



# COLEGIO SAN BERNARDO

CUADERNILLO DE QUÍMICA

ESPACIO CURRICULAR: QUÍMICA

CURSO: 4° Año

ORIENTACIÓN: ECONOMÍA Y GESTIÓN - ROBÓTICA

DOCENTE: Prof. Yanina Jofré

ALUMNO/A: \_\_\_\_\_

DIVISIÓN: "A" - "C"

AÑO: 2026

NOTA: todos los contenidos y ejercicios expuestos en este cuadernillo, serán ampliados y explicados en clase presencial.

## CONTRATO PEDAGÓGICO

<b>Él/la Profesor/a se Compromete a:</b>
<b>EXPLICAR</b> Las veces que sea necesario, SI NO SE ENTIENDE, NO ASÍ SI NO SE ATIENDE.
<b>PROMOVER</b> el tratamiento de las ideas de cambio, proceso, y multicausalidad en el espacio curricular.
<b>PROPORCIONAR</b> herramientas intelectuales para la formación del pensamiento en ciencias naturales.
<b>INICIAR</b> la formulación de hipótesis o la búsqueda y selección de información en diferentes fuentes.
<b>GENERAR</b> situaciones de aprendizaje que permitan la contextualización de los procesos de ciencias naturales.
<b>El/la estudiante se compromete a:</b>
<b>POSEER</b> el material solicitado para trabajar (Cuaderno y/o carpeta, Cuadernillo/ Doc PDF, lapiceras, lápices, plástica, calculadora básica, material que se solicite en clases particulares etc.)
<b>ESTUDIAR</b> durante todo el año.
<b>TRABAJAR</b> en el cuaderno y/o carpeta y cuadernillo, en forma prolija y ordenada.
<b>MANEJAR</b> un correcto vocabulario técnico.
<b>SER</b> responsable, solidario y ordenado.
<b>NO USAR</b> el teléfono durante el dictado de la clase, a menos que se lo solicite.
<b>NO JUGAR</b> con naipes o cualquier otro juego físico o virtual. A menos que el Docente lo autorice.

## PROGRAMA DE EXÁMEN

CURSO: CUARTO AÑO "A". ORIENTACIÓN ECONOMÍA Y GESTIÓN

### EJE TEMÁTICO 1: LA MATERIA Y SU CAMBIOS

ÁTOMOS Y MOLÉCULAS. REPASO DEL MODELO ATÓMICO DE BOHR. MODELOS ATÓMICO ACTUAL: NÚMEROS CUÁNTICOS, CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA. UNIONES QUÍMICAS: CONCEPTO, REPRESENTACIÓN. COMPUESTOS QUÍMICOS: CLSIFICACIÓN , PLANTEO DE ECUACIONES, NOMENCLATURA. REPRESENTACION Y BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS.

### EJE TEMÁTICO 2: LA QUÍMICA Y SU PROPIO LENGUAJE

POTENCIAL HIDRÓGENO: p H .SOLUCIONES: CONCEPTO, CLASIFICACIÓN, CÁLCULOS DE CONCENTRACIÓN. ESTEQUIOMETRÍA: MASA ATÓMICA, MASA MOLECULAR, NÚMERO DE AVOGADRO, VOLUMEN MOLAR. C.N.P.T..

## UNIDAD 1

### MODELO ATÓMICO ACTUAL

#### ✓ Evolución del modelo atómico

El modelo actual surge a partir de la evolución de distintos modelos:

Dalton → átomo indivisible

Thomson → “budín de pasas”

Rutherford → núcleo central

Bohr → órbitas cuantizadas

Modelo cuántico actual → orbitales

#### ✓ Concepto profundo del modelo actual

El átomo está formado por:

Núcleo: protones (+) y neutrones (0)

Corteza electrónica: electrones (-)

Los electrones:

No siguen trayectorias fijas

Se describen mediante funciones de onda

Se ubican en orbitales

Un orbital es una región del espacio donde hay alta probabilidad de encontrar un electrón.

#### ✓ Principios fundamentales

Principio de incertidumbre (Heisenberg):

No se puede conocer simultáneamente la posición y velocidad del electrón.

Dualidad onda-partícula (de Broglie)

El electrón tiene comportamiento de partícula y onda.

## ✓ Números cuánticos

Número Principal

Símbolo:  $n$

Qué indica: nivel de energía

Valores: 1,2,3,4,5,6,7

Secundario o azimutal

Símbolo:  $l$

Qué indica: Forma del orbital, subniveles de energía

Valores: desde 0 hasta  $n-1$

Magnético

Símbolo:  $m$

Qué indica: Orientación del orbital

Valores:  $-l, 0, l$

Spin

Símbolo:  $s$

Qué indica: Giro del electrón

Valores:  $-1/2$  y  $1/2$

- Subniveles:

$s \rightarrow$  esférico

$p \rightarrow$  forma de "8"

$d \rightarrow$  complejos

$f \rightarrow$  muy complejos

✓ Configuración electrónica

Orden de llenado (diagrama de Moeller):

1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p.....

✓ Reglas fundamentales

Aufbau: se llenan primero los niveles de menor energía

Pauli: máximo 2 electrones por orbital

Hund: los electrones ocupan orbitales vacíos antes de aparearse

✓ Ejemplos desarrollados

☐ Sodio (Na, Z=11)

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

☐ Hierro (Fe, Z=26)

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

## ACTIVIDADES

1. Explicar qué es un orbital.

Diferenciar átomo según Bohr y modelo actual.

2. Determinar los números cuánticos del último electrón de:

Carbono y Oxígeno

Prof. Yanina Jofré

3. Escribir configuraciones electrónicas de:

Mg, Al, K, Cl, Sn, Fe, Li

4. Indicar el bloque (s, p, d) de:

Fe, Cl, S, Au

5. Justificar por qué el modelo de Bohr es insuficiente.

#### 6. ACTIVIDAD DE REPASO CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y TABLA PERIÓDICA

1- Leer la descripción de los siguientes elementos y realizar la configuración electrónica:

- Elemento del grupo 2 A, periodo 3
- Elemento de número atómico (Z)= 14
- Halógeno del periodo 2
- Elemento representativo del bloque p, de símbolo Ga

2- Para cada uno de los elementos del punto 1 realizar la representación del átomo con sus respectivos niveles de energía.

3- Calcular los 4 números cuánticos e identificar a que elemento de la tabla corresponde:

Orbital	n	l	m	s	desarrollo	elemento	z	bloque	clase	grupo
4 d <sup>3</sup>										
5 p <sup>4</sup>										
4 s <sup>2</sup>										
6 f <sup>4</sup>										
7 s <sup>1</sup>										
3 p <sup>3</sup>										

#### UNIONES QUÍMICAS

✓ Concepto

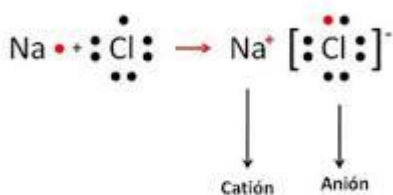
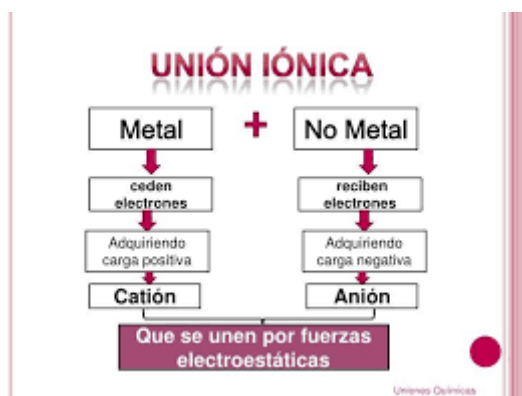
Las uniones químicas se forman para que los átomos alcancen mayor estabilidad, generalmente cumpliendo la regla del octeto.

✓ Tipos de enlace:

Enlace iónico: Transferencia de electrones. Formación de iones. Fuerza electrostática

Ej:  $\text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{NaCl}$

- **Transferencia de Electrones:** Un átomo "da" y otro "recibe".
- **Metal + No Metal:** El metal siempre pierde electrones y el no metal los gana.



Enlace covalente: se comparten electrones

Tipos:

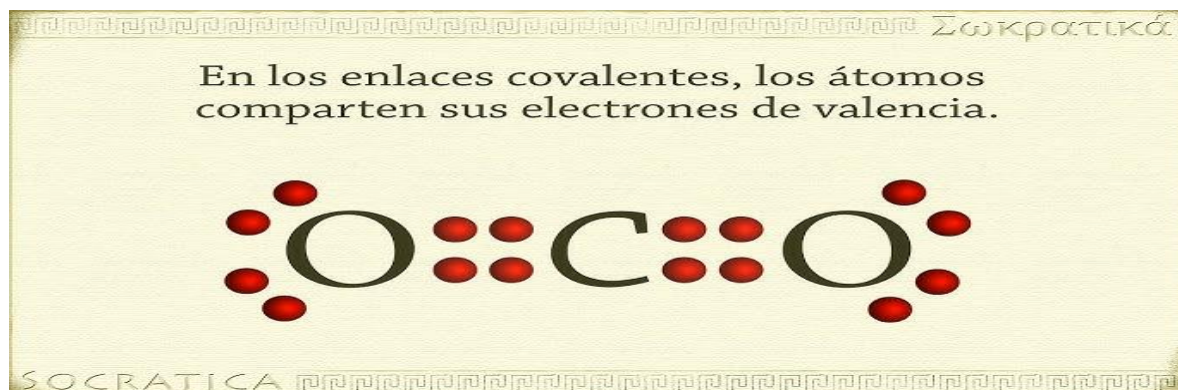
Simple: 1 par

Doble: 2 pares

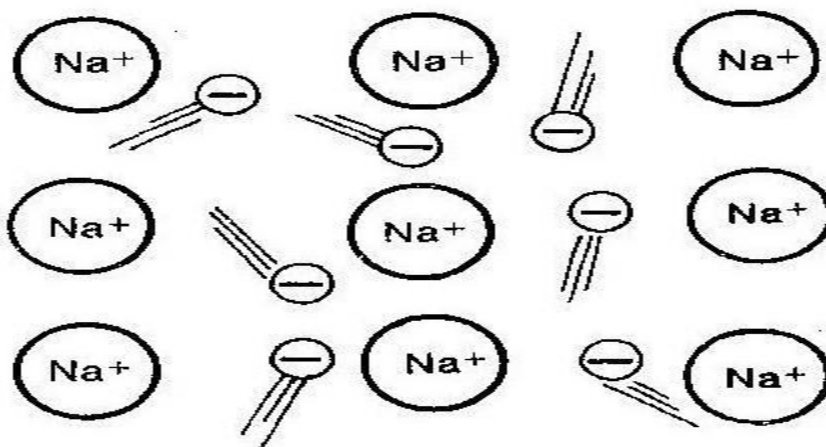
Triple: 3 pares

Polar → diferencia de electronegatividad

No polar → electronegatividad similar



Enlace metálico: "Mar de electrones". Alta conductividad



**Movimiento de los electrones libres.**

✓ Propiedades comparadas

Propiedad	Punto de fusión	Conductividad	Estado
Iónico	Alto	En solución	Sólido
Covalente	Bajo	No	Variable
Metálico	Variable	Sí	Sólido

✓ Ejemplos desarrollados

CO<sub>2</sub> → covalente

H<sub>2</sub>O → covalente polar

NaCl → iónico

ACTIVIDADES

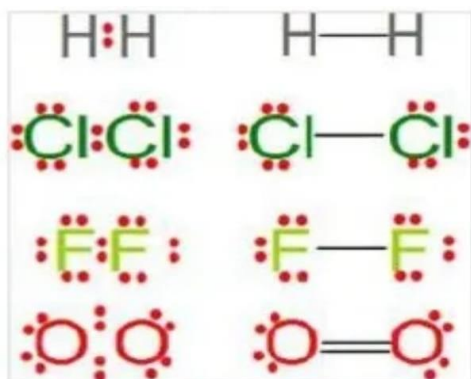
1. Definir enlace químico.
2. Identificar tipo de enlace: KBr, O<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>
3. Explicar por qué el agua es polar.
4. Dibujar estructuras de Lewis de: CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>
5. Identifica y representa las siguientes uniones químicas:

6. Explicar ¿qué es la estructura de Lewis?

7. Representar la estructura de Lewis de los siguientes elementos:

- a) P
- b) C
- c) Be
- d) N

8. En el gráfico que se muestran se representan los enlaces:



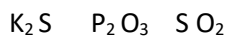
Justificar la respuesta

- a) Iónicos
- b)- Enlaces covalentes simples y dobles polares
- c)- solo enlaces Apolares
- d)- enlaces metálicos

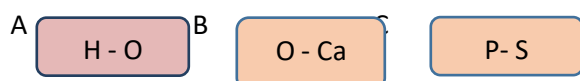
9. Escribir la fórmula molecular a partir de la representación de su enlace para los siguientes compuestos:

- a)- N – H
- b)- Ca – Br
- c)- Na – P

10. Reconocer el tipo de enlace que se da entre los siguientes elementos y representarlos:



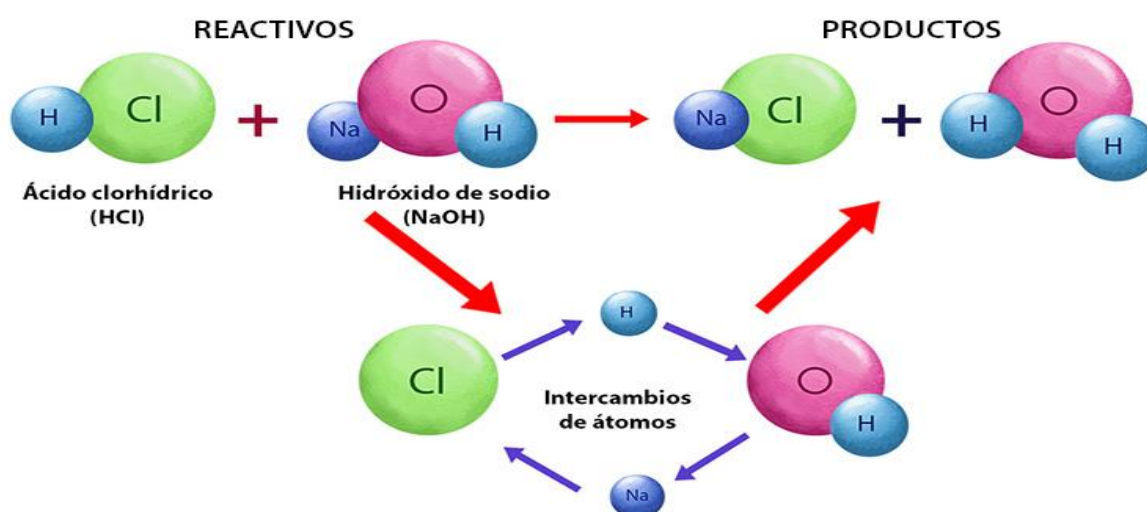
11. Entre los siguientes pares de elementos ¿cuáles pueden formar un enlace iónico y un enlace covalente con el azufre? Representarlos



12. Determinar si las siguientes afirmaciones son V o F . JUSTIFICAR LAS FALSAS.

- Los electrones que intervienen en un enlace son todos los electrones del átomo.
- Todos los elementos buscan llegar a 8 e- en su último nivel de energía.
- En los enlaces iónicos el metal pierde e- y el no metal los gana.
- En los enlaces covalentes se forman aniones y cationes.

## ☑ REACCIONES QUÍMICAS



✓ Concepto

Una reacción implica: Ruptura de enlaces. Formación de nuevos enlaces. Conservación de la masa

✓ Clasificación

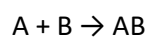
# Tipos de Reacciones Químicas



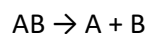
- Síntesis
- Descomposición
- Sustitución simple
- Sustitución doble
- Precipitación
- Endotérmicas
- Exotérmicas
- Combustión
- Neutralización
- Iónicas
- Óxido - Reducción
- Nucleares
- Irreversibles
- Reversibles

Fácil y rápido

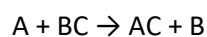
Síntesis



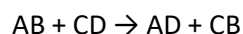
Descomposición



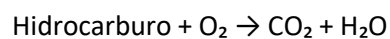
Desplazamiento simple



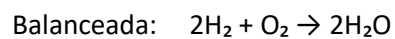
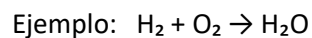
Doble desplazamiento



Combustión



✓ Balanceo de ecuaciones



ACTIVIDADES

1. Definir reacción química.
2. Clasificar reacciones dadas.

3. Balancear: a)  $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$                       b)  $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

4. Propone ejemplos de cada tipo de reacción química en la vida diaria:

### COMPUESTOS QUÍMICOS

Grupo funcional		Fórmula General	Ejemplo
Óxidos	Metálicos	$\text{M}_x\text{O}_y$	$\text{Fe}_2\text{O}_3$
	No metálicos o anhídridos	$\text{X}_a\text{O}_b$	$\text{Br}_2\text{O}$
Hidróxidos o bases		$\text{M}(\text{OH})_a$	$\text{NaOH}$
Hidruros Metálicos		$\text{MH}$	$\text{LiH}$
Ácidos	Binarios o Hidrácidos	$\text{H}_a\text{X}$	$\text{HCl}$
	Oxiácidos	$\text{H}_a\text{XO}_b$	$\text{H}_2\text{SO}_4$
Sales	Binarias	$\text{M}_a\text{X}_b$	$\text{NaCl}$
	Oxisales	$\text{M}_a(\text{XO}_b)_c$	$\text{KMnO}_4$

#### ✓ Óxidos

Metálicos → básicos

No metálicos → ácidos

Ej:  $\text{CaO}$ ,  $\text{SO}_2$  **Nomenclatura tradicional: reglas a tener en cuenta.**

- Cuando el elemento solo tiene **una valencia**, simplemente se coloca el nombre del elemento precedido de la sílaba “**de**” o bien se termina el nombre del elemento con el sufijo **-ico**.  
 $\text{K}_2\text{O}$ , *óxido de potasio u óxido potásico*
- Cuando tiene **dos valencias** diferentes se usan los sufijos **-oso e -ico**.  
... $\text{O}^{2-}$ , *hierro con la valencia 2, (estado de oxidación +2), óxido ferroso*  
... **-ico** cuando el elemento usa la valencia mayor:  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , *hierro con valencia 3, (estado de oxidación +3), óxido férrico*
- Cuando tiene **tres distintas valencias** se usan los prefijos y sufijos.  
**hipo-** ... **-oso** (para la menor valencia):  $\text{SO}$ , *Azufre con la valencia 2, (estado de oxidación +2), óxido hiposulfuroso*

... **-oso** (para la valencia intermedia): **SO<sub>2</sub>** Azufre con valencia 4, (estado de oxidación +4), óxido sulfuroso  
 ... **-ico** (para la mayor valencia): **SO<sub>3</sub>** Azufre con valencia 6, (estado de oxidación +6), óxido sulfurico

- Cuando tiene **cuatro valencias** diferentes se usan los prefijos y sufijos:

**hipo- ... -oso** (para la valencia más pequeña) Cl<sub>2</sub>O óxido hipocloroso

... **-oso** (para la valencia pequeña) Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub> óxido cloroso

... **-ico** (para la valencia grande) Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub> óxido clorico

**per- ... -ico** (para la valencia más grande) Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> óxido perclorico

### Lista de elementos diatómicos:

- Hidrógeno → H<sub>2</sub>
- Oxígeno → O<sub>2</sub>
- Nitrógeno → N<sub>2</sub>
- Flúor → F<sub>2</sub>
- Cloro → Cl<sub>2</sub>
- Bromo → Br<sub>2</sub>
- Yodo → I<sub>2</sub>

### ✚ **Actividades.**

- 1- Escribe la fórmula para los siguientes compuestos a partir de su ecuación química balanceada:

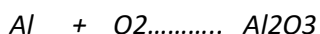
Por ejemplo:    **+1 -2**  
**Óxido potásico    K<sub>2</sub> O**

Óxido perclórico- óxido áurico- óxido argéntico-óxido nitroso-óxido nítrico-óxido cuproso- dióxido de azufre- óxido cloroso- óxido hipocloroso- óxido de calcio-óxido hipobromoso.

- 2- Complete las ecuaciones, ajústelas y escriba el nombre del producto obtenido.

S    + .....    SO<sub>2</sub>

.....+ O<sub>2</sub>.....    N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

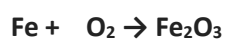


- 3- Formule los siguientes compuestos en la columna que corresponda según sean óxidos básicos o anhídridos.

Óxido cloroso-monóxido de calcio-pentóxido de dinitrógeno- óxido férrico- óxido sulfúrico- óxido de aluminio- dióxido de carbono- óxido fosforoso-óxido de plomo(IV)- óxido de litio- óxido cuproso.

Por ejemplo:

**óxidos básicos** **anhídridos.**



- 4- Escriba el nombre de los siguientes compuestos utilizando las tres nomenclaturas.

**Na<sub>2</sub>O- Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub>- Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>- FeO- N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>- Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>- CO<sub>2</sub>-**

- 5- A- Formar las ecuaciones químicas según corresponda.

B – Nombrar utilizando las tres nomenclaturas.

- a- Balancear en caso de ser necesario.

**Mg (II)- Ag (I)- Pb (II) (IV)- Br (I) (III) (V) (VII)- Cl (I) (III) (V) (VII)- I (V) (VII)- Cu (I)- S (II) (IV) (VI)- Zn (II) Ba (II)- Si (IV)- Hg (I) (II).**

- 6- Completar:

<b>fórmula</b>	<b>N.STOCK</b>	<b>N.SISTEMÁTICA</b>	<b>N.TRADICIONAL</b>
<b>CaO</b>			
<b>SrO</b>			
<b>CrO</b>			
<b>MnO</b>			
<b>Ni<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>			
<b>ZnO</b>			
<b>CdO</b>			
<b>Ag<sub>2</sub>O</b>			

<b>HgO</b>			
<b>PtO2</b>			
<b>PbO</b>			
<b>Au2O3</b>			
<b>K2O</b>			
<b>Cu2O</b>			

7-Formule los siguientes **óxidos básicos**:

- a- Óxido de titanio (IV)   b- óxido platínico   c- óxido áurico  
 d- óxido aluminico   e- óxido de sodio   d- óxido plumboso

1- Completar:

<b>fórmula</b>	<b>N.STOCK</b>	<b>N.SISTEMÁTICA</b>	<b>N.TRADICIONAL</b>
N2O3			
N2O5			
Sb2O3			
Sb2O5			

2- Formule los siguientes **óxidosácidos**.

- a-Anhídrido carbonico   b- anhídrido arsenioso   c- anhídrido fosforoso  
 d- Anhídrido clórico   e- Anhídrido sulfuroso

✓ Hidruros

Metálicos → NaH

No metálicos → NH<sub>3</sub>

**Hidruros metálicos (metal + hidrógeno)** Los hidruros metálicos o simplemente **hidruros**, son combinaciones de hidrógeno junto a un elemento metálico. En este tipo de compuestos los metales actúan con valencias positivas mientras que el hidrógeno actúa con valencia -1.

### Formulación de los hidruros

Los hidruros se formulan anteponiendo en primer lugar el metal seguido del hidrógeno siendo intercambiadas sus valencias. La fórmula de los hidruros es del tipo  $XH_n$  (donde X es el elemento metálico, H es el hidrógeno y n es la valencia del elemento metálico). Entre los numerosos ejemplos de hidruros metálicos se encuentran:  $NiH_3$ ,  $SrH_2$ ,  $FeH_3$ , etc.

### Nomenclatura de los hidruros

**Nomenclatura tradicional:** la nomenclatura tradicional de los hidruros metálicos se nombra con la palabra hidruro seguido del elemento metálico teniendo en cuenta la valencia del elemento metálico:

- **Una valencia:** Hidruro ... ico
  - $Li^{+1} + H^{-1} \gg LiH$ : hidruro lítico
  - $Na^{+1} + H^{-1} \gg NaH$ : hidruro sódico
- **Dos valencias:**
  - Menor valencia: Hidruro ... oso
    - $Co^{+2} + H^{-1} \gg CoH_2$ : hidruro cobaltoso
  - Mayor valencia: Hidruro ... ico
    - $Co^{+3} + H^{-1} \gg CoH_3$ : hidruro cobáltico
- **Tres valencias:**
  - Menor valencia: Hidruro hipo ... oso
    - $Ti^{+2} + H^{-1} \gg TiH_2$ : hidruro hipotitanioso
  - Valencia intermedia: Hidruro ... oso
    - $Ti^{+3} + H^{-1} \gg TiH_3$ : hidruro titanioso
  - Mayor valencia: Hidruro ... ico
    - $Ti^{+4} + H^{-1} \gg TiH_4$ : hidruro titánico
- **Cuatro valencias:**
  - Primera valencia (baja): Hidruro hipo ... oso
    - $V^{+2} + H^{-1} \gg VH_2$ : hidruro hipovanadoso
  - Segunda valencia: Hidruro ... oso
    - $V^{+3} + H^{-1} \gg VH_3$ : hidruro vanadoso
  - Tercera valencia: Hidruro ... ico
    - $V^{+4} + H^{-1} \gg VH_4$ : hidruro vanádico
  - Cuarta valencia (alta): Hidruro per ... ico
    - $V^{+5} + H^{-1} \gg VH_5$ : hidruro pervanádico

**Nomenclatura de stock:** la nomenclatura de stock se realiza con la palabra hidruro seguido del elemento metálico indicando entre paréntesis en números romanos el número de oxidación.

Ejemplos:

$CoH_2$ : hidruro de cobalto (II)

$CoH_3$ : hidruro de cobalto (III)

**Nomenclatura sistemática:** la nomenclatura sistemática se realiza utilizando los prefijos numerales: mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, etc.

Ejemplos:

$\text{NiH}_2$ : dihidruro de níquel

$\text{NiH}_3$ : trihidruro de níquel

ACTIVIDADES:

1- **Formar, nombrar (a partir de las tres nomenclaturas) y balancear los siguientes hidruros metálicos en caso de ser necesario:**

a- Hidruro de litio      b- Hidruro de sodio      c- Hidruro de bario      d- Hidruro de calcio      e- Hidruro de cadmio

f- Hidruro de magnesio      g- Hidruro de estroncio      h- Hidruro de hierro (II) (III)      i- Hidruro de berkelio (III) (IV)

G- Hidruro de estaño (II) (IV)

2- **Indicar en los siguientes compuestos ¿Cuáles corresponden a hidruros metálicos?**

a-  $\text{LiH}$       b-  $\text{HCl}$       c-  $\text{MgH}_2$       d-  $\text{HBe}$       e-  $\text{CsH}$       f-  $\text{FeH}_3$       g-  $\text{BkH}_3$       h-  $\text{BiH}_5$       i-  $\text{HBk}_4$

3- **Completar:**

<i>fórmula</i>	<i>N.STOCK</i>	<i>N.SISTEMÁTICA</i>	<i>N.TRADICIONAL</i>
<i>NaH</i>			
<i>KH</i>			
<i>LiH</i>			
<i>CaH<sub>2</sub></i>			
<i>FeH<sub>3</sub></i>			
<i>NiH<sub>2</sub></i>			
<i>SnH<sub>4</sub></i>			

**HIDRURO NO METÁLICO**

**LOS HIDRUROS NO METÁLICOS SE FORMAN POR REACCIÓN DE UN NO METAL DE LOS GRUPOS VIA Y VIIA CON EL HIDRÓGENO. LAS UNIONES SON EN GENERAL COVALENTES.**

**LOS NO METALES ACTÚAN CON EL MENOR NÚMERO DE OXIDACIÓN, ES DECIR -2 PARA EL GRUPO VI Y -1 LOS DEL GRUPO VII.**

**LA REACCIÓN ES:**

**+1    -1**



**LOS HIDRUROS NO METÁLICOS SON GASES.**

**COMO EN TODOS LOS COMPUESTOS BINARIOS LA FÓRMULA PUEDE OBTENERSE CRUZANDO LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN.**

**DISUELTOS EN AGUA MANIFIESTAN CARÁCTER ÁCIDO, SON HIDRÁCIDOS.**

**NOMENCLATURA:**

**SE NOMBRAN ASIGNANDO LA TERMINACIÓN URO AL NO METAL POR SER ÉSTE MÁS ELECTRONEGATIVO QUE EL HIDRÓGENO.**

**EJEMPLOS :**

HCl : cloruro de hidrógeno

- H<sub>2</sub>S : sulfuro de hidrógeno

**HIDRÁCIDOS:**

Son combinaciones de átomos H con átomos de Halógenos (F, Cl, Br, I) o Calcógenos (S, Se, Te), los que actúan con valencia 1 y 2 respectivamente. Son compuestos moleculares gaseosos y su carácter ácido lo manifiestan cuando se disuelven en agua, dando soluciones ácidas.

**EJEMPLOS:**

- HF ácido fluorhídrico
- HCl ácido clorhídrico
- HBr ácido bromhídrico
- HI ácido yodhídrico
- H<sub>2</sub>S ácido sulfhídrico
- H<sub>2</sub>Se ácido selenhídrico
- H<sub>2</sub>Te ácido telurhídrico

**HIDRUROS NO METÁLICOS hidrógeno con valencia +1 y no metal con su valencia negativa**

#### 2.4.1 HIDRÁCIDOS

Fórmula	N.Sistemática	En disolución acuosa (tradicional)
HF	Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico
HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	Ácido bromhídrico
HI	Ioduro de hidrógeno	Ácido yodhídrico

H <sub>2</sub> S	Sulfuro de dihidrógeno	Ácido sulfhídrico
H <sub>2</sub> Se	Seleniuro de dihidrógeno	Ácido selenhídrico
H <sub>2</sub> Te	Teluluro de dihidrógeno	Ácido telurhídrico

#### 2.4.2 HIDRUROS NO METÁLICOS (Volátiles)

Fórmula	N.Sistemática	Nombre común ( tradicional )
NH <sub>3</sub>	Trihidruro de nitrógeno	Amoniaco
PH <sub>3</sub>	Trihidruro de fósforo	Fosfina
AsH <sub>3</sub>	Trihidruro de arsénico	Arsina
SbH <sub>3</sub>	Trihidruro de antimonio	Estibina
CH <sub>4</sub>	Tetrahidruro de carbono	Metano
SiH <sub>4</sub>	Tetrahidruro de silicio	Silano
BH <sub>3</sub>	Trihidruro de boro	Borano

#### Actividades.

1- Nombre los siguientes hidrácidos.

Nomenclatura tradicional		
fórmula	En estado gaseoso	En solución acuosa
HF		
HCl		
HBr		
HI		
H <sub>2</sub> S		
H <sub>2</sub> Te		
H <sub>2</sub> Se		

✓ Hidróxidos

Base = metal + OH

Ej: Ca(OH)<sub>2</sub>

Los **hidróxidos** son compuestos inorgánicos y ternarios que consisten de la interacción entre un catión metálico y el grupo funcional OH (anión hidróxido, OH<sup>-</sup>). La mayoría de ellos son de naturaleza iónica, aunque también pueden tener enlaces covalentes.

### ¿Cómo se forman?

Existen dos rutas sintéticas principales: mediante la reacción del óxido correspondiente con el agua, o con una base fuerte en un medio ácido:



H<sub>2</sub>O..... Fe(OH)<sub>3</sub>

### Tradicional

La nomenclatura tradicional consiste sencillamente en añadir el sufijo -ico a la valencia más alta que presenta el metal; y el sufijo -oso a la más baja. Así, por ejemplo, si el metal M tiene valencias +3 y +1, el hidróxido M(OH)<sub>3</sub> se llamará hidróxido (nombre del metal)**ico**, mientras que MOH hidróxido (nombre del metal)**oso**.

Para determinar cuál es la valencia del metal en el hidróxido basta con observar el número después del OH encerrado entre paréntesis. Así, M(OH)<sub>5</sub> significa que el metal tiene una carga o valencia de +5.

El principal inconveniente de esta nomenclatura, no obstante, es que puede resultar complicada para metales con más de dos estados de oxidación (como ocurre con el cromo y el manganeso). Para tales casos se recurre a los prefijos hiper- e hipo- para denotar las valencias más altas y bajas.

Así, si M en lugar de tener únicamente valencias +3 y +1, tiene además +4 y +2, entonces los nombres de sus hidróxidos de mayor y menor valencias son: hidróxido **hiper**(nombre del metal)**ico**, e hidróxido **hipo**(nombre del metal)**oso**.



## 3-Completar:

<i>fórmula</i>	<i>N.STOCK</i>	<i>N.SISTEMÁTICA</i>	<i>N.TRADICIONAL</i>
<i>Pb (OH)4</i>			
<i>Fe (OH)3</i>			
<i>Hg OH</i>			
<i>Sn (OH)2</i>			
<i>Ni (OH)3</i>			
<i>Ag OH</i>			
<i>Cu (OH)2</i>			

## 4-Formule los siguientes hidróxidos y balancear en caso de ser necesario:

a- hidróxido auroso      b- hidróxido platínico      c- hidróxido aluminico

d- hidróxido sódico      e- hidróxido argéntico      f- hidróxido áurico

✓ Ácidos

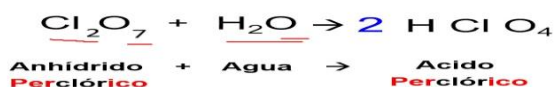
Hidrácidos → HCl

Oxácidos → H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>



## OXOÁCIDOS

Ejemplo:



S O

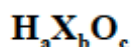
Si son pares los tres se simplifica  
Se coloca 2 delante de la fórmula  
para igualar

Valencias	Prefijo-	-sufijo
1	Hipo-	-oso
3		-oso
5		-ico
7	Per-	-ico

Azufre  
(S)

Los **Oxoácidos** son compuestos poliatómicos (varios átomos) integrados por el oxígeno, un elemento generalmente no metálico y el hidrógeno.

La fórmula general de los oxoácidos es:



Donde el **hidrógeno** actúa con **estado de oxidación +1** hace referencia a la parte electropositiva del compuesto, mientras que el **oxígeno**, que actúa con **estado de oxidación -2**, y el elemento no metálico (generalmente) constituyen la parte electronegativa del mismo.

**Nomenclatura tradicional:** se nombra con la palabra **ácido** seguido de la raíz del elemento no metálico e indicando la valencia con la que actúa según el siguiente criterio.

Número de valencias*	Sufijos y prefijos (Ejemplos)
Una valencia	“Ácido...-ico”; H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> , Ácido bórico (el B tiene estado de oxidación +3).
Dos valencias	“Ácido ...-oso” , H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub> , Ácido arsenioso (el As tiene estado de oxidación +3) “Ácido...-ico” H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub> , Ácido arsénico (el As tiene estado de oxidación +3)
Tres valencias	“Ácido hipo...-oso” H <sub>2</sub> SO <sub>2</sub> , Ácido hiposulfuroso (el S tiene estado de oxidación +2) “Ácido ...-oso” H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , Ácido sulfuroso (el S tiene estado de oxidación +4) “Ácido...-ico” H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , Ácido sulfúrico (el S tiene estado de oxidación +6)
Cuatro valencias	“Ácido hipo...-oso” HClO, Ácido hipocloroso (el Cl tiene estado de oxidación +1) “Ácido...-oso” HClO <sub>2</sub> , Ácido cloroso (el Cl tiene estado de oxidación +3) “Ácido ...-ico” HClO <sub>3</sub> , Ácido clórico (el Cl tiene estado de oxidación +5) “Ácido per...-ico” HClO <sub>4</sub> , Ácido perclórico (el Cl tiene estado de oxidación +7)

**La Nomenclatura de stock:** comienza con la palabra **ácido** (lo cual hace referencia a la parte electropositiva, el hidrógeno), seguido del prefijo que indica el número de oxígenos más la palabra **“oxo”** y por último el prefijo que indica el número de átomos del elemento no metálico (generalmente 1) seguido de la raíz del elemento no metálico terminado en **“ico”** y en números romanos indicamos su valencia.

**Nomenclatura sistemática:** comienza con el prefijo que indica el número de oxígenos seguido de la palabra **“oxo”** seguido del prefijo que indica el número de átomos del elemento no metálico, y la raíz del elemento no metálico acabado en **“ato”**, en números romanos indicamos la valencia del elemento no metálico. Finalmente añadimos por último las palabras **«de hidrógeno»**.

**Actividades.**

- 1- Formar, nombrar a partir de las tres nomenclaturas y balancear en caso de ser necesario los siguientes oxoácidos:

a- Sb (III) (V)      b- S (II) (IV) (VI)      c- Cl (I) (III) (V) (VII)

**Por ejemplo:**

+7 -2

$\text{Br}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \dots\dots \text{H}_2\text{Br}_2\text{O}_8$  se simplifica queda  $2 \text{HBrO}_4$

- 2- Nombre los siguientes oxoácidos.

<b>fórmula</b>	<b>N.STOCK</b>	<b>N.SISTEMÁTICA</b>	<b>N.TRADICIONAL</b>
<b>HIO</b>	<b>YODATO (I) DE HIDRÓGENO</b>	<b>MONOXOYODATO DE HIDRÓGENO</b>	<b>ÁCIDO HIPOYODOSO</b>
<b>HClO</b>			
<b>HClO<sub>2</sub></b>			
<b>HBrO<sub>3</sub></b>			
<b>HIO<sub>4</sub></b>			
<b>HNO<sub>2</sub></b>			
<b>HBO<sub>2</sub></b>			

$\text{I}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \dots\dots \text{H}_2\text{I}_2\text{O}_2$  se simplifica y queda **HIO**

- 3- Formule los siguientes oxoácidos.

a- Ácido perclórico      b- ácido nítrico      c- ácido carbonico

d-ácido selénico      e- ácido sulfúrico      f- ácido fosforico

✓ Sales

Producto de neutralización

✓ Nomenclatura

Ej:

Actividades:

1. Nombrar:

CuO

HNO<sub>3</sub>

2. Formular:

Hidróxido de sodio

Ácido fosfórico

### Ecuaciones y balanceo de formación de sales neutras:

27

✚ Escribir la fórmula molecular de los hidróxidos y ácidos y formar la sal neutra correspondiente. Balancear:



Ejercicios: Pasar de fórmula a nombre (cuidado con la ortografía, mayúsculas al inicio del nombre y las tildes)

$\text{Ca}(\text{ClO})_2$	
$\text{Li}_2\text{SO}_4$	
$\text{KIO}_3$	
$\text{Mn}(\text{ClO}_4)_2$	
$\text{Cu}(\text{IO}_2)_2$	
$\text{KBrO}_3$	
$\text{Na}_2\text{CO}_3$	
$\text{MgSO}_3$	
$\text{FeTeO}_3$	
$\text{Au}(\text{NO}_2)_3$	
$\text{CaMnO}_4$	
$\text{CuSO}_4$	
$\text{NiCO}_2$	
$\text{HgNO}_3$	

## UNIDAD 2

- pH : potencial hidrógeno:

✓ Definición científica

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

✓ Escala

0 → muy ácido

7 → neutro

14 → muy básico



✓ Importancia

Sangre humana (pH ≈ 7,4)

Suelos agrícolas

Industria

## ACTIVIDADES

1. Explicar la escala de pH

2. Investigar el pH de sustancias cotidianas

## SOLUCIONES

Las soluciones químicas son mezclas homogéneas de dos o más sustancias (solute y solvente) a nivel molecular. Ejemplos comunes incluyen el agua salada (sal en agua), aire (gases en nitrógeno), refrescos ( $CO_2$  en agua), alcohol medicinal (etanol en agua), aleaciones como el bronce (estaño en cobre) y café preparado.

TIPO DE SOLUCION	ESTADO FISICO DEL SOLVENTE	ESTADO ORIGINAL DEL SOLUTO	EJEMPLOS
Líquida	Líquido	Sólido	NaCl en H <sub>2</sub> O (salmuera) I <sub>2</sub> en C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (alcohol yodado)
		Líquido	CH <sub>3</sub> COOH en H <sub>2</sub> O (vinagre) C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH en H <sub>2</sub> O (aguardiente)
		Gas	CO <sub>2</sub> en H <sub>2</sub> O (agua gasificada) O <sub>2</sub> en H <sub>2</sub> O de río, lago, etc.
Sólida	Sólido	Sólido	C en Fe (acero) Zn en Cu (latón) Sn en Cu (bronce)
		Líquido	Hg en Ag (amalgama dental) Hg en Au (amalgama de oro)
		Gas	H <sub>2</sub> en Pd (oclusión de H <sub>2</sub> en Pd) H <sub>2</sub> en Pt (oclusión de H <sub>2</sub> en Pt)
Gaseosa	Gas	Sólido	I <sub>2</sub> en aire C <sub>10</sub> H <sub>8</sub> (naftalina) en aire
		Líquido	H <sub>2</sub> O en aire (aire húmedo) Gasolina en aire
		Gas	CH <sub>3</sub> HS en C <sub>3</sub> H <sub>8</sub> (gas doméstico) O <sub>2</sub> en N <sub>2</sub> (aire artificial)

Las soluciones químicas son mezclas homogéneas compuestas principalmente por dos componentes: el **solute** y el **solvente** (o disolvente). El solvente es la sustancia que disuelve y se encuentra en mayor cantidad, mientras que el soluto es la sustancia disuelta, generalmente en menor proporción. Estas mezclas no pueden separarse por métodos mecánicos simples.

Continuemos estudiando +3

#### Componentes Principales:

- **Solvente (Disolvente):** Es el medio dispersante, habitualmente líquido (agua, alcohol), aunque puede ser sólido o gaseoso. El agua es conocida como el "solvente universal".
- **Solute:** Es la sustancia disuelta, que puede ser sólida (sal, azúcar), líquida (etanol) o gaseosa (dióxido de carbono en refrescos). Una solución puede tener uno o varios solutos.

Continuemos estudiando +4

**Características y Conceptos Clave:**

- **Homogeneidad:** Los componentes están tan íntimamente mezclados que no se distinguen a simple vista ni al microscopio.
- **Concentración:** Define la proporción exacta entre soluto y solvente, expresada comúnmente en unidades físicas (% peso/peso, % peso/volumen) o químicas (molaridad, molalidad).
- **Fases:** Los componentes pueden ser sólidos, líquidos o gases, dando lugar a soluciones sólidas (aleaciones), líquidas (agua con sal) o gaseosas (aire).
- **Separación:** Aunque son homogéneas, se pueden separar por métodos físicos como destilación o cristalización.

Concepto +5

**Ejemplo clásico:** En una solución de agua con sal, la sal (menor cantidad) es el soluto y el agua (mayor cantidad) es el solvente.

✓ Tipos

Insaturadas

Saturadas

Sobresaturadas

✓ Formas de concentración

% m/m

% m/v

Molaridad

✓ Ejemplo

M = moles / litros

📄 ACTIVIDADES

1. Identificar tipos de soluciones:

## 2. Cálculo de concentraciones:

### ▣ ESTEQUIOMETRÍA

La estequiometría es el estudio cuantitativo de las relaciones de masa y moles entre reactivos y productos en una reacción química, basándose en la ley de la conservación de la materia. Utiliza ecuaciones balanceadas (coeficientes estequiométricos) para determinar cantidades precisas necesarias o producidas, facilitando cálculos como el rendimiento y reactivos limitantes

#### ✓ Conceptos clave

Mol:

Masa molar:

Número de Avogadro:

#### ✓ Ejemplo resuelto

¿Cuántos moles hay en 36 g de agua?

Masa molar  $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$

$36 \div 18 = 2$  moles

#### ✓ Relaciones

Masa–masa

Masa–volumen

## ACTIVIDADES

1. Definir mol

2. Calcular:

- a) moles en 44 g de  $\text{CO}_2$ .
- b) qué cantidad de moléculas hay en 250g de ácido sulfúrico
- c) qué volumen en C.N.P.T. ocupan 50g de amoníaco
- d)
- e)
- f)
- g)

3. Resolver:

- a) ¿Cuántos gramos de  $\text{O}_2$  reaccionan con 4 g de  $\text{H}_2$ ?
- b)
- c)
- d)
- e)
- f)
- g)

compuesto	moles	moléculas	Volumen molar
50g de Óxido férrico			
100g de cloruro de sodio			
25g de ozono			
75g de dióxido de carbono			