

# SISTEMAS MATERIALES

## GUÍA PARA TRABAJAR EN LA CLASE

- 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.

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

## SISTEMAS MATERIALES

**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:**

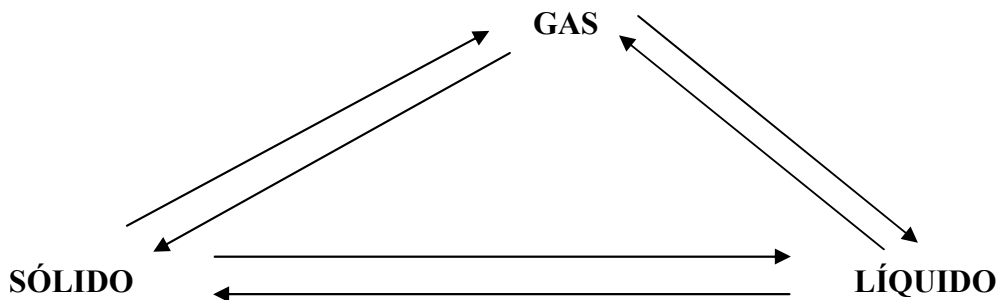
1. ¿Cómo se podría definir un sistema material?
2. ¿Cuáles son los estados de agregación de la materia? ¿Qué características definen a cada uno de ellos?
3. Defina cada uno de los cambios de estado que puede sufrir un sistema. Cite ejemplos en cada caso.
4. ¿Qué es el punto de ebullición de una sustancia?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

### **PROBLEMAS DE APLICACIÓN:**

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

- |   |                     |
|---|---------------------|
| - sal disuelta en agua  | - aire              |
| - un recipiente con agua y 2 cubitos                          | - acero             |
| - un recipiente cerrado con agua y aire                       | - leche             |
| - un recipiente cerrado con agua y vapor de agua              | - agua y aceite     |
| - un recipiente conteniendo agua, alcohol y aceite            | - nafta             |
| - un recipiente con agua, virutas de hierro y trozos de cobre | - agua y alcohol    |
| - un recipiente con agua, tuercas y tornillos de hierro       | - carbón y kerosene |

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:

- a) Un sistema con un solo componente debe ser homogéneo.
- b) Un sistema con dos componentes líquidos debe ser homogéneo.
- c) Un sistema con dos componentes gaseosos debe ser homogéneo.
- d) Un sistema con varios componentes distintos debe ser heterogéneo.

4) Indicar la/s opción/es correcta/s:

Una solución necesariamente debe poseer:

- a) 2 fases y 2 componentes
- b) 2 fases y 1 componente
- c) 1 fase y más de 1 componente
- d) 1 fase y 1 componente
- e) más de 1 fase y más de 1 componente
- f) propiedades físicas y químicas distintas en distintas porciones de su masa
- g) las mismas propiedades en toda su masa

5) Dar ejemplos de soluciones indicando el soluto y el solvente

6) 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                |

7) 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 5 ejemplos de sustancias puras y 5 ejemplos de mezclas de dos o tres componentes.

8) Buscar la correspondencia y unir mediante flechas:

- |                     |                        |
|---------------------|------------------------|
| - agua-arena        | sistema homogéneo      |
| - agua-alcohol      | sistema heterogéneo    |
| - oxígeno-nitrógeno | un solo componente     |
| - oxígeno-ozono     | más de un componente   |
| - grafito-diamante  | variedades alotrópicas |
| - tinta china       | sustancia pura         |
| - hielo-agua        | solución               |

## CANTIDADES QUÍMICAS

**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.

- 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) la masa de 3500 átomos de V en umas.
  - b) los átomos presentes en 40g de Co
  - c) los gramos presentes en 0,2 moles de átomos de Ni
  - 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) Calcular el número de moléculas presentes en:
  - a) 30 g de urea  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
  - b) 0,8 moles de moléculas de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$
  - c) 60 litros de  $\text{NO}_2$  en CNPT
  - d) 0,5 moles de  $\text{N}_2\text{O}_5$
- 4) 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  $\text{O}_3$
  - d) 8 litros de  $\text{Cl}_2$  en CNPT
  - e)  $4 \times 10^{24}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{SO}_3$
  - f) 0,3 moles  $\text{N}_2\text{O}_3$
- 5) La fórmula del compuesto sulfato de amonio es  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , 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.
- 6) Calcular el número de átomos de cada elemento presentes en cada uno de los incisos del problema 3
- 7) 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  $\text{SO}_3$ , decir cuál/es de las siguientes opciones son correctas:
  - a) 10 moléculas de  $\text{SO}_3$  pesan 800 g.
  - b) 0,15 moles de átomos de oxígeno se encuentran contenidos en  $3,011 \times 10^{22}$  moléculas de  $\text{SO}_3$ .
  - c)  $80 \times 10^{20}$  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.
- 8) 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  $\text{SO}_2$
  - e) 1,00 g de  $\text{SO}_3$
  - f) 2 moles de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

- 9) El peso atómico relativo del aluminio es 27. Indique cuál/es de los siguientes postulados son verdaderos:
- El mol de átomos pesa  $6,02 \times 10^{23}$  g.
  - El peso atómico absoluto es 27 umas.
  - 1 g contiene  $6,02 \times 10^{23}$  átomos.
  - 1 átomo pesa 27 g.
  - Ninguno de los anteriores.
- 10) 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.
- 11) Un sistema químico contiene  $9,03 \times 10^{23}$  moléculas de agua. Calcular:
- La masa de agua en gramos.
  - El número de átomos de hidrógeno y oxígeno presentes.
- 12) ¿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  $H_2$ ?
- 13) Un compuesto contiene 80 % de C y 20 % de H. La sustancia es un compuesto gaseoso cuyo peso molecular aproximado es 30. Hallar las fórmulas mínima y molecular del compuesto.
- 14) En 1 g de una sustancia orgánica hay  $4,3 \times 10^{21}$  moléculas, y contiene 0,5143 g de C, 0,0857 g de H y 0,4 g de N. Calcular su fórmula molecular.
- 15) Un cloruro de platino, al calentarse se descompone en cloro gaseoso y platino sólido. Al descomponerse 1,265 g del compuesto deja un residuo sólido de 0,7275 g. Hallar la fórmula molecular del compuesto.
- 16) Calcular la fórmula mínima y molecular de un compuesto sabiendo que 5 g del mismo contienen  $3,11 \times 10^{23}$  átomos de H, 3,10 g de C, 0,086 moles de átomos de O y  $2,6 \times 10^{22}$  moléculas del compuesto.
- 17) Completar los espacios en blanco.
- 0,25 moles de átomos de Ca corresponden a .....g.
  - 9,54 g de  $SO_2$  corresponden a .....moles.
  - 1,23 l de  $O_2$  medidos en CNPT corresponden a .....g.
  - 2,4 g de C corresponden a .....átomos.
- 18) Un fluoruro de plata contiene 85,08 % de plata. ¿Cuál de las siguientes es su fórmula mínima?
- $AgF_2$
  - $Ag_2F$
  - $AgF$
  - $Ag_3F_2$
  - $AgF_3$
- 19) Decir si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas; en las falsas sustituir lo subrayado con palabras que transformen la afirmación en verdadera:
- Una molécula de  $H_2O$  representa una masa de 18 g.
  - $79,64 \times 10^{24}$  g de la sustancia simple ozono ( $O_3$ ) ocupa un volumen de 22,4 l en CNPT.
  - Una molécula de la sustancia compuesta  $H_2SO_3$  posee 3 átomos de oxígeno.
  - Un mol de moléculas del compuesto metano  $CH_4$  ocupa en cualquier condición de presión y temperatura un volumen de 22,4 l.
  - El peso atómico absoluto del azufre es 32 g.
  - 80 g de la sustancia  $SO_3$  tienen 3 moles de átomos de oxígeno.
  - El peso molecular relativo del ozono es 48.

20) Calcular la composición centesimal de los siguientes compuestos:

- a) MgO                      b) Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>                      c) Ca(HSO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>                      d) Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>·18 H<sub>2</sub>O

21) Complete los espacios en blanco:

Fórmula	Masa (g)	Nº de átomos de O	moles del compuesto	PM relativo
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0,071			142
HNO <sub>3</sub>		8,2×10 <sup>20</sup>		63
CaCO <sub>3</sub>			0,015	100

22) Calcular:

- a) El número de átomos y los moles de átomos de Al presentes 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<sub>3</sub>.

23) Calcular la fórmula mínima y molecular de un cloruro de Hg sabiendo que 2 g contienen 5,1×10<sup>21</sup> átomos de Hg, 1,86×10<sup>23</sup> umas de Cl y 2,55×10<sup>21</sup> moléculas del compuesto.

24) 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<sub>2</sub> hay 2 átomos de nitrógeno.  
 b) En 1,5 moles de CaCO<sub>3</sub> hay 9,03×10<sup>23</sup> átomos de Ca y 2,71×10<sup>24</sup> átomos de O.  
 c) El peso atómico absoluto del Al es 32 g.  
 d) 5 moléculas de CO<sub>2</sub> pesan 220 umas.  
 e) Un átomo de Fe pesa 56 g.  
 f) 56 g es el peso de un mol de átomos de Fe.

25) Completar la siguiente tabla:

	Peso molecular	Nº de átomos de H	masa del compuesto	moles del compuesto compuesto
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	98	2×10 <sup>23</sup>		
Fe <sub>2</sub> (HPO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	400 umas		25 g	
HClO <sub>4</sub>	1,66×10 <sup>22</sup> g			0,54

26) Al quemar 2,71 g de C se forman 9,937 g de un óxido gaseoso de este elemento. En CNPT 1 l de este óxido pesa 1,9768 g. Hallar la fórmula molecular de dicho compuesto.

27) Calcular la fórmula mínima y molecular de un compuesto sabiendo que 1000 moléculas tienen una masa de 3,023×10<sup>-19</sup> g y contienen 2000 átomos de V y 80000 umas de O.

# RESUMEN DE CANTIDADES QUÍMICAS

## 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  $\underline{\quad}$  1 átomo de Fe

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

$\updownarrow$   
 **$6,023 \times 10^{23}$  átomos**

Ej: 56 gramos de Fe  $\underline{\quad}$   $6,02 \times 10^{23}$  átomos de Fe  $\underline{\quad}$  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  $H_2O$   $\underline{\quad}$  1 molécula de  $H_2O$

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

$\updownarrow$   
 **$6,023 \times 10^{23}$  moléculas**

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

-----  
**Fórmula Molecular:** indica:

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



## ESTRUCTURA ATÓMICA

**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, C, 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. Describa el modelo atómico de Bohr. ¿Qué es el número cuántico principal y 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?

### PROBLEMAS 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:
  - a)  $^{39}_{19}\text{K}$
  - b)  $^{40}_{20}\text{Ca}$
  - c)  $^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$
- 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.
  - e) Discuta lo anterior en función de la regla del octeto.
- 4) Complete los espacios en blanco:

Nomenclatura	Magnesio		Sodio		Neón
Símbolo nuclear		$^{31}_{15}\text{P}$			$^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$
Nº de protones			11		10
Nº de neutrones	12		12		10
Config. Electrónica	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$				
- 5) 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  ${}^{27}_{13}\text{Al}$  el número de neutrones es 13.
- e) Los neutrones son partículas del núcleo atómico con carga positiva y masa relativa igual a 1 aproximadamente.
- 6) 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:



- 7) Para un elemento cuyo símbolo nuclear es:  ${}^{226}_{88}\text{X}$  indique cuál/es de las siguientes afirmaciones son correctas:
- a) Su número másico es 88.
- b) Posee 226 protones.
- c) Posee 138 electrones.
- d) La suma del número de protones y electrones es 226.
- e) La suma del número de protones y neutrones es 226.
- f) Posee 88 electrones.
- g) El número de protones es igual al número de neutrones.
- h) El número de electrones es igual al número de neutrones.
- i) El número de electrones es igual al número de protones.
- j) El número de neutrones es igual a la mitad del número másico.
- k) 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
a) ${}^{19}_9\text{F}^{-1}$			
b) ${}^{27}_{13}\text{Al}^{+3}$			
c) ${}^{32}_{16}\text{S}^{-2}$			
d) ${}^4_2\text{He}$			

9) completar la siguiente tabla:

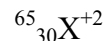
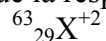
	p	n	e
${}^{40}_{20}\text{W} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$			
$\text{W}^{+2} :$			
${}^{27}\text{X} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$			
$\text{X}^{+3} :$			
$\text{Y} :$			
${}^{19}\text{Y}^- : 1s^2 2s^2 2p^6$			
${}^{33}\text{Z} :$			
$\text{Z}^{-2} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$			
$\text{U} :$			
${}^{23}\text{U}^+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

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:



- 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

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*

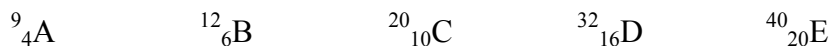
### GUÍA DE ESTUDIO:

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 4 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? ¿Y el potencial 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?
13. Defina afinidad electrónica. Indique como varía en un grupo y en un período.

### PROBLEMAS 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 (dados 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 liberada cuando un átomo gaseoso en estado libre capta un electrón transformándose en un anión se llama .....(longitud de enlace – radio iónico – radio atómico – electroafinidad – electronegatividad – energía de ionización)
- 3) Responda el siguiente cuestionario:

- a) ¿Por qué ciertos elementos tienen propiedades físicas y químicas similares?
- b) ¿Qué relación existe entre la estructura electrónica de un elemento y el número de grupo?
- c) ¿Qué relación existe entre la estructura electrónica de un elemento y el número de período?
- d) ¿Cómo puede explicar 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:
- a) Los que se encuentran en el mismo grupo (¿en qué grupo?).
- b) Los que se encuentran en el mismo período. (¿en qué período?).
- c) El orden según su electronegatividad creciente para cada grupo y cada período.
- d) El orden según su radio atómico creciente.
- e) El orden según su carácter metálico creciente.
- 5) Dados los siguientes elementos (las letras usadas son genéricas y no responden al símbolo del elemento)
- a) Indique la distribución de sus electrones en los distintos niveles de energía.
- b) En base al inciso anterior deduzca a qué período pertenece cada uno de ellos.
- c) Determinado el período según b), establezca si cada uno de los elemento 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:

PERÍODO      GRUPO

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- b)  $1s^2 2s^1$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^2$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
- e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
- f)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

- 7) 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	ESTRUCTURA ELECTRÓNICA
3	II	
4	I	
2	VII	
2	III	
3	V	

- 8) 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.

- 9) 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.
- 10) 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.

- 11) 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 temperatura ambiente son gases.

- 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.

- e) T pertenece al grupo V.
- f) S forma iones  $S^{-1}$ .
- g) El radio atómico de G es mayor que el radio atómico de L.
- h) La energía de ionización de L es mayor que la de M.
- i) C forma únicamente iones  $C^{+3}$ .
- j) Los elementos E, P y W son no metales.
- k) Los elementos X e Y se caracterizan por tener las dos últimas órbitas incompletas.

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

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

## UNIONES QUÍMICAS

**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? ¿A qué se llama unión covalente coordinada o dativa?
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. Diga cómo varían el punto de fusión, la dureza y la conductividad eléctrica, para los cinco tipos de sustancias: cristal iónico, molécula polar, molécula no polar, cristales metálicos y cristales macromoleculares. ¿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<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, BF<sub>3</sub>, HCl, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>O, CCl<sub>4</sub>, CHCl<sub>3</sub>
10. Indicar ¿cuales de los **enlaces** presentes en las moléculas anteriores espera que sean polares? ¿Cuáles de las **moléculas** anteriores espera que sean polares?

### PROBLEMAS 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<sub>2</sub>.
- 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<sub>3</sub>C<sub>2</sub>.
- f) La unión química entre J y B tendrá un marcado carácter metálico.
- 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 <sub>2</sub> )	1. Covalente polar
Cloruro de hidrógeno (HCl)	2. Covalente doble
Sulfato de magnesio (Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> )	3. Covalente triple
Fluoruro de litio (LiF)	4. Electrovalente
Nitrógeno (N <sub>2</sub> )	5. Covalente no polar
Acido carbónico (H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> )	6. Covalente simple

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

- La tendencia de los átomos a adquirir estructuras electrónicas similares a los..... explica la formación de enlaces químicos
- La unión ..... resulta de la atracción electrostática entre iones de carga opuesta.
- La capacidad de un átomo para atraer electrones de un enlace químico se denomina .....
- 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:

- tienen bajo punto de fusión y ebullición
- tienen brillo metálico
- conducen la corriente eléctrica sin alterarse
- conducen la corriente eléctrica solamente en solución o fundidos
- forman hilos y láminas delgadas

5) Represente las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos y especifique los tipos de enlace presentes: H<sub>2</sub>O - CO<sub>2</sub> - H<sub>2</sub> - N<sub>2</sub>O<sub>3</sub> - Cl<sub>2</sub>O - H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> - H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> - HNO<sub>3</sub> - HClO<sub>3</sub> - C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> - N<sub>2</sub> - O<sub>2</sub> - HCl - SO<sub>2</sub> - NH<sub>3</sub> - SiCl<sub>4</sub> - SH<sub>2</sub> - PCl<sub>3</sub> - N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

6) Represente las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos iónicos (suponga que las especies son tan simétricas como sea posible y que los elementos cumplan la regla del octeto): NaF - K<sub>2</sub>S - KIO - CaSO<sub>4</sub> - BaCl<sub>2</sub> - Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> - Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> - (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

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

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

8) De acuerdo con la estructura (iónica o covalente) predecir cuáles de las siguientes sustancias: SO<sub>2</sub>, NaCl, KNO<sub>3</sub>, Cl<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, CaCl<sub>2</sub>

- conducirán la corriente eléctrica
- tendrán elevado punto de ebullición
- estarán en estado sólido a temperatura ambiente
- se disolverán en agua

9) Dados los elementos X (que forma iones  $X^{+2}$  y que está ubicado en el cuarto período), e Y (de estructura electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ ):

- indique la fórmula genérica del compuesto que forman X e Y.
- prediga el tipo de enlace que presenta dicho compuesto.
- enuncie propiedades físicas y químicas de este tipo de compuesto.

10) Ordene las siguientes sustancias según el orden creciente del carácter iónico de sus enlaces: NaCl - MgF<sub>2</sub> - CaS - HI - KBr - HF - Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> - CO<sub>2</sub>

11) a) Entre las siguientes moléculas, indique cuales enlaces son polares y cuales no polares.  
b) En base a la TRePEV, Discuta la forma de los siguientes compuestos y cuales serán polares e indique las cargas parciales con  $\delta^+$  y  $\delta^-$  donde existan: HCl - F<sub>2</sub> - CO<sub>2</sub> - Br<sub>2</sub> - BF<sub>3</sub> - NH<sub>3</sub> - SO<sub>3</sub> - SO<sub>2</sub> - H<sub>2</sub> - H<sub>2</sub>O

12) Represente las estructuras de Lewis de los siguientes compuestos:

H<sub>2</sub>S - SiCl<sub>4</sub> - LiCl - HF - P<sub>2</sub>O<sub>3</sub> - MgCl<sub>2</sub> - H<sub>3</sub>AsO<sub>4</sub> - KIO - H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> - HClO<sub>4</sub> - Ca(BrO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> - C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> - MgH<sub>2</sub> - Ca(HSO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> - O<sub>2</sub> - CaBr<sub>2</sub> - BaO<sub>2</sub> - PH<sub>3</sub> - Mg(IO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> - SeH<sub>2</sub> - PCl<sub>3</sub> - LiCO<sub>3</sub> - N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> - Na<sub>2</sub>S - Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> - (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub> - Ca(OH)<sub>2</sub>

## FORMULAS Y NOMENCLATURA

**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.

### PROBLEMAS 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 MgCl<sub>2</sub> K<sub>2</sub>S Fe<sub>2</sub>S<sub>3</sub> N<sub>2</sub> NH<sub>3</sub> HBr H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> SO<sub>2</sub> BF<sub>3</sub>  
K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> CO<sub>3</sub><sup>-2</sup> HPO<sub>4</sub><sup>-2</sup> SO<sub>3</sub><sup>-2</sup> NH<sub>4</sub><sup>+</sup> ClO<sup>-</sup>
- 4) Calcule el número de oxidación de los elementos en los siguientes óxidos:  
Na<sub>2</sub>O CaO Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> SiO<sub>2</sub> N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> SO<sub>3</sub>
- 5) Indique qué tipo de compuesto es cada uno de los siguientes. Justifique: CaO<sub>2</sub>, CaF<sub>2</sub>, CaH<sub>2</sub>, KOH, IOH, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Na<sub>2</sub>O, HCl, HClO
- 6) idem anterior con los compuestos del problema 20
- 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 <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>
Ag <sup>+</sup>							
Mg <sup>2+</sup>							
Li <sup>+</sup>							
Al <sup>3+</sup>							
Pb <sup>4+</sup>							
Cr <sup>6+</sup>							
V <sup>5+</sup>							
Mn <sup>7+</sup>							
Cr <sup>3+</sup>							

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

ELEMENTO	Nº DE OXIDACION	FORMULA	NOMENCLATURA
Li	+1		
Ca	+2		
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	Nº DE OXIDACION	FORMULA	NOMENCLATURA
C	+2		
C	+4		
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 fórmula de los correspondientes hidróxidos y nómbralos:

Na      Mg      Al      Zn      Co      Cu      Fe

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)

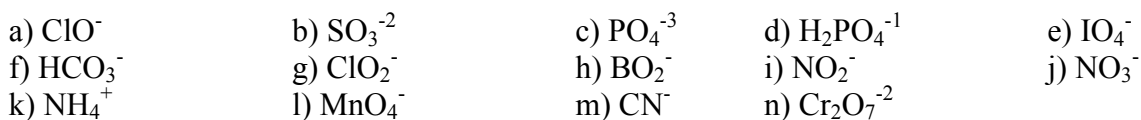
14) Algunos aniones obtenidos por el método anterior pueden también presentarse con un átomo de oxígeno adicional. Esto ocurre con: P(+3), P(+5), As(+3), As(+5), B(+3), Si(+4). Escriba sus fórmulas. Distinga los “meta” y los “orto” compuestos.

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:

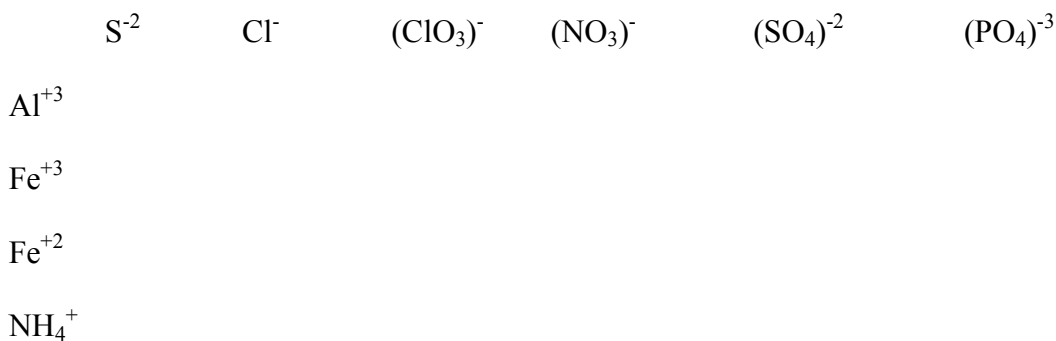


17) Indique la fórmula de los compuestos que se mencionan a continuación y clasifíquelos en óxidos ácidos, óxidos básicos, oxácidos, hidrácidos, hidruros o hidróxidos:

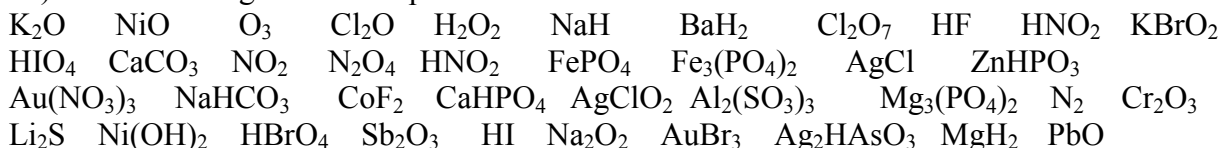
- Pentóxido de divanadio
- ácido bromhídrico
- ácido hipocloroso
- trióxido de difósforo
- trióxido de dinitrógeno
- heptóxido de dicloro

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: permanganato de potasio, manganato de sodio y cromato de bario.

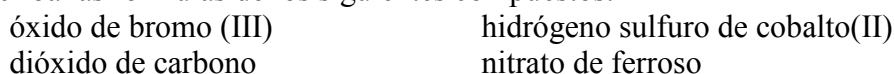
19) Dé la fórmula y el nombre de cada una de las sales que se forman por combinación de las especies indicadas:



20) Nombre los siguientes compuestos:



21) Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos:



cloruro de plúmbico  
sulfato de amonio  
nitrito de magnesio  
ácido perbrómico  
óxido mercurioso  
clorito de plomo (II)  
ácido sulfhídrico  
trioxido de dibismuto  
pentóxido de dicloro  
nitrato de plata  
ácido metabórico

hipoclorito de aluminio  
dihidrógeno fosfato de zinc  
hidruro de litio  
sulfito de calcio  
clorato de cobre (I)  
hidróxido de bario  
óxido de arsénico (V)  
hidrógeno carbonato de cromo(III)  
ioduro de sodio  
óxido fosforoso  
hidrógenosulfuro de bario

22) Nombrar los compuestos correspondientes al problema 7

23) Al disolverse en agua los compuestos iónicos se separan en iones, manteniendo sus enlaces covalentes. Representar la disociación de los siguientes compuestos:  $\text{KCl}$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{K}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ ,  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ .

24) Plantear la disociación **de las sales** de los problemas 20 y 21

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

# CLASIFICACIÓN DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

## COMPUESTOS BINARIOS:

**ÓXIDOS:** elemento – oxígeno  
(+n) (-2)

MgO Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> SO<sub>3</sub> PbO<sub>2</sub>

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

Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> BaO<sub>2</sub>

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

NaH MgH<sub>2</sub> CaH<sub>2</sub>

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

HCl HF H<sub>2</sub>S

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

NaCl FeCl<sub>2</sub> CaF<sub>2</sub> K<sub>2</sub>S

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

## COMPUESTOS TERNARIOS:

**HIDRÓXIDOS:** metal – oxígeno – hidrógeno      metal – OH<sup>-</sup>  
(+n)      (-2)      (+1)      M(OH)<sub>n</sub>

NaOH   Ca(OH)<sub>2</sub>   Fe(OH)<sub>3</sub>   Co(OH)<sub>2</sub>

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

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

H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>   HClO<sub>2</sub>   HNO<sub>3</sub>   H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

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

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

Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>   KClO<sub>3</sub>   NaNO<sub>2</sub>   Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>   Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

## COMPUESTOS CUATERNARIOS:

**SALES OXIGENADAS HIDROGENADAS:**

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

NaHCO<sub>3</sub>   Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>   Ca(HSO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>