



Facultad de
Ciencias Agrarias
y Forestales



UNIVERSIDAD
NACIONAL
DE LA PLATA

CURSO DE INGRESO 2024

Facultad de Ciencias Agrarias y Forestales

Química

Ejercicios

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.

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

GUÍA DE ESTUDIO:

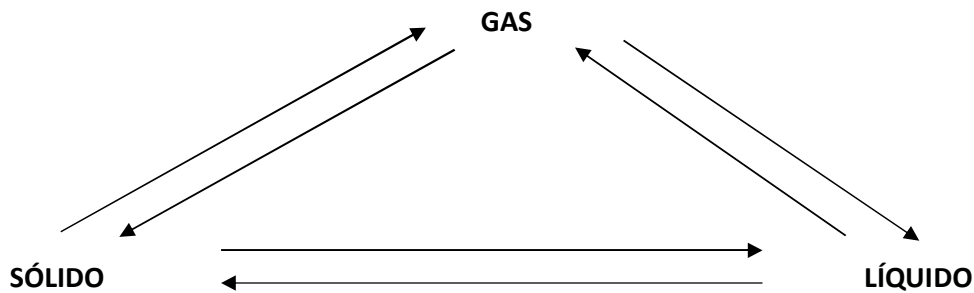
1. ¿Cómo se podría definir un sistema material?
2. ¿Cuáles son los estados de agregación de la materia? ¿Qué características definen a cada uno de ellos?
3. Defina cada uno de los cambios de estado que puede sufrir un sistema. Cite ejemplos en cada caso.
4. ¿Qué es el punto de ebullición de una sustancia?
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. Mencione 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.

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) Calcular la composición centesimal de un compuesto, considerando que cada 5 g de fósforo hay contenidos 6,45 g de oxígeno.

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
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) El índice N-P-K de un fertilizante indica el contenido porcentual de nitrógeno, fósforo y potasio del mismo. En el caso del fósforo el porcentaje se expresa como P_2O_5 y en el caso del potasio como K_2O . Calcular el índice N-P_K de los siguientes compuestos:

- a) NH_4NO_3
- b) KNO_2
- c) KH_2PO_4
- d) $(\text{NH}_4)_2\text{KPO}_4$

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

EI 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

EI 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.

GUÍA DE ESTUDIO:

1. ¿Cómo se podría definir átomo, y molécula?
2. ¿Qué es la atomicidad? Agrupe los siguientes elementos según su atomicidad: H, He, Li, N, O, F, Ne, Na, Ca, Al, P, S, Cl, Ar, Br, Kr, I, Xe
3. ¿Qué son las variedades alotrópicas? Mencione ejemplos.
4. Describa cómo está formado un átomo.
5. ¿A qué se llama nucleones, y electrones? ¿Qué carga y masa relativa tienen?
6. ¿Qué es el “número atómico”, con qué letra se lo identifica?
7. ¿Qué nos indica el “número másico”?
8. Escriba el Símbolo nuclear para los elementos con Z 12, 19 y 24
9. ¿Cómo se llaman los átomos de un mismo elemento que difieren en el número de neutrones? Mencione 3 ejemplos
10. ¿Qué son los iones? Explique ¿cómo se forman los distintos tipos?
11. ¿Cómo se calcula el peso atómico promedio de un elemento a partir de las abundancias relativas de los isótopos?
12. ¿Cuál es el número máximo de electrones que admite cada nivel de energía? ¿Qué son los subniveles de energía? ¿Cuántos electrones se puede alojar en cada uno de ellos?
13. ¿A qué se llama orbital atómico? ¿Qué entiende por configuración electrónica? ¿Cuál es el orden de llenado de los orbitales?

EJERCICIOS DE APLICACIÓN

- 1) Confeccione una lista con el número total de electrones, neutrones y protones que hay en cada una de las siguientes especies químicas:
 ${}_{19}^{39}\text{K}$ ${}_{20}^{40}\text{Ca}$ ${}_{20}^{40}\text{Ca}^{2+}$
- 2) Escriba la configuración electrónica utilizando el modelo de subniveles de energía de:
a) S (número atómico 16) b) Cl (número atómico 17)
- 3) a) Indicar el número de todas las partículas subatómicas presentes en el Na.
b) Indicar el número de partículas subatómicas si el átomo anterior pierde un electrón.
c) Indicar que carga le quedaría al compuesto.
d) Idem para el S, si ganara 2 electrones.
- 4) Diga si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, en aquellas que fueran falsas sustituir la palabra subrayada por otra que transforme la frase en verdadera:
a) El nivel de menor energía en el estado fundamental del átomo es el más alejado del núcleo.
b) Los electrones que se encuentran más alejados del núcleo son los que se transfieren en las reacciones químicas comunes.
c) En el nivel n=3 el número máximo de electrones permitidos es 32.

- d) En el núcleo del átomo cuyo símbolo nuclear es ${}_{13}^{27}\text{Al}$ el número de neutrones es 13.
- e) Los neutrones son partículas del núcleo atómico con carga positiva y masa relativa igual a 1 aproximadamente.
- 5) Confeccione una lista con el número y tipo de partículas subatómicas de los siguientes elementos y escriba sus estructuras electrónicas por el modelo de subniveles:
- ${}_{8}^{16}\text{O}$ ${}_{3}^{7}\text{Li}$ ${}_{7}^{14}\text{N}$ ${}_{19}^{39}\text{K}$
- 6) Complete los espacios en blanco:

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

- 7) Para un elemento cuyo símbolo nuclear es: ${}_{88}^{226}\text{X}$ 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
${}_{9}^{19}\text{F}^{-}$			
${}_{13}^{27}\text{Al}^{3+}$			
${}_{16}^{32}\text{S}^{2-}$			
${}_{2}^{4}\text{He}$			

- 9) completar la siguiente tabla:

	p	n	e
${}_{20}^{40}\text{W}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$			
W^{2+} :			
${}_{27}^{27}\text{X}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$			
X^{+3} :			
Y :			
${}_{19}^{19}\text{Y}: 1s^2 2s^2 2p^6$			

${}^{33}\text{Z}:$			
$\text{Z}^{2-}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$			
$\text{U}:$			
${}^{23}\text{U}^+: 1s^2 2s^2 2p^6$			

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

TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Cualquier persona que haya visto una tabla periódica de los elementos por primera vez, quizás se pregunte por qué está ordenada de forma tan caprichosa o “desordenada”, o si sería más prolijo ubicarlos en una cuadrícula de filas y columnas tradicional.

Dicha distribución se debe principalmente a los aportes de Dmitri Mendeléyev, un químico ruso que alrededor de 1868 ordenó los elementos, por entonces conocidos, en función de sus pesos atómicos y observó que sus propiedades químicas se repetían en forma periódica en este ordenamiento. Esto le permitió agrupar estos elementos con propiedades químicas similares en lo que en las tablas periódicas actuales son columnas llamadas “grupos”.



En esta unidad temática vamos a tratar de encontrar la relación entre la **estructura atómica** vista anteriormente y la **ubicación de los elementos en la tabla periódica**. Asimismo vamos a estudiar algunas **propiedades químicas y físicas** que varían en forma periódica en la tabla, como así también propiedades muy generales de algunos de los grupos de la tabla periódica.

TEMARIO: La ley periódica. Grupos y períodos. Clasificación de los elementos. Metales y no metales. Metales. No metales. Propiedades periódicas. Radio atómico. Radio iónico. Potencial y Energía de ionización. Electronegatividad. Afinidad Electrónica. Electropositividad.

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.

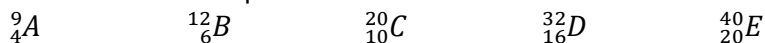
- 2) Complete los espacios en blanco con los términos (datos al pie) que permitan definir correctamente las propiedades periódicas en los siguientes enunciados:
- La energía mínima necesaria para arrancar un electrón del último nivel de un átomo en el estado gaseoso y formar un ión positivo se denomina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



- 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:

- a) La estructura electrónica de los elementos alcalinos es tal que en su nivel exterior hay electrones.
- b) Un elemento que forma fácilmente iones E^{-2} debe tener electrones en su nivel externo.
- c) 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:
- a) para un mismo período la electronegatividad disminuye, el radio atómico aumenta y el carácter metálico aumenta con el aumento del número atómico.
- b) 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) A y B son elementos no metálicos.
- b) Z pertenece al quinto período.
- c) La electronegatividad de L es menor que la de N.
- d) El elemento I tienen 5 electrones de valencia.
- e) C es un elemento del segundo grupo.
- f) Los elementos J y K tienen un marcado carácter metálico.
- g) La electronegatividad de L es mayor que la de K.
- h) Los elementos P y X pertenecen al grupo de los metales alcalinotérreos.
- i) El átomo de N es más grande que el átomo de L.
- j) La electronegatividad de K es mayor que la de M.
- k) 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:
- c) para un mismo período la electronegatividad disminuye, el radio atómico aumenta y el carácter metálico aumenta con el aumento del número atómico.

- d) 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
${}^{40}_{20}\text{P} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$					
$\text{P}^{2+} :$					
${}^{27}\text{Q} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$					
$\text{Q}^{3+} :$					
${}^{19}\text{R}^{-2} : 1s^2 2s^2 2p^6$					
R :					
${}^{36}\text{S}^{-1} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$					
S :					
${}^{73}\text{T}^+ : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$					
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.

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: CO₂, SO₂, BF₃, HCl, NH₃, CH₄, H₂O, CCl₄, CHCl₃
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 KA₂.
- 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):

NaF - K_2S - KIO - $CaSO_4$ - $BaCl_2$ - Na_2HPO_4 - $Ca(NO_3)_2$ - $(NH_4)_2CO_3$

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.
 c) Entre un átomo de un metal alcalino y un halógeno se forma fácilmente un enlace
 metálico, solubles, electronegativo, iónico, covalente, ganar, perder, electropositivos, anterior, siguiente, alto, bajo

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.

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:

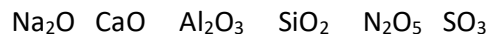
	K^+	Ba^{+2}	Al^{+3}	Pb^{+4}
Br^-				
O^{-2}				
AsO_4^{-3}				
SiO_4^{-4}				

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 CO₃⁻² HPO₄⁻² SO₃⁻² 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: CaO_2 , CaF_2 , CaH_2 , KOH , IOH , K_2SO_4 , Na_2O , 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_2PO_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:



- Determine el estado de oxidación del átomo central.
- Compare los pares de fórmulas y establezca diferencias.
- 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 |

17) 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.

18) 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) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$

19) 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 ⁺						

20) 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

21) 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

22) Nombrar los compuestos correspondientes al problema 7

23) Al disolverse en agua los compuestas 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.

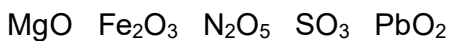
24) Plantear la disociación **de las sales** presentes en los problemas 21 y 22.

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

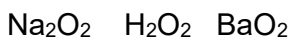
**CLASIFICACIÓN DE COMPUESTOS INORGÁNICOS
PARA ABORDAR LA RESOLUCIÓN DE LOS EJERCICIOS DE NOMENCLATURA**

COMPUESTOS BINARIOS:

ÓXIDOS: elemento – oxígeno
(+n) (-2)



PERÓXIDOS: elemento – oxígeno
(+n) (-1)



HIDRUROS METÁLICOS: metal – hidrógeno
(+n) (-1)

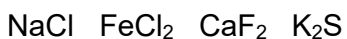


HIDRUROS NO METÁLICOS (o covalentes): no metal – hidrógeno
(hidrácidos) (-n) (+1)



SALES BINARIAS (no oxigenadas): metal – no metal
(+n) (-m)

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



COMPUESTOS TERNARIOS:

HIDRÓXIDOS: metal – oxígeno – hidrógeno metal – OH⁻
(+n) (-2) (+1) M(OH)_n



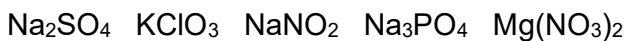
OXOÁCIDOS: hidrógeno – no metal – oxígeno
 (+1) (+n) (-2)

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



SALES OXIGENADAS: metal – no metal – oxígeno
(+m) (+n) (-2)

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



COMPUESTOS CUATERNARIOS:

SALES OXIGENADAS HIDROGENADAS:

metal – hidrógeno – no metal – oxígeno
(+m) (+1) (+n) (-2)

