro de mon calcio
CoBr ₃	tribromuro de mon cobalto	K ₂ S	sulfuro de dipotasio

- Nomenclatura de números de stock:

FeCl ₂	cloruro de hierro (II)	CaF ₂	fluoruro de calcio (II)
CoBr ₃	bromuro de cobalto (III)	K ₂ S	sulfuro de potasio (II)

- Nomenclatura tradicional:

FeCl ₂	cloruro de ferroso	CaF ₂	fluoruro de cálcico
CoBr ₃	bromuro de cobáltico	K ₂ S	sulfuro de potásico

Compuestos ternarios

HIDRÓXIDOS

Se nombran empleando tres nomenclaturas similares a las usadas para los óxidos con las mismas salvedades que se mencionaron anteriormente. La palabra óxido se reemplaza por “hidróxido”.

- Nomenclatura de prefijos griegos:

NaOH	monohidróxido de sodio	Ca(OH) ₂	dihidróxido de calcio
Co(OH) ₂	dihidróxido de cobalto	Fe(OH) ₃	trihidróxido de hierro

- Nomenclatura de números de stock:

NaOH	hidróxido de sodio	Ca(OH) ₂	hidróxido de calcio
Co(OH) ₂	hidróxido de cobalto (II)	Fe(OH) ₃	hidróxido de hierro (III)

- Nomenclatura tradicional:

NaOH	hidróxido sódico	Ca(OH) ₂	hidróxido cálcico
Co(OH) ₂	hidróxido cobaltoso	Fe(OH) ₃	hidróxido férrico

OXOÁCIDOS

Se nombran como “ácidos” utilizando el prefijo griego correspondiente al nombre del no metal y la terminación “oso” o “ico” según se trate del menor o mayor estado de oxidación del mismo.

Se utiliza la terminación “ico” cuando el elemento tiene un solo estado de oxidación.

En los casos en los que el no metal tuviera cuatro estados de oxidación (halógenos) se utilizan además los prefijos hipo y per para diferenciar al menor y mayor estado de oxidación respectivamente.

HNO ₃	ácido nítrico	H ₂ SO ₃	ácido sulfuroso
HClO ₄	ácido perclórico	H ₂ CO ₃	ácido carbónico

Algunos elementos presentan más de un oxácido con el mismo estado de oxidación. Éstos se diferencian en la cantidad de moléculas de agua que presentan por molécula de compuesto. Esta particularidad la presentan los siguientes elementos: P, As, B, Si

Al momento de nombrarlos se los diferencia por medio de los prefijos meta u orto según se trate del compuesto normal o del que posee una molécula extra de agua.

HPO ₃	ácido metafosfórico	H ₃ PO ₄	ácido ortofosfórico ó ácido fosfórico
HPO ₂	ácido metafosforoso	H ₃ PO ₃	ácido ortofosforoso ó ácido fosforoso

SALES OXIGENADAS

Se utiliza el prefijo griego correspondiente al nombre del no-metal seguido por la terminación “ito” o “ato” según se trate del menor o mayor estado de oxidación del no-metal, de la siguiente manera: prefijo de metal.

En caso de que el metal tenga más de un estado de oxidación se lo debe indicar en números romanos o con las terminaciones “oso” o “ico”

En los casos en los que el no metal tuviera cuatro estados de oxidación (halógenos) se utilizan además los prefijos hipo y per para diferenciar al menor y mayor estado de oxidación respectivamente.

Na ₂ SO ₄	sulfato de sodio	ó	sulfato sódico
Mg(NO ₃) ₂	nitrato de magnesio	ó	nitrato magnésico
NaNO ₂	nitrito de sodio	ó	nitrito sódico
Fe ₂ (SO ₄) ₃	sulfato de hierro (III)	ó	sulfato férrico

Co(NO₃)₂ nitrato de cobalto (II) ó nitrato cobaltoso
 KClO₄ perclorato de potasio

Aquellos elementos que presentan más de un oxácido con el mismo estado de oxidación (P, As, B, Si), también forman sales con distinta cantidad de oxígeno pero que en las cuales el metal tiene el mismo estado de oxidación.

Al momento de nombrarlas se las diferencia por medio de los prefijos meta u orto según se trate del compuesto normal o del que posee un oxígeno extra.

NaPO₃ metafosfato de sodio
 Na₃PO₄ ortofosfato de sodio ó fosfato de sodio
 NaPO₂ metafosfito de sodio
 Na₃PO₃ ortofosfito de sodio ó ortofosfito de sodio

SALES HIDROGENADAS

Son sales oxigenadas que además tienen hidrógeno, por lo tanto se las nombra como éstas, pero anteponiendo al nombre un prefijo (mono, di, tri) que indica la cantidad de átomos de hidrógeno contenidos en la molécula seguido de la palabra "hidrógeno".

Si la carga del anión no permitiera formar más de una sal hidrogenada (anión con dos cargas negativas) no se coloca el prefijo mono.

Na₂HPO₄ monohidrógeno fosfato de sodio
 KH₂AsO₃ dihidrógeno arsenito de potasio
 Ca(HSO₄)₂ monohidrógeno sulfato de calcio
 NaHCO₃ hidrógeno carbonato de sodio

GUÍA DE ESTUDIO:

1. Escriba las reglas de asignación de estados de oxidación.
2. Teniendo en cuenta que los compuestos son especies neutras (con mismo número de cargas positivas y negativas) indicar la fórmula de los siguientes. Indicar la fórmula que deberán tener los compuestos formados por cada par de iones:

	K ⁺	Ba ⁺²	Al ⁺³	Pb ⁺⁴
Br ⁻				
O ⁻²				
AsO ₄ ⁻³				
SiO ₄ ⁻⁴				

3. Indicar qué tipo de elementos (metal, no metal, oxígeno, hidrógeno) y con qué estado de oxidación (signo y magnitud) encontrará en cada uno de los siguientes tipos de compuestos: óxidos, peróxidos, hidruros metálicos, hidruros covalentes, sales binarias, oxoácidos, sales oxigenadas, sales oxigenadas con hidrógeno.
4. Describa las reglas de nomenclatura para cada uno de los tipos de compuestos mencionados en el inciso anterior.

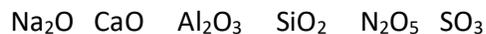
EJERCICIOS DE APLICACIÓN

1) Indique cuales elementos en la tabla periódica presentan habitualmente estado de oxidación positivo y cuales negativos. Indique cuales elementos presentan siempre estado de oxidación positivo.

2) Enunciar las reglas de asignación de estados de oxidación.

3) Aplicando las reglas de asignación correspondientes, deduzca los números de oxidación de cada elemento en las siguientes especies: FH KI BaO MgCl₂ K₂S Fe₂S₃ N₂ NH₃ HBr H₃PO₄ SO₂ BF₃ K₂Cr₂O₇ CO₃²⁻ HPO₄²⁻ SO₃²⁻ NH₄⁺ ClO⁻

4) Calcule el número de oxidación de los elementos en los siguientes óxidos:



5) Indique qué tipo de compuesto es cada uno de los siguientes. Justifique: CaO₂, CaF₂, CaH₂, KOH, IOH, K₂SO₄, Na₂O, HCl, HClO

6) idem anterior con los compuestos del problema 21.

7) Los compuestos neutros deben tener igualdad de cargas positivas y negativas y usualmente la menor relación posible entre los átomos de cada elemento. Escribir las fórmulas de todos los compuestos que se pueden formar con los siguientes iones:

	Cl ⁻	NO ₃ ⁻	S ²⁻	CO ₃ ²⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
Ag ⁺							
Mg ²⁺							
Pb ⁴⁺							
Cr ⁶⁺							
V ⁵⁺							
Mn ⁷⁺							
Cr ³⁺							

8) Escriba la fórmula de los óxidos de los siguientes metales con el número de oxidación indicado y nómbralos:

elemento	número de oxidación	fórmula
Li	+1	
Al	+3	
Co	+2	
Co	+3	
Pb	+2	
Pb	+4	
Au	+1	
Au	+3	

9) Escriba la fórmula de los óxidos de los siguientes no metales con el número de oxidación indicado y nómbralos:

elemento	número de oxidación	fórmula
C	+2	
C	+4	
N	+1	
N	+2	
N	+3	
N	+4	
N	+5	

10) ¿qué tipo de óxidos son los del problema 7? ¿Y los del problema 8?

11) Indique que tipo de elementos espera encontrar en forma general en óxidos, hidróxidos, sales oxigenadas, sales no oxigenadas, hidrácidos, sales oxigenadas e hidrogenadas, hidruros y oxoácidos.

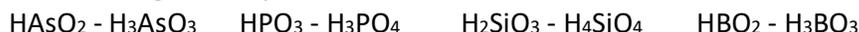
12) Dados los siguientes metales, escriba la/s fórmula/s de los correspondientes hidróxidos y nómbralos:



13) Para formar aniones oxigenados, pueden agregarse tantos átomos oxígeno (con estado de oxidación -2) como para superar la carga positiva del átomo central. Teniendo presente esto escriba los aniones que pueden tener las siguientes especies centrales: S(+4), N(+3), C(+4), Br(+3), I(+5), Cl(+7)

14) Algunos aniones obtenidos por el método anterior pueden también presentarse con un átomo de oxígeno adicional. Esto ocurre con: P(+3), P(+5), As(+3), As(+5), B(+3), Si(+4). Escriba sus fórmulas. Distinga los “meta” y los “orto” compuestos.

15) Dados los siguientes pares de oxácidos:



- a) Determine el estado de oxidación del átomo central.
- b) Compare los pares de fórmulas y establezca diferencias.
- c) En base a los incisos anteriores nombre cada compuesto.

16) Nombrar los siguientes iones:

- | | | | | |
|---------------------|-----------------------|-----------------------|---------------------------------|--------------------|
| a) ClO^- | b) SO_3^{2-} | c) PO_4^{3-} | d) $\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}$ | e) IO_4^- |
| f) HCO_3^- | g) ClO_2^- | h) BO_2^- | i) NO_2^- | j) NO_3^- |

17) Indique la fórmula de los compuestos que se mencionan a continuación y clasifíquelos en óxidos, sales binarios, sales oxigenadas, oxácidos, hidrácidos, hidruros o hidróxidos:

- | | | |
|---------------------------|----------------------------|-------------------------|
| a) Pentóxido de divanadio | b) ácido bromhídrico | c) ácido hipocloroso |
| d) trióxido de difósforo | e) trisulfuro de dicobalto | f) heptóxido de dicloro |

18) Los metales con altos números de oxidación dan oxoaniones (aniones con oxígeno). Entre ellos figuran: Mn (VI), Mn (VII), Cr (VI). Escriba las fórmulas de: manganato de sodio, permanganato de potasio y cromato de bario.

19) Los siguientes iones son muy comunes, pero no siguen las reglas de nomenclatura vistas, busque el nombre de los mismo: a) NH_4^+ b) CN^- c) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

20) Escriba la fórmula y el nombre de cada una de las sales que se forman por combinación de las especies indicadas:

	S ⁻²	Cl ⁻	ClO ₃ ⁻	NO ₃ ⁻	SO ₄ ⁻²	PO ₄ ⁻³
Al ⁺³						
Fe ⁺³						
Fe ⁺²						
NH ₄ ⁺						

21) Nombre los siguientes compuestos:

K₂O NiO O₃ Cl₂O H₂O₂ NaH BaH₂ Cl₂O₇ HF HNO₂ KBrO₂ HIO₄ CaCO₃ NO₂
 N₂O₄ HNO₂ FePO₄ Fe₃(PO₄)₂ AgCl ZnHPO₃ Au(NO₃)₃ NaHCO₃ CoF₂ CaHPO₄
 AgClO₂ Al₂(SO₃)₃ Mg₃(PO₄)₂ N₂ Cr₂O₃ Li₂S Ni(OH)₂ HBrO₄ Sb₂O₃ HI Na₂O₂
 AuBr₃ Ag₂HAsO₃ MgH₂ PbO

22) Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:

óxido de bromo (III)	hidrógeno sulfuro de cobalto(II)
dióxido de carbono	nitrate de ferroso
cloruro de plúmbico	hipoclorito de aluminio
sulfato de amonio	dihidrógeno fosfato de zinc
nitrito de magnesio	hidruro de litio
ácido perbrómico	sulfito de calcio
óxido mercurioso	clorato de cobre (I)
clorito de plomo (II)	hidróxido de bario
ácido sulfhídrico	óxido de arsénico (V)
trióxido de dibismuto	hidrógeno carbonato de cromo(III)
pentóxido de dicloro	ioduro de sodio
nitrate de plata	óxido fosforoso
ácido metabórico	hidrógenosulfuro de bario

23) Nombrar los compuestos correspondientes al problema 7

24) Al disolverse en agua los compuestos iónicos se separan en iones, manteniendo sus enlaces covalentes. Representar la disociación de los siguientes compuestos: KCl, CaCl₂, Na₂SO₄, K₃AsO₄, Al₂(CO₃)₃, Cr(NO₃)₃, Na₂HPO₄, Ca(H₂PO₄)₂.

25) Plantear la disociación **de las sales** presentes en los problemas 21 y 22.

26) Idem con los **ácidos e hidróxidos** de ambos problemas.

