



**UNIVERSIDAD NACIONAL DE CUYO**



**FACULTAD DE CIENCIAS APLICADAS A LA INDUSTRIA**

**QUÍMICA INORGÁNICA**

**CARPETA DE TRABAJOS PRÁCTICOS**

**PROFESORES:**

**TITULAR: Esp. Ing. Mónica Alejandra MORANT**

**JTP: Lic. Gladys LIMA**

**Prof. Celina TONIDANDEL**

**ATP: Ing. Héctor CÁCCOMO**

**Prof. María Noelia RUÍZ ALCANTÚ**

**Prof. María Eugenia MÁRQUEZ**

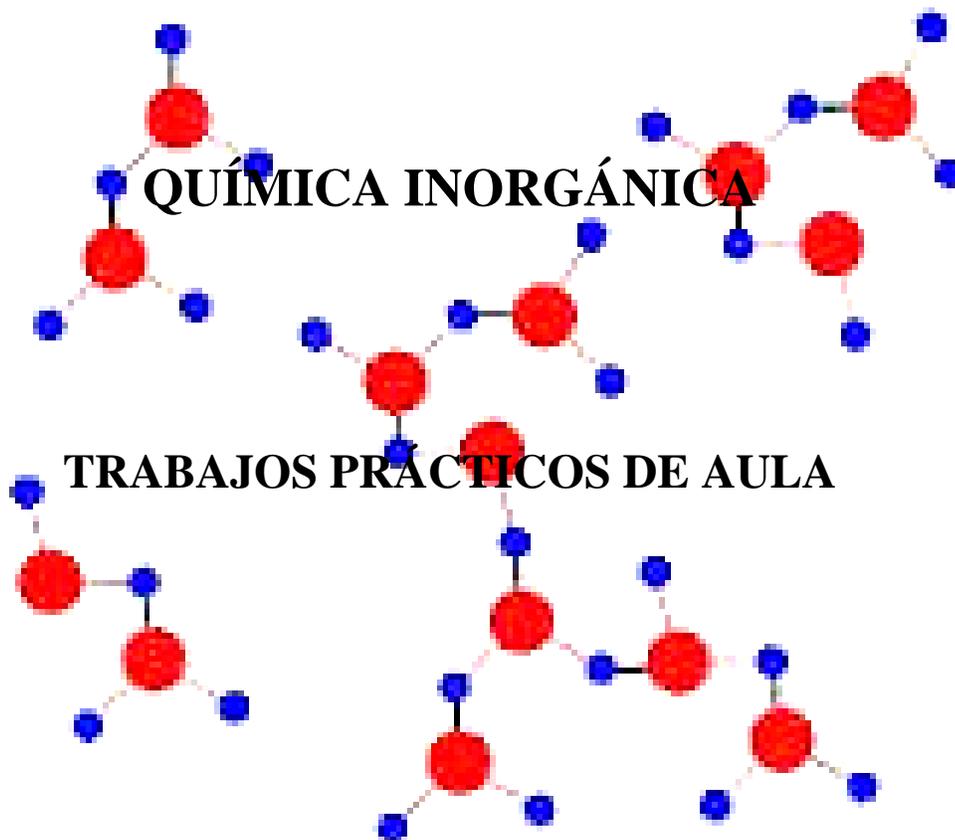
**2018**



UNIVERSIDAD NACIONAL DE CUYO



FACULTAD DE CIENCIAS APLICADAS A LA INDUSTRIA



**PROFESORES:**

**TITULAR:** Esp. Ing. Mónica Alejandra MORANT

**JTP:** Lic. Gladys LIMA

Prof. Celina TONIDANDEL

**ATP:** Ing. Héctor CÁCCOMO

Prof. María Noelia RUÍZ ALCANTÚ

Prof. María Eugenia MÁRQUEZ

2018

---

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Aula N°1.**

**Tema: Enlaces Químicos.**

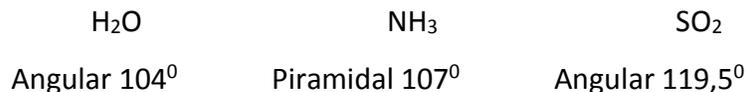
**TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS**

**Actividad 1.**

- A. Realizar un cuadro comparativo que indique los distintos tipos de enlaces que conoces, sus principales propiedades generales y señalar ejemplos de sustancias cotidianas que presenten dichos enlaces. Ayúdate de los libros de texto empleados por la cátedra. (Puedes referirte a los tres tipos de enlaces más conocidos: iónico, covalente y metálico).
- B. Al referirnos a un compuesto iónico, ¿es correcto hablar de moléculas? Justificar.
- C. Representar la estructura de una sustancia iónica.

**Actividad 2.**

- A. Dadas las siguientes moléculas:



Dibujar las geometrías electrónicas y moleculares de los compuestos presentados. Justificar la situación presentada.

**ESTRUCTURAS DE LEWIS**

**Actividad 3.**

- A. Dibujar las fórmulas puntuales de Lewis para:



---

### CONCEPTO DE RESONANCIA

#### Actividad 4.

Algunas moléculas o iones poliatómicos pueden ser representados por dos o más fórmulas puntuales con el mismo ordenamiento de átomos, fenómeno que denominamos “Resonancia”.

**A.** Explicar el fenómeno de **resonancia** con el apoyo de la clase teórica y la bibliografía.

**B.** Proponer estructuras resonantes razonables para las siguientes especies:

1.  $\text{NO}_3^-$
2.  $\text{SO}_4^{2-}$
3.  $\text{NO}_2$
4.  $\text{CO}_3^{2-}$
5.  $\text{C}_6\text{H}_6$  (benceno, en estructura cíclica)

### TEORÍA DE RPECV

#### Actividad 5.

Muchas propiedades físicas y químicas de los compuestos se ven afectadas por la organización tridimensional de los átomos que constituyen las moléculas de los mismos. Por ello es importante encontrar métodos que permitan predecir la “estructura o geometría molecular”.

Uno de ellos es el de la “**Repulsión de pares de electrones de la capa de valencia**” (RPECV), y a él nos referimos en el siguiente ejercicio:

**A.** Dibujar y nombrar la geometría electrónica y molecular o iónica de las siguientes especies:

1.  $\text{SnCl}_4$
2.  $\text{SF}_6$
3.  $\text{BF}_3$
4.  $\text{BrO}_3^-$
5.  $\text{H}_3\text{O}^+$
6.  $\text{ZnCl}_2$
7.  $\text{ClF}_5$
8.  $\text{XeF}_4$

### TEORÍA DEL ENLACE DE VALENCIA Y DE LA HIBRIDACIÓN

#### Actividad 6.

Para justificar el número de enlaces covalentes y la geometría molecular de muchos compuestos se debe recurrir al concepto de **hibridación** de orbitales, éste consiste en una recombinación de orbitales de un mismo átomo para dar un nuevo conjunto de orbitales que son mezclas de aquellos.

Revisando los conceptos explicados en clase acerca de la Teoría del Enlace de Valencia e Hibridación, realiza las siguientes actividades:

Dados los siguientes compuestos:

**1. CH<sub>4</sub> 2. BF<sub>3</sub> 3. CO<sub>2</sub>**

- A.** Justificar con representando gráficamente las estructuras electrónicas y moleculares.  
Expresar con tus palabras el significado que le atribuyes a esas estructuras.
- B.** Explicar esas mismas estructuras por la Teoría de Valencia.
- C.** Aplicar la Teoría de Hibridación a estas mismas estructuras.

**Actividad 7.**

**A.** Analizar las posibles hibridaciones para las especies químicas presentadas y luego completar el siguiente cuadro:

**1. SO<sub>4</sub><sup>-2</sup> 2. ClO<sub>2</sub><sup>-</sup> 3. ClO<sub>3</sub><sup>-</sup> 4. BF<sub>3</sub> 5. XeF<sub>4</sub> 6. PF<sub>5</sub>**

Especie Química	Regiones de alta densidad electrónica	Geometría electrónica	Hibridación en el átomo central	Geometría molecular	Orientación del orbital	Ángulos de enlace
SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>						
ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>						
ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>						
BF <sub>3</sub>						
XeF <sub>4</sub>						

PF <sub>5</sub>						
-----------------	--	--	--	--	--	--

### MOLÉCULAS POLARES

#### Actividad 8.

**A.** Indicar cuáles de las siguientes moléculas son polares y por qué. En caso que lo sean, usar la notación con flecha para designar la dirección de la polaridad.

**1.** CH<sub>3</sub>Br **2.** CH<sub>2</sub>Br<sub>2</sub> **3.** CHBr<sub>3</sub> **4.** CBr<sub>4</sub>

**B.** De acuerdo a las **geometrías moleculares** indicar qué moléculas tienen momentos dipolares iguales a cero. Explicar por qué.

**1.** SO<sub>3</sub> **2.** IF **3.** Cl<sub>2</sub>O **4.** O<sub>3</sub> **5.** AsCl<sub>3</sub>

---

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Aula N°1.**

**Tema: Sólidos.**

**TIPOS DE SÓLIDOS CRISTALINOS**

La resolución de algunos de los siguientes ejercicios requiere de información que podrá Consultar en la bibliografía recomendada en el programa.

**Actividad 1.**

Complete el cuadro “Comparación entre las propiedades de los distintos tipos de sólidos” teniendo en cuenta los conceptos vistos en la parte teórica o en la bibliografía correspondiente.

**Comparación entre las propiedades de los distintos tipos de sólidos**

<b>Tipo de Sólido</b>	<b>Iónico</b>	<b>Covalente</b>	<b>Molecular</b>	<b>Metal</b>
<b>Unidad que se repite</b>				
<b>Enlace entre unidades</b>				
<b>Conductividad eléctrica</b>				
<b>Punto de Fusión</b>				
<b>Punto de Ebullición</b>				
<b>Ejemplos</b>				

**Actividad 2.**

Un sólido es insoluble en agua, no conductor y no se funde cuando se calienta a 1000 °C.

¿Cómo lo clasificaría?

**Actividad 3.**

Un sólido se disuelve en agua y forma una solución conductora de la corriente eléctrica.

Al calentarlo se descompone térmicamente dando como productos un gas y otro sólido.

Este comportamiento es característico de:

**a. C (grafito) b. Fe c. NaF d. Li<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>**

¿Cómo clasificaría a los sólidos anteriores?

**Actividad 4.**

Determinar la unidad estructural a partir de la cual se construye el sólido y el tipo de enlace dentro de la unidad y entre unidades para las siguientes sustancias en estado sólido.

Indicar el tipo de sólido en cada caso.

**a. KCl b. N<sub>2</sub> c. IBr d. Cu e. CaCO<sub>3</sub>**

**Actividad 5.**

Un sólido es blando y tiene bajo punto de fusión (debajo de 100 °C). Ni el sólido como tal ni fundido ni la solución acuosa del mismo conducen la electricidad. Clasifique el sólido.

**Actividad 6.**

Clasifique los elementos del segundo período de la tabla periódica en estado sólido como sólido iónico, covalente, molecular o metálico.

**Actividad 7.**

Clasificar cada una de las siguientes sustancias al estado sólido, como moleculares, iónicos, covalentes o metales:

	PF (°C)	PE (°C)	Tipo de enlace	Tipo de sólido
Si				
W				
BN				
CO <sub>2</sub> (hielo seco)				
Hg				
Xe				
P <sub>4</sub> (blanco)				
LiCl				
Ar				
Ni				

**Actividad 8.**

**A.** ¿Cuáles de las siguientes sustancias al estado sólido, son sólidos covalentes y cuáles son sólidos moleculares?

1. S<sub>8</sub> 2. P (negro) 3. BiCl<sub>3</sub> 4. HBr(g) 5. C(d) 6. P<sub>4</sub>O<sub>6</sub> 7. SiH<sub>4</sub>.

**B.** Sobre la base de las propiedades dadas, proponer el tipo de sólido para:

- 1) LiF conductor de la corriente eléctrica al estado fundido, PF = 870 °C; PE = 1670 °C;  
2) SiC no conduce la corriente eléctrica ni sólido ni fundido, PE muy alto, PF = 2600 °C.

**C.** A partir de las siguientes propiedades del boro elemental, clasifíquelo como uno de los sólidos cristalinos: es una sustancia muy dura e insoluble en agua, punto de fusión alto (2300 °C) y mal conductor de la electricidad

---

**Química Inorgánica.**

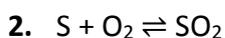
**Trabajo Práctico de Aula N°3.**

**Tema: Reacciones Redox.**

**CONCEPTO DE ÓXIDO-REDUCCIÓN**

**Actividad 1.**

Dadas las siguientes reacciones, contestar:



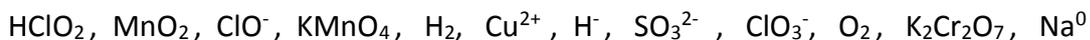
- A. ¿Observas algún cambio en los índices de oxidación de los elementos?
- B. ¿Cómo clasificarías estas reacciones?
- C. ¿Cómo defines los conceptos de oxidación y reducción? Formula en forma genérica.  
¿De qué forma se relacionan con los índices de oxidación?

**Actividad 2.**

A. Determinar los índices de oxidación del carbono y del cobre en los compuestos respectivos CO, CO<sub>2</sub>, en el diamante, CuSO<sub>4</sub> y cobre metálico.

B. Teniendo en cuenta los números de oxidación:

Analizar qué especies pueden reaccionar solamente como oxidantes y cuáles son exclusivamente reductoras y cuáles comportarse como oxidante y reductora:



**PILA GALVÁNICA**

**Actividad 3.**

Para formar una pila sencilla se sumerge una barra de cromo en un vaso de precipitados que contiene una disolución de Cr(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> 1M. En otro vaso se coloca una barra de plata conteniendo una solución 1M de AgNO<sub>3</sub>. Los electrodos se conectan y se emplea un puente salino para conectar las soluciones de los dos vasos.

A. Esquematizar la pila galvánica anterior y ubicar sus partes.

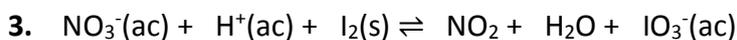
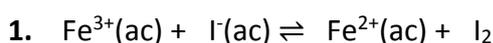
**B.** Explicar el proceso de funcionamiento de dicha pila, indicando:

- ◆ Qué ocurriría si el interruptor está cerrado.
- ◆ Qué electrodo presentará aumento de masa luego de que la pila haya funcionado algún tiempo.
- ◆ Qué sucede con el potencial cuando se establece el equilibrio y cuando se quita el puente salino.
- ◆ Qué acontecería con el potencial en caso de añadir Na<sub>2</sub>S a la hemipila que contiene iones Ag<sup>+</sup> para precipitar Ag<sub>2</sub>S.

### AGENTES OXIDANTES Y REDUCTORES

#### Actividad 4.

- A.** Describir los pasos a seguir para balancear una ecuación por el método del ion electrón en medio ácido.
- B.** Describir los pasos a seguir para balancear una ecuación por el método del ion electrón en medio básico.
- C.** Para cada una de las siguientes reacciones sin ajustar, identificar la especie oxidada, la especie reducida, el agente oxidante y el agente reductor.



**D.** Realizar el balance de las ecuaciones redox por el método del ion- electrón de acuerdo al medio en el que se encuentren, identificar la especie oxida y la reducida, el agente oxidante y el reductor.

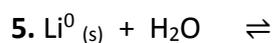
1.  $\text{KI} + \text{KClO}_3 \rightleftharpoons \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{KOH}$
2.  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac}) + \text{I}^-(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + \text{I}_2(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$
3.  $\text{MnO}_4^-(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + \text{ClO}^-(\text{ac})$
4.  $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s}) + \text{NO}_3^-(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) + \text{NO}_2^-(\text{ac})$
5.  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{C}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$
6.  $\text{MnO}_4^-(\text{ac}) + \text{SO}_3^{2-}(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}$
7.  $\text{KNO}_3(\text{ac}) + \text{Al} + \text{KOH} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{KAlO}_2$
8.  $\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
9.  $\text{H}_2\text{S}(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac}) + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + \text{S}^0(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}$
10.  $\text{Cr}(\text{OH})_3(\text{s}) + \text{ClO}_3^- \rightleftharpoons \text{CrO}_4^{2-}(\text{ac}) + \text{Cl}^-(\text{ac})$
11.  $\text{HNO}_3(\text{ac})(\text{d}) + \text{ZnS}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{S}^0(\text{s}) + \text{NO}(\text{g}) + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}$
12.  $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + \text{O}_2(\text{g})$
13.  $\text{MnO}_4^-(\text{ac}) + \text{NO}_2(\text{g}) + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{NO}_3^-(\text{ac})$
14.  $\text{HCl} + \text{Zn}^0 \rightleftharpoons \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
15.  $\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{KIO}_3 \rightleftharpoons \text{KI} + \text{K}_2\text{CrO}_4(\text{ac})$

### PREDICCIÓN DE PROCESOS ESPONTÁNEOS

#### Actividad 5.

**A.** De acuerdo a los potenciales de reducción, predecir si las siguientes reacciones pueden ser procesos espontáneos en el sentido indicado. Luego completar las ecuaciones y justificar la respuesta.

1.  $\text{Mg}^0(\text{s}) + \text{Sn}^{2+} \rightleftharpoons$
2.  $\text{Mn}^0(\text{s}) + \text{Cu}^+ \rightleftharpoons$
3.  $\text{Cu}^0(\text{s}) + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons$
4.  $\text{Zn}^0(\text{s}) + \text{Fe}^{3+} \rightleftharpoons$



**Actividad 6.**

- A.** ¿Qué ocurriría si se introduce un trozo de cobre metálico en una solución que contiene iones cromo  $\text{Cr}^{3+}$ ? Justifica tu respuesta. Formule. (¿Podríamos tener en solución otro ion para que la reacción ocurra en sentido contrario?)
- B.** ¿Puede emplearse un vaso de aluminio para agitar una solución  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ ?
- C.** ¿Convendría comprar cucharas de hierro para agitar una solución de  $\text{AgCl}$ ?
- D.** Investiga qué función cumplen los ánodos de sacrificio en la industria. Plantea ejemplos de los mismos.

---

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Aula N°4.**

**Tema: Ácido-Base.**

**CONCEPTO DE ÁCIDO-BASE**

**Actividad 1.**

**A.** Dados los siguientes sistemas materiales colocar en una columna los ácidos y en otra las bases. Buscar el dato de pH de una solución acuosa de los mismos, para justificar la clasificación.

- ◆ Aspirina.
- ◆ Limón.
- ◆ Amoníaco.
- ◆ Vinagre.
- ◆ Soda cáustica.
- ◆ Bicarbonato de sodio.
- ◆ Leche.
- ◆ Vino.
- ◆ Café.

**B.** Definir los conceptos de ácido y base.

**TEORÍAS ÁCIDO-BASE**

**Actividad 2.**

**A.** Leer los conceptos teóricos y resolver en grupo.

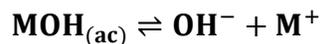
**1. De acuerdo a la teoría de Arrhenius:**

**Ácido:** es un compuesto químico que produce iones  $H^+$  (ac) en disolución acuosa.

Ej.:  $HCl$ ;  $HSO_4^-$ ;  $HNO_3$

**Base:** es un compuesto químico que produce iones  $OH^-$  en disolución acuosa.

Ej.:  $NaOH$  ;  $Ba(OH)_2$



**2. De acuerdo a la teoría de Bronsted - Lowry:**

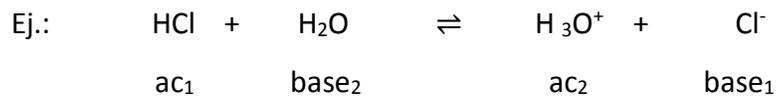
**Ácido:** es todo compuesto capaz de ceder  $H^+$



Donde A<sup>-</sup> es otro ion que acompaña al protón en el ácido y tiene carácter básico, pues puede aceptar un protón para regenerar el ácido original; o sea que A<sup>-</sup> es la **base conjugada** del ácido HA y a su vez, HA será el **ácido conjugado** de la base A<sup>-</sup>.

Mientras mayor sea la tendencia de HA a ceder protones (mayor carácter ácido); más débil será su base conjugada (A) y viceversa.

Estas parejas ácido - base se llaman **PARES CONJUGADOS**.



**B.** De acuerdo a la teoría de Bronsted-Lowry, completar los pares conjugados en el siguiente cuadro:

ACIDO CONJUGADO	BASE CONJUGADA
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	
	CN <sup>-</sup>
	NH <sub>3</sub>
HS <sup>-</sup>	
	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>
	I <sup>-</sup>
	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> O	
	H <sub>2</sub> O
HCl	
	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	
	Br <sup>-</sup>

C. ¿Qué comportamiento observas en el caso de  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{HSO}_4^-$  y  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ? ¿Cómo se denominan estas especies?

¿Qué diferencia encuentras entre el comportamiento del HCN y del HCl, con respecto al de  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{HSO}_4^-$  y  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ?

### FORTALEZA DE ÁCIDOS Y BASES

Si se expresa el proceso de ionización de ácidos y bases como un equilibrio:



Cuanto más desplazado el equilibrio hacia la formación de  $\text{H}^+$ , mayor carácter ácido tendrá la solución.

Las características ácidas (o básicas) indican la mayor o menor capacidad de una sustancia para ceder protones (comportamiento ácido) o para aceptarlo (comportamiento básico).

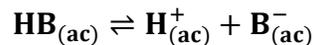
Para *ácidos fuertes*: no se puede hablar de equilibrios:



Al igual que para *bases fuertes*:

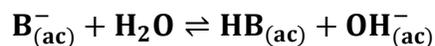


Para *ácidos débiles*:



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] * [\text{B}^-]}{[\text{HB}]}$$

Para *bases débiles*:



$$K_b = \frac{[\text{HB}] * [\text{OH}^-]}{[\text{B}^-]}$$

**K<sub>a</sub>**: constante de ionización o disociación del ácido.

**K<sub>b</sub>**: constante de disociación de la base.

### Actividad 3.

A. Resolver los siguientes ejercicios.

1. Si se tiene una solución 0,1 M de ácido fórmico (HCOOH) encontrado en el organismo de las hormigas y cuya K<sub>a</sub> es de 1,77. 10<sup>-4</sup>. ¿Cuál será la concentración de los iones hidrógeno; del ion formiato y del ácido original en el equilibrio?
2. Calcula el grado de ionización del ácido acético en una solución 0,3 M, si la K<sub>a</sub>=1,75. 10<sup>-5</sup>.
3. Calcula la concentración de OH<sup>-</sup> de una solución 0,15 M de amoníaco si K<sub>b</sub>=1,77.10<sup>-5</sup>.

### pH y pOH

La acidez se expresa en función de la concentración de protones; a mayor concentración de H<sup>+</sup>, mayor acidez. Para calcularla se utiliza con frecuencia la función potencial (p) que es el logaritmo decimal de las variables, cambiado de signo.

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}^+]} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]} = -\log[\text{OH}^-]$$

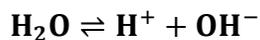
$$\text{pK}_a = -\log K_a$$

### Actividad 4.

Calcular el pH de las soluciones de los problemas 1 y 3 anteriores.

### CONSTANTE IÓNICA DEL AGUA

Recordando la ionización del agua:



$$K_w = [\text{H}^+] * [\text{OH}^-]$$

---

$$\text{siendo } K_w = 1,0 \cdot 10^{-14} \quad (\text{a } 25^\circ\text{C})$$

En el equilibrio:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] \quad \text{por lo que:}$$

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

$$\text{pH} = \text{pOH} = 7$$

Otras expresiones que se deducen de lo anterior son:

$$K_w = K_a \cdot K_b$$

$$\text{p}K_w = \text{p}K_a + \text{p}K_b$$

La siguiente tabla indica en el medio que se pueden encontrar las soluciones:

pH	pOH	Reacción
>7	<7	solución alcalina
7	7	solución neutra
<7	>7	solución ácida

### Actividad 5.

A. Completar la siguiente tabla.

	$[\text{H}^+]$	pH	$[\text{OH}^-]$	pOH
1.		4,8		
2.		12,61		
3.	$3 \cdot 10^{-4}$			
4.				
5.			$5 \cdot 10^{-11}$	
6.				3,4

### Actividad 6.

Resolver los siguientes interrogantes.

- A. El jugo gástrico tiene un pH que oscila entre 1,2 y 3. Si se puede pensar que los protones del jugo gástrico provienen de ácido fuerte como el HCl ¿Cuál es la concentración del ácido clorhídrico en g/L en el estómago de una persona cuando el pH de su jugo gástrico es de  $\text{pH}=2$ ?
- B. El jugo de limón tiene un pH de 2,3 ¿Qué concentración de protones posee?
- C. Todos sabemos que cuando hablamos de un medio acuoso neutro nos referimos a  $\text{pH}=7$ . Sin embargo esto es así sólo a  $25^{\circ}\text{C}$ . A la temperatura media del organismo humano,  $37^{\circ}\text{C}$  la constante  $K_w$  es  $2,4 \cdot 10^{-14}$ . ¿Cuál será el valor de pH; pOH y pKw?

### Actividad 7.

A. Considerando los siguientes ácidos:

Ácido	A	B	C
pKa	6,7	4,4	1,9

1. Ordenar los ácidos en sentido creciente de fuerza de acidez.
2. ¿Cuál tiene el valor de  $K_a$  más grande?

### Actividad 8.

A. Determinar el valor de pKa para los siguientes ácidos, teniendo en cuenta el valor de  $K_a$ .

1.  $\text{HSO}_4^-$   $K_a = 1,2 \cdot 10^{-2}$
2. HCN  $K_a = 2,1 \cdot 10^{-9}$
3. HF  $K_a = 6,4 \cdot 10^{-4}$

B. Para los tres ácidos del ejercicio anterior, calcular el pKb de la forma básica conjugada.

### Actividad 9.

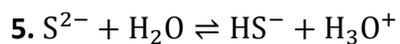
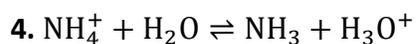
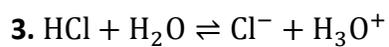
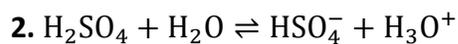
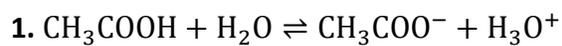
A. Calcular la concentración de protones para los siguientes pH:

- ◆ Jugo de limón: 2,4

- ◆ Cerveza: 4,7
- ◆ Tomate: 4,4
- ◆ Saliva humana: 6,5
- ◆ Leche: 6,3
- ◆ Sangre: 7,4
- ◆ Huevos: 7,6

**Actividad 10.**

**A.** Para los siguientes ejemplos buscar la K de la bibliografía y predecir el desplazamiento del equilibrio, teniendo en cuenta la fortaleza de los ácidos y bases. Justifica comparando los valores de las constantes.



---

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Aula N°5.**

**Tema: Compuestos de Coordinación.**

**Actividad 1.**

**A.** Determinar el índice de coordinación y el estado de oxidación con que está actuando el átomo metálico en los siguientes compuestos de coordinación.

1.  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_3$
2.  $[\text{Cr Br}_2 (\text{H}_2\text{O})_4]^+$
3.  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
4.  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
5.  $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{-2}$
6.  $[\text{Co Cl}_2 (\text{NH}_3)_4]^+$

**B.** Nombrar los compuestos anteriores.

**Actividad 2.**

**A.** Escribir la fórmula de las siguientes especies.

1. Cloruro de pentaminoclorocobalto (III)
2. Nitrato de diclorobis(etilendiamino)platino(IV)
3. Hexanitrocobaltato(III) de sodio
4. Tetrahidroxozincato (II)
5. Cloruro de cloropentaacuocromo(III)
6. Tetrabromocuprato (II)
7. Diclorobis(etilendiamino) cromo(III)
8. Tetracianocuprato(II) de potasio

9. Sulfato de tris(etilendiamino)cobalto(III)

10. Pentacarbonilhierro(0)

### Actividad 3.

A. Indicar el nombre de las siguientes especies de coordinación.

1.  $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$

5.  $[\text{Co Br}_2 (\text{en})_2]$

9.  $[\text{CrCl}_3(\text{NH}_3)_3]$

2.  $[\text{Co Cl}_2 (\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$

6.  $[\text{Pt Cl} (\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_3$

10.  $[\text{CoClNO}_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}$

3.  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

7.  $[\text{Cr Cl}_2 (\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}$

4.  $[\text{Cr}(\text{en})_3]\text{Cl}_3$

8.  $[\text{Co Cl}_2 (\text{NH}_3)_4]^+$

### Actividad 4.

A. ¿Cuántos isómeros geométricos pueden existir (en teoría) para las siguientes especies? Justificar

1.  $[\text{PtClBr}(\text{H}_2\text{O})_2]$  cuadrado plana.

2.  $[\text{PtCl}_3(\text{NH}_3)]$  cuadrado plana.

3.  $[\text{ZnCl}_2(\text{NH}_3)_2]$  tetraédrico.

B. Dibujar cada forma e indicar su nombre.

### Actividad 5.

A. ¿Cuántos isómeros geométricos y ópticos pueden existir (en teoría) para las siguientes especies? Justificar

1.  $[\text{CoCl}_4(\text{NH}_3)_2]^-$

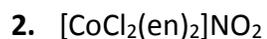
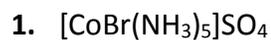
3.  $[\text{CoCl}_3(\text{NH}_3)(\text{en})]$

2.  $[\text{CoCl}_2\text{Br}_2(\text{NH}_3)_2]^-$

B. Dibujar e indicar sus nombres. (Los átomos de N de "en" solo pueden enlazarse en posiciones adyacentes).

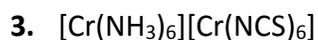
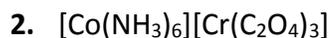
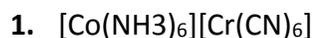
### Actividad 6.

A. Formular los isómeros de ionización de los siguientes complejos. Nombrar los compuestos.



### Actividad 7.

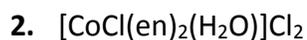
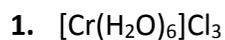
A. Formular y nombrar los isómeros de coordinación.



B. ¿Pueden estos complejos presentar isomería de enlace? justificar

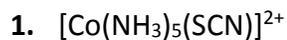
### Actividad 8.

A. Escribir y nombrar isómeros de hidratación.



### Actividad 9.

A. Formular y nombrar el isómero de enlace.



---

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Aula N°6.**

**Tema: Elementos Representativos de la Tabla Periódica.**

**Red de conceptos interrelacionados para la interpretación de la Química descriptiva.**

**INTRODUCCIÓN**

Para la interpretación de la Tabla Periódica y el conocimiento de los elementos representativos será de gran utilidad recordar conceptos vistos en Química General, la teoría del enlace químico, el fundamento de las reacciones ácido-base y reacciones redox, así como la interpretación de una serie de saberes interrelacionados que se verán en el presente práctico. Se requiere de un conocimiento previo de estos para comprender la química de los elementos representativos de la Tabla Periódica.

**Actividad 1.**

Formar grupos de 4 o 5 personas y realizar una lectura comprensiva del capítulo 9 “construcción de un conjunto de ideas interrelacionadas para dar sentido a la tabla periódica” del libro Química Inorgánica. Autor: Rodgers Glen E. Editorial: Mc Graw Hill.

**Actividad 2.**

**A.** Para interpretar con sentido y en forma relacionada la Química descriptiva de los elementos de la Tabla Periódica, proponemos realizar las siguientes actividades:

Elaborar un mapa conceptual, esquema u otro diseño que se considere apropiado, de forma tal que incluya y organice los conceptos propiedades periódicas

**B.** Explica con tus propias palabras la ley periódica.

**C.** ¿Qué es lo que caracteriza a los elementos de un mismo grupo?

**D.** Escribe un párrafo explicando las tendencias en la carga nuclear a lo largo del segundo período, (Li→Ne). Incluye una definición concisa de carga nuclear.

**E.** Calcula  $Z_{ef}$  para los electrones de valencia ns del litio, sodio y potasio, suponiendo que  $\sigma$  es igual al número de electrones más internos.

**F.** De la siguiente traída de elementos , ¿Cuál espera que presente el máximo valor de energía de ionización? Justifica esta respuesta

**Z= 32, Z= 33, Z= 34**

**G.** ¿Cómo cambia el radio atómico según avanza de izquierda a derecha a lo largo de un período? Explica tus observaciones basándote en la configuración electrónica de los elementos.

**H.1** Escribe un párrafo explicando las tendencias generales en la afinidad electrónica.

2. Define esta propiedad.

3. Predice cuál de los siguientes elementos aluminio, silicio o fósforo la afinidad electrónica más negativa.

**I.** ¿Qué elemento presenta principio de singularidad el grupo II A? ¿Por qué?

**J.** Explique el concepto de electronegatividad.

**K.** ¿Qué elementos de la tabla periódica presentan efecto diagonal? Explique esta propiedad.

**L.** ¿Cuál de estos elementos presenta efecto par inerte Al o TI? Justifica la respuesta.

---

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Aula Nº7.**

**Tema: GRUPO I: Metales Alcalinos.**

**GRUPO II: Metales Alcalino-Térreos.**

**Actividad 1.**

A. Para los grupos I y II, indicar:

1. Elementos que lo conforman.
2. Configuración de valencia (y casillas cuánticas).
3. Estados de oxidación (Justificar).

**Actividad 2.**

A. Completar el siguiente cuadro describiendo la variación de las propiedades periódicas a través de cada uno de los grupos.

PROPIEDAD	GRUPO I	GRUPO II
Radio atómico		
Potencial de ionización		
Carácter metálico		
Poder reductor		

**Actividad 3.**

A. Comparar las siguientes propiedades entre los grupos I y II:

- Radio atómico.
- Punto de fusión
- Punto de ebullición.
- Dureza.

**Actividad 4.**

A. ¿Qué características presentan los elementos Li y Be que los hacen diferentes al resto de los elementos de sus respectivos grupos?

**Actividad 5.**

A. Describir y explicar las propiedades que presentan en común el Li y el Mg por similitud diagonal.

B. Realizar el mismo análisis para el Be y el Al.

**Actividad 6.**

A. Completar el siguiente cuadro respecto a los compuestos que forman los elementos del grupo I con Oxígeno. (Plantear las ecuaciones generales).

COMPUESTOS	FORMACIÓN	HIDRÓLISIS	ELEMENTOS QUE LO FORMAN
ÓXIDOS ( $O^{2-}$ )			
PERÓXIDOS ( $O_2^{2-}$ )			
SUPERÓXIDOS ( $O_2^-$ )			

**Actividad 7.**

A. Plantear la ecuación de obtención de los óxidos del grupo II. Formular la hidrólisis de los mismos y analizar su carácter ácido-base.

**Actividad 8.**

A. ¿Qué compuestos forman los metales alcalinos y alcalinotérreos con Hidrógeno?

B. ¿Cómo se pueden obtener estos compuestos? Formular.

**Actividad 9.**

A. ¿Qué compuestos forman los metales alcalinos y alcalinotérreos con Carbono?  
¿Cómo se pueden obtener estos compuestos? Formular.

B. Plantear la hidrólisis de dichos compuestos.

**Actividad 10.**

A. Mencionar y formular las sales que forman los metales alcalinos y alcalinotérreos (haluros, oxoaniones, etc.).

**Actividad 11.**

A. ¿Cómo pueden obtenerse los metales alcalinos y alcalinotérreos? Explicar en particular los métodos de obtención de Sodio.

---

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Aula N°8.**

**Tema: Grupo IIIA de la Tabla Periódica.**

**Actividad 1.**

A. Para el grupo IIIA, indicar:

1. Elementos que lo conforman.
2. Configuración de valencia (y casillas cuánticas).
3. Estados de oxidación: Valencias y Electrovalencias (Justificar e indicar qué elementos pueden presentar los diferentes estados).

**Actividad 2.**

A. Analizar y describir las siguientes propiedades para los elementos del grupo:

- Electronegatividad.
- Potencial de reducción.
- Potencial de ionización.
- Afinidad electrónica.

**Actividad 3.**

A. Indicar para los elementos del grupo:

1. ¿Cuáles son metálicos? ¿Cómo varía el carácter metálico a lo largo del grupo?
2. ¿Cuál es la basicidad de los óxidos que forman? Formular.

**Actividad 4.**

A. Para el elemento BORO:

1. ¿Qué características presenta que lo hacen diferente al resto de los elementos de su grupo?
2. Describir y explicar las propiedades que presentan en común el B y el Si por similitud diagonal.
3. Formular y describir las principales características de los siguientes compuestos del Boro:

- Boratos.
- Óxido y ácido bórico.
- Haluros.
- Boranos.

4. Escribir la estructura de Lewis para  $\text{BCl}_3$  e indicar:

- ¿Será ácido o base de Lewis?
- ¿Qué hibridación sufre el átomo central?
- Explicar usando el concepto de Lewis la reacción entre el  $\text{BF}_3$  y el  $\text{NH}_3$ . ¿Qué tipo de compuestos se forman?

#### Actividad 5.

A. Completar el siguiente cuadro:

ELEMENTO	Boro	Aluminio	Galio	Indio	Talio
Carácter metálico o no metálico					
Estado de oxidación					
Carácter redox					
Carácter ácido-base					
Carácter ácido-base del óxido					
Tipo de compuestos (iónico, covalente)					

#### Actividad 6.

A. Para el elemento ALUMINIO:

1. ¿Cómo se encuentra en solución? Formular.
2. ¿Cómo reacciona el  $\text{Al}^0$  frente a ácidos y bases? ¿Y el  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ? Formular.

3. ¿Cómo puede eliminarse la capa de óxido que recubre al  $\text{Al}^0$  de forma que pueda usarse como reductor?
4. ¿Puede obtenerse carbonato de aluminio combinando un carbonato soluble con solución de  $\text{Al}^{+3}$ ? Justificar.
5. ¿Qué es la “aluminotermia”? Explicar.
6. Describir el proceso de obtención de aluminio por electrólisis.

---

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Aula N°9.**

**Tema: GRUPO IVA de la Tabla Periódica.**

**Actividad 1.**

A. Para el grupos IVA, indicar:

1. Elementos que lo conforman.
2. Configuración de valencia (y casillas cuánticas).
3. Estados de oxidación: Valencias y Electrovalencias (Justifica e Indica qué elementos pueden presentar los diferentes estados).

**Actividad 2.**

A. Analiza y describe la variación de las siguientes propiedades para los elementos del grupo:

- Electronegatividad.
- Potencial de reducción.
- Potencial de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Carácter metálico

**Actividad 3.**

A. Completa el siguiente cuadro:

ELEMENTO	Carbono	Silicio	Germanio	Estaño	Plomo
Estados de oxidación					
Carácter metálico					
Carácter redox					
Basicidad del óxido					

Compuestos químicos	Óxidos					
	Hidruros					
	Haluros					
	Oxoaniones					
	Complejos					

#### Actividad 4.

A. Realiza un cuadro comparativo del comportamiento del Estaño y el plomo en el estado de oxidación +2.

#### Actividad 5.

A. Explica y describe los métodos de obtención para Si, Ge, Sn y Pb

#### Actividad 6.

A. Para el elemento CARBONO:

1. Describe sus variedades alotrópicas, indicando estructura, hibridación, tipo de enlace.
2. Plantea las fórmulas de sus óxidos y describe las características más importantes de cada uno.
3. Formula los equilibrios que se producen al hacer burbujear CO<sub>2</sub> en H<sub>2</sub>O. ¿Cuál es el carácter de la solución resultante, ácido o básico? Clasifica el tipo de reacción que se produce.
4. Plantea las fórmulas de sus haluros y sus respectivas hidrólisis.
5. Describe y formula los diferentes tipos de carburos.

---

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Aula N°10.**

**Tema: GRUPO VA de la Tabla Periódica.**

**Actividad 1.**

**A.** Para el grupo VA, indica:

1. Elementos que lo conforman
2. Configuración de valencia (y casillas cuánticas)
3. Estados de oxidación: Valencias y Electrovalencias (Justifica e Indica qué elementos pueden presentar los diferentes estados).

**Actividad 2.**

**A.** Analiza y describe la variación de las siguientes propiedades para los elementos del grupo:

- Electronegatividad.
- Potencial de reducción.
- Potencial de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Carácter metálico y basicidad de sus óxidos.

**Actividad 3.**

A. Completa el siguiente cuadro, indicando las fórmulas moleculares de los compuestos de mayor importancia para los diferentes estados de oxidación de los elementos del grupo VA (óxidos, oxoácidos, hidróxidos, hidruros, haluros)

Elementos Estados de oxidación (covalencias y electrovalencias)	N	P	As	Sb	Bi
+5					
+4					
+3	Ej.: N <sub>2</sub> O <sub>3</sub> HNO <sub>2</sub> NCl <sub>3</sub>				
+2					
+1					
-1					
-2					
-3					

#### Actividad 4.

A. Para el elemento FÓSFORO, describe:

1. Variedades alotrópicas
2. Ecuaciones de obtención de oxoácidos
3. Estructura de Lewis de oxoaniones
4. Estructura electrónica de la Fosfina.

B. Para los elementos ARSÉNICO, ANTIMONIO Y BISMUTO, describe:

1. Formulas moleculares de los óxidos que forman.
2. Formulas moleculares de los haluros que forman con cloro.
3. Plantea las siguientes ecuaciones:
  - Reducción de arseniatos en medio ácido (poder oxidante)
  - Oxidación de arsenitos en medio básico (poder reductor)

C. Para el elemento NITRÓGENO, describe:

1. Formula molecular y electrónica de los óxidos que forma.
2. Ecuaciones de obtención de los ácidos nitroso y nítrico.
3. Estructura de Lewis de oxoaniones.
4. Geometría molecular y electrónica del Amoníaco.

#### Actividad 5.

A. Para el compuesto Amoníaco:

1. Plantea la ecuación de obtención por el método Haber.
2. Plantea la ecuación de obtención a partir de Cloruro de amonio tratado con Hidróxido de Sodio.
3. Describe sus principales usos y aplicaciones.

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Aula N°11.**

**Tema: GRUPO VI A de la Tabla Periódica.**

**Actividad 1.**

Para el grupo VIA, indica:

- Elementos que lo conforman
- Configuración de valencia (y casillas cuánticas)
- Estados de oxidación: Valencias y Electrovalencias (Justifica e Indica qué elementos pueden presentar los diferentes estados).

**Actividad 2.**

Analiza y describe la variación de las siguientes propiedades para los elementos del grupo:

- Electronegatividad.
- Potencial de reducción.
- Potencial de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Carácter metálico
- Estados de agregación

**Actividad 3.**

**Completa el siguiente cuadro:**

ELEMENTO		Oxígeno	Azufre	Selenio	Teluro	Polonio
Compuestos químicos	Con hidrógeno					
	Con metales					
	Óxidos					
	Oxoácidos					
	Haluros					

#### Actividad 4.

Para el elemento AZUFRE, describe:

- Describe sus propiedades alotrópicas.
- Obtención y propiedades del H<sub>2</sub>S (estructura, carácter reductor)
- ¿Qué carácter ácido base presentan las soluciones de SO<sub>2</sub> en agua y qué carácter reductor?
- Geometrías electrónicas y moleculares de sus oxoaniones (Sulfito y sulfato)
- Métodos de obtención de SO<sub>3</sub> y H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

#### Actividad 5.

Completar los siguientes equilibrios e indica qué propiedad se demuestra con cada uno de ellos:

- $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{O}_2 \rightleftharpoons$
- $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
- $\quad + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{S}^{-2} + \text{H}_3\text{O}^+$
- $\text{H}_2\text{S}(\text{g}) + \text{HNO}_3(\text{d}) \rightleftharpoons$
- $\text{SO}_3^{-2} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
- $\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Aula N°12.**

**Tema: GRUPO VII A de la Tabla Periódica - HALÓGENOS.**

**Actividad 1.**

Para el grupo VIIA, indica:

- Elementos que lo conforman.
- Configuración de valencia (y casillas cuánticas).
- Estados de oxidación: Valencias y Electrovalencias (Justifica e indica qué elementos pueden presentar los diferentes estados).

**Actividad 2.**

**A.** Analiza y describe la variación de las siguientes propiedades para los elementos del grupo:

- Electronegatividad.
- Poder oxidante
- Potencial de ionización.
- Puntos de fusión y ebullición
- Afinidad electrónica. (Estados de agregación)

**B.** Describe las propiedades diferenciales del FLÚOR

**Actividad 3.**

Completa el siguiente cuadro:

ELEMENTO		Flúor	Cloro	Bromo	Iodo	Astato
Compuestos químicos	ÓXIDOS					
	OXOÁCIDOS					

**Actividad 4.**

Plantea las ecuaciones correspondientes a las hidrólisis de los halógenos.

**Actividad 5.**

Plantea la ecuación de formación del ión triyoduro y justifica su estructura.

**Actividad 6.**

Explica qué ocurre cuando a un halógeno se lo trata con un álcali en frío y cuando se lo hace en caliente.

**Actividad 7.**

Plantea las formulas moleculares de los haluros e indica cómo se clasifican.

**Actividad 8.**

¿Qué son los pseudohalógenos e interhalógenos? Ejemplifica.

**Actividad 9.**

Justifica y plantea las geometrías electrónicas y moleculares de los oxoaniones del Cloro.

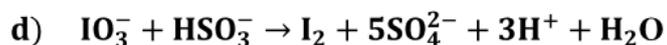
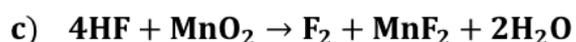
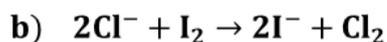
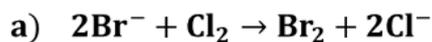
**Actividad 10.**

Ordena las siguientes especies de acuerdo al orden creciente de poder oxidante:



**Actividad 11.**

De las siguientes ecuaciones indica y justifica cuales no son posibles:





UNIVERSIDAD NACIONAL DE CUYO



FACULTAD DE CIENCIAS APLICADAS A LA INDUSTRIA



**DOCENTES:**

**ADJUNTO: Esp. Ing. Mónica Alejandra MORANT**

**JTP: Lic. Gladys LIMA**

**JTP: Prof. Celina TONIDANDEL**

**ATP: Ing. Héctor CÁCCOMO**

**Prof. María Noelia Ruíz Alcantú**

**Prof. María Eugenia Márquez**

---

**Química Inorgánica.**

**Consideraciones sobre las Prácticas de Laboratorio.**

**\*OBJETIVOS DE LA PRÁCTICA DE LABORATORIO.**

La realización de las prácticas de laboratorio posee como objetivos:

- Familiarizar al estudiante con los reactivos, métodos y equipos usados en química.
- Adquirir experiencia personal en cuanto a los procedimientos y reacciones que se realizarán en Química Inorgánica.
- Estimular el interés por la ciencia, por medio del conocimiento del Método Científico.

Teniendo en cuenta que el **método científico** requiere:

*1. Observar 2. Investigar sobre el tema 3. Dar una explicación razonable e hipótesis sobre lo observado 4. Ejecutar experimentos para verificar lo observado 5. Examinar los resultados y hacer nueva hipótesis para verificar.*

Es indispensable tener presente los siguientes puntos:

- a) Leer las experiencias antes de ejecutarlas.
- b) Recurrir al libro de texto y libros de consulta para aclarar dudas y comprender el porqué de las operaciones que se han de ejecutar.
- c) Realizar y observar cuidadosamente los experimentos, anotar todos los detalles observados y buscar explicaciones científicas de los mismos.
- d) Verificar minuciosa y críticamente los cambios ocurridos.

**\*PRECAUCIONES.**

1. Es importante al trabajar en el laboratorio el uso de guardapolvos, anteojos y guantes descartables de látex para prevenir accidentes que puedan llegar a tener consecuencias graves. Contar además con una rejilla y un encendedor o fósforos.

2. No efectuar experimentos que no se hayan indicado.
- 3. No mezclar sustancias para ver qué sucede, pues generalmente ocurren accidentes con graves lesiones.**
4. No dejar sobre la mesada de trabajo elementos de uso personal, libros ni apuntes, pues cabe la posibilidad de que estos se manchen con sustancias corrosivas y/o tóxicas perjudicándolos directamente. Además tener en cuenta que se debe trabajar en forma ordenada y limpia, manteniendo siempre despejado el lugar de trabajo.
5. Corroborar el lugar donde se coloca el material caliente y con qué elemento se lo manipula para evitar quemaduras o roturas de éste.
- 6. Al calentar un tubo de ensayo no apuntar hacia uno mismo ni hacia ningún compañero ya que puede proyectarse el contenido.**
- 7. Al diluir ácidos, verterlos con cuidado y lentamente en un recipiente que contenga agua y agitar constantemente.** No realizar la operación inversa, porque puede proyectarse en forma violeta y causar serias quemaduras.
8. Si sobre uno mismo o sobre la ropa se derrama material corrosivo o tóxico, lavar inmediatamente con abundante agua y recurrir siempre al personal que guía la práctica de laboratorio.
- 9. No probar nunca ninguna sustancia. Puede ser tóxica.**
10. Al percibir el aroma de un líquido o cualquier sustancia, **no exponer la cara directamente sobre la boca del recipiente contenedor**. Agitar el aire con la mano hacia la nariz de manera de percibir el olor **indirectamente**.
- 11. Antes de utilizar un reactivo leer bien la etiqueta para asegurar su contenido. Observar atentamente el pictograma.**
- 12. No mezclar las pipetas que están etiquetadas en la mesada**

13. Tener presente que cuando se realiza una experiencia donde hay desprendimiento de algún gas, se debe realizar siempre bajo campana y nunca tapar herméticamente para evitar la ruptura del recipiente por aumento de la presión en el interior del mismo.

14. Cuando se inflaman líquidos o sólidos contenidos en matraces, vasos o recipientes, tapar la boca de éstos con un vidrio reloj, una cápsula u otro material no combustible. Actuar con calma y preguntar u observar dónde se encuentra un extinguidor para su eventual empleo.

**15. No arrojar sólidos en las piletas a menos que sean solubles o polvos que sean fácilmente arrastrables** pues se pueden tapar las cañerías. Conviene también mantener la canilla abierta cuando se vierten ácidos o cualquier otro líquido, ya que si no se diluyen, corroen las cañerías.

16. Nunca colocar sustancias directamente sobre el platillo de la balanza cuando se desee pesar, **usar vidrio de reloj o papel**. Para medir líquidos utilizar matraces o vasos.

17. Al realizar experimentos usar un marcador de vidrio para rotular el material, de esta forma no será difícil identificarlos.

18. Una vez concluida la tarea, el material debe ser lavado conveniente, como así también debe quedar siempre limpia la mesada de trabajo y en condiciones para que no ocurran accidentes imprevistos por líquidos o sólidos corrosivos vertidos sobre la misma.

Recordar: **el material limpio es esencial para obtener buenos resultados en el trabajo de laboratorio.**

17-Es condición necesaria que durante el trabajo en el laboratorio **no se ingieran alimentos caramelo, chicle o bebidas, ni se fume.**

---

**\*ALGUNAS RECOMENDACIONES ADICIONALES SOBRE EL LAVADO DEL MATERIAL.**

- El material bien limpio es esencial para obtener buenos resultados en el trabajo del laboratorio, procurar hacer una limpieza correcta.
- Lavar el material inmediatamente después de haberlo usado. Eliminar por métodos mecánicos (utilizando cepillos limpiatubos) la mayor cantidad de residuos.
- Lavar de la forma más simple: empezar con agua con detergente, una pequeña cantidad, enjuagar dos veces con agua corriente y, finalmente, lavar por dentro y por fuera con pequeñas cantidades de agua destilada. Si esto no es suficiente ensayar una combinación de un detergente y un **abrasivo**. Si aun así no se limpia totalmente el material, usar una mezcla sulfocrómica (PRECAUCIÓN); añadir al recipiente una porción pequeña de dicha mezcla, procurando cubrir los lugares a limpiar. Si la solución luego del proceso de limpieza queda de color naranja, verterla nuevamente al recipiente.
- Los materiales que han contenido soluciones que emiten humos o vapores (ácidos, amoniacos, etc.) deben llenarse totalmente con agua, por lo menos dos veces, para expulsar todo el gas. Los restos de cal, residuos alcalinos, dióxido de manganeso, óxido de hierro, residuos inorgánicos análogos, se eliminan fácilmente con un poco de ácido clorhídrico comercial, el cual puede recogerse y volverse a usar hasta agotarlo.
- En caso de lavados minuciosos, luego de enjuagar varias veces con agua destilada, el material se enjuaga con etanol comercial o acetona para eliminar todo resto de agua, iones, grasitud o sustancias orgánicas que puedan interferir.
- Rotular las pipetas con un marcador para vidrio indicando el líquido que se extraerá con la misma, para evitar que se mezclen. No dejarlas en un recipiente de reactivo o solvente ya que éstos se pueden contaminar.
- Los materiales que se empleen deben estar perfectamente limpios y secos, esto último es porque si se usa una pipeta húmeda o con gotas de agua, se cometerán errores en la extracción del volumen de solución por dilución, y además se contaminará la solución disminuyendo el título de la misma. Si se encuentran en la mesada de trabajo material

de laboratorio húmedo, se debe flamear directamente a la llama del mechero o colocarlo en una estufa hasta eliminar la humedad, salvo los materiales para medición de volúmenes, ya que estos por acción del calor pierden su calibración.

**\*PAUTAS PARA LA REALIZACIÓN DEL PRE-INFORME DE LABORATORIO.**

El pre-informe de laboratorio tiene como objetivo presentar en **forma sintética y clara**, el procedimiento a realizar durante la práctica de laboratorio. De esta manera, al realizar la experiencia, se pueden visualizar claramente los pasos a realizar. No se trata de realizar una transcripción textual de la guía de laboratorio.

**Algunas consideraciones a tener en cuenta:**

- Incluir el título de la experiencia a realizar.
- Lista de reactivos, a los mismos adjuntar las fichas de seguridad.
- Incluir gráficos del procedimiento.
- No es necesario incluir un listado de materiales y reactivos a utilizar, sino que los mismos se describan en el procedimiento.
- Dejar espacios para colocar anotaciones de las observaciones que se realicen durante la práctica, por ejemplo colores, precipitados, desprendimiento de gas.
- Incluir ecuaciones balanceadas de los procesos a realizar.

**A modo de ejemplo**, para la siguiente experiencia:

**Experiencia N°1: Reacciones de metales con ácidos fuertes.**

- A.** En tres tubos de ensayo agregar 1 mL de HCl 1N y colocar en el tubo 1 un trozo de magnesio, en el 2 de magnesio, una granalla de cinc y algunas virutas de cobre pulidas. Observar las diferentes velocidades de reacción. Escribir las ecuaciones correspondientes.

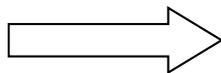
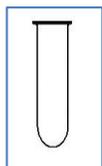
### Experiencia N°1: Reacciones de metales con ácidos fuertes

Nota: Observar velocidad de reacción

OBSERVACIONES

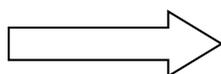
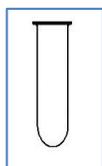
**Tubo N° 1:**

1 ml HCl 1N +  
trozo de Mg



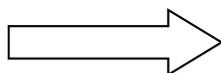
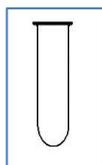
**Tubo N° 2:**

1 ml HCl 1N +  
granalla de Zn

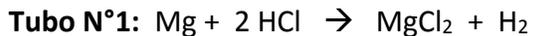


**Tubo N° 3:**

1 ml HCl 1N +  
virutas de Cu



#### Ecuaciones químicas:



#### Conclusiones:

#### **SOBRE EL REGISTRO LAS OBSERVACIONES EXPERIMENTALES.**

Es indispensable que al iniciar una experiencia se disponga de un cuaderno o carpeta de anotaciones, donde se escribirá el encabezado (indicando el nombre del experimento) y fecha respectiva. Posteriormente es importante describir la experiencia ya sea como

diagrama de flujo, o ecuaciones químicas perfectamente balanceadas. Consignar colores, olores, cálculos en forma ordenada.

### **ASISTENCIA Y PUNTUALIDAD**

Se debe tener una asistencia del 100% a los prácticos de laboratorio.

Respetar el horario de entrada a los prácticos de laboratorio. Se tendrá una tolerancia de 5 minutos, si el estudiante no llegara en ese tiempo no podrá ingresar en ese turno.

Es condición para realizar el trabajo práctico de laboratorio presentar un pre informe personal y rendir un pre práctico.

### **IMPORTANTE:**

**LOS PRÁCTICOS DE LABORATORIO A REALIZAR DURANTE EL CURSADO SON CINCO Y PARA PODER ACCEDER AL BENEFICIO DE NO RENDIR LABORATORIO EN EL EXAMEN FINAL, DEBERÁ TENER LOS PRE-PRÁCTICOS APROBADOS Y LA ASISTENCIA AL 100 % DE DICHOS PRÁCTICOS DE LA BORATORIO.**

---

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Laboratorio Nº1.**

**Tema: Reacciones de Óxido-Reducción.**

**INTRODUCCIÓN**

Antiguamente la oxidación y la reducción se consideraban como pérdida o ganancia de oxígeno, o bien como pérdida o ganancia de hidrógeno, o también como aumento o disminución de la carga positiva o finalmente como disminución o aumento de la carga negativa. Actualmente estos procesos se consideran como transiciones de electrones, se denomina **OXIDACIÓN** a la pérdida de electrones y **REDUCCIÓN** a la ganancia de electrones.

Se cumplirá siempre en estos procesos la siguiente reacción:



Por esta razón los procesos de oxidación y de reducción siempre van acoplados, de manera que estos sistemas se pueden denominar SISTEMAS REDOX.

**DESARROLLO**

**\*Experiencia Nº1: Reacciones de metales con ácidos fuertes.**

**Objeto de la experiencia.**

Mediante la transición electrónica se produce un proceso muy importante, la disolución de metales en ácidos. Esta es una de las formas más comunes de obtención de hidrógeno. Sin embargo hay distintas velocidades de disolución de los metales en un ácido como el HCl, en las mismas condiciones, lo cual se pone de manifiesto en la parte (a) de esta experiencia y se debe a las distintas intensidades con que los electrones son retenidos en los átomos metálicos.

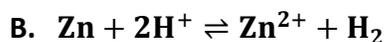
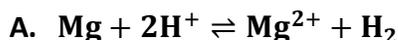
El inciso (b) deja de manifiesto que un metal tal como el cobre que presenta dificultad a ser disuelto por el ácido en este tipo de reacción redox, puede serlo por otro ácido que

**RECUERDA!!!**

1mL =  
20gotas

actúa por la naturaleza oxidante de un anión tal como el  $\text{HNO}_3$  mientras que el Zn, siendo un metal más activo que el cobre también se disolverá pero formando distintos productos de reacción.

Las ecuaciones de las diferentes reacciones son las siguientes:



### Desarrollo de la experiencia

A. En tres tubos de ensayo agregar 1 mL de HCl 1N y colocar en el **tubo 1**: un trozo de magnesio, en el *tubo 2*: una granalla de cinc y en el **tubo 3**: algunas virutas de cobre pulidas. Observar las diferentes velocidades de reacción. Escribir las ecuaciones correspondientes.

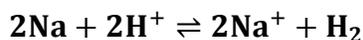
B. A 2 mL de  $\text{HNO}_3$  6N agregar en cada caso: una granalla de cinc y unas virutas de cobre. Observar lo que ocurre. Escribir las ecuaciones correspondientes. Igualar por el método del ión-electrón.

## ¡ATENCIÓN! REALIZAR BAJO CAMPANA

**\*Experiencia N°2: Reacción del sodio con agua.**

### Objeto de la experiencia.

Los átomos de los metales que poseen un electrón aislado en una órbita relativamente muy externa, ceden sus electrones con mayor facilidad. Así ocurre con los metales alcalinos. Estos metales pueden reaccionar con dadores de protones débiles (ácidos muy débiles) como el agua, desprendiendo hidrógeno violentamente:



---

### Desarrollo de la experiencia.

Cortar un trozo de sodio del tamaño de un garbanzo apoyando el metal sobre un papel de filtro seco, y eliminar las costras que pueda tener de manera que quede un trozo de metal pulido que se empañe rápidamente en el aire.

Con las precauciones de rigor, colocar el trozo en una cápsula con agua (consultar con los auxiliares del laboratorio las precauciones a tener en cuenta). Observar lo que ocurre y medir el pH del agua al término del proceso. Escribir la ecuación correspondiente.

### ESTA EXPERIENCIA ES REALIZADA POR EL DOCENTE

#### \*Experiencia N°3: Permanganato de potasio como oxidante.

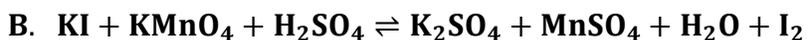
#### Objeto de la experiencia.

Los ensayos a realizar dejan de manifiesto el carácter oxidante del permanganato de potasio, uno de los más utilizados, pudiendo actuar como tal, tanto en medio ácido como en medio alcalino, aunque varía su potencial normal ( $E^{\circ} = +1,52V$  y  $+1,59V$  respectivamente) y también los productos de reacción:



La presencia de  $\text{Fe}^{3+}$  se reconoce con tiocianato de amonio, el cual reacciona con el ión férrico dando un complejo soluble de color rojo sangre.

También con ferrocianuro de potasio se puede reconocer la presencia del ión férrico, con dicho compuesto forma un precipitado azul. En próximas experiencias se podrán comprender estos cambios de color (ver compuestos de coordinación).



El engrudo de almidón da con el yodo un compuesto de color azul.

---

### Desarrollo de la experiencia.

**A.** Colocar 1 mL de una solución diluida de sulfato ferroso 0,1 N en un tubo de ensayo, agregar dos o tres gotas de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1:3 para acidificar y tres a cuatro gotas de solución de KMnO<sub>4</sub> 0,1N. Observar e interpretar. Luego agregar más solución de KMnO<sub>4</sub> 0,1N hasta que no decolore, dejar en observación y luego interpretar.

Escribir las ecuaciones correspondientes y ajustarlas por el método del ión-electrón.

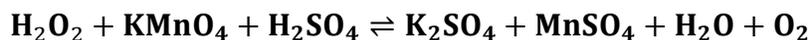
Reconocer la presencia del ión Fe<sup>+3</sup> con sulfocianuro de potasio y ferrocianuro de potasio. Comparar con agregado de sulfocianuro a la solución de FeSO<sub>4</sub> en otro tubo de ensayo como testigo. Interpretar mediante las correspondientes ecuaciones químicas.

**B.** En un tubo de ensayo colocar 1 mL de solución diluida de KI 3%, incorporar dos o tres gotas de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1:3 para acidificar. Agregar de tres a cuatro gotas de KMnO<sub>4</sub> 0,1 N, aparecerá iodo libre que se reconoce con engrudo de almidón. Para realizar este reconocimiento colocar en un tubo de ensayos 3 mL de solución de engrudo de almidón y verter una gota de la solución que contiene el I<sub>2</sub> obtenido. Formular las reacciones y ajustarlas por el método del ión-electrón.

### \*Experiencia Nº4: El agua oxigenada como reductor.

#### Objeto de la experiencia.

Esta experiencia tiene por objeto poner en evidencia la aptitud del agua oxigenada para actuar como reductor. Por lo tanto la reacción correspondiente será la siguiente:



#### Desarrollo de la experiencia.

En un tubo de ensayo colocar 1 mL de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> de 5 V y adicionar 3 gotas de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1:3 para acidificar el medio.

Adicionar entonces poco a poco, hasta que cese la decoloración, KMnO<sub>4</sub> 0,1N.

Formular la reacción y ajustarla por el método del ión-electrón.

**\*Experiencia Nº5: El agua oxigenada como oxidante.**

**Objeto de la experiencia.**

Esta experiencia tiene por objeto poner en evidencia la aptitud del agua oxigenada para actuar como oxidante. Por lo tanto la reacción correspondiente será la siguiente:



**Desarrollo de la experiencia.**

Colocar en un tubo de ensayo 1 mL de agua oxigenada de 5 V, adicionar 3 gotas de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1:3 para acidificar el medio y luego agregar solución de KI 3%, observar el color que se origina como consecuencia de la reacción. Formular la ecuación correspondiente y ajustarla por el método del ión-electrón.

**ALGUNAS CONSIDERACIONES**

Anota en el informe si en la práctica, observas por ejemplo colores, precipitados, desprendimiento de gas.

-Incluye "todas" las ecuaciones balanceadas de los procesos a realizar.

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Laboratorio Nº2.**

**Tema: Equilibrio Ácido-Base.**

**Tema 1: PROPIEDADES CARACTERÍSTICAS DE ÁCIDOS INORGÁNICOS REPRESENTATIVOS:**

**HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>.**

**INTRODUCCIÓN**

**1. Algunas propiedades físicas de los ácidos en estudio.**

**\*Volatilidad:** Los ácidos nítrico y clorhídrico son muy volátiles, en cambio el ácido sulfúrico, el ácido fosfórico y en ciertas condiciones el ácido perclórico son ácidos fijos, no volátiles. Se puede apreciar la diferencia de volatilidad de los ácidos observando los puntos de ebullición:

Ácido	Punto de ebullición (°C)
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> (98%)	338
HClO <sub>4</sub> anhidro	explota
HClO <sub>4</sub> .2 H <sub>2</sub> O	200
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> (85%)	200
HCl (20%)	110
HNO <sub>3</sub> ©	83

En la tabla siguiente se especifican las concentraciones y densidades comunes con que se expenden comercialmente los ácidos.

Ácido	Designación	Concentración % (P/P)	Masa Molar (g/mol)	Densidad (g/mL)
HCl	concentrado	35,5	36,5	1,18
HNO <sub>3</sub>	concentrado	67,0	63,0	1,40
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	glacial	85,0	98,0	1,40
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	concentrado	98,0	98,0	1,83
HClO <sub>4</sub>	concentrado	70,0	100,6	1,68

---

**\*Disolución exotérmica de los ácidos inorgánicos en agua:** El  $\text{H}_2\text{SO}_4$  anhidro o muy concentrado presenta una notable tendencia a hidratarse. Esto se observa cuando se disuelve el ácido en agua, ya que el **proceso es altamente exotérmico**. Teniendo en cuenta lo anterior, las disoluciones del ácido en agua se efectúan adicionando pequeños volúmenes de ácido **lentamente** por las paredes del tubo, agitando simultáneamente para que toda la masa de agua absorba el calor desarrollado. Si se procede a la inversa, pequeñas masas de agua deben absorber todo el calor, vaporizándose de inmediato y proyectándose fuera del recipiente.

Los ácidos perclóricos y nítricos también se disuelven con reacción exotérmica. El ácido fosfórico es soluble en cualquier proporción, pero el desprendimiento del calor es menor.

**\*Solubilidad del cloruro de hidrógeno en agua:** El  $\text{HCl}$  (g) tiene una elevada solubilidad en agua. Es común que forme nieblas al disolverse en el ambiente. En el gas el enlace es covalente (78% de carácter covalente) y el compuesto no manifiesta propiedades ácidas. Al solubilizarse, la molécula se ioniza presentando carácter ácido. El proceso es exotérmico y los datos experimentales indican que a  $0^\circ\text{C}$ , un volumen de agua disuelve 507 volúmenes de gas, mientras que a  $20^\circ\text{C}$  la solubilidad es 400 volúmenes de gas/volumen de  $\text{H}_2\text{O}$ . Ver en ficha de seguridad volatilidad del  $\text{HCl}$  y sus consecuencias, agregar esta información al informe.

## **2. Algunas propiedades químicas características.**

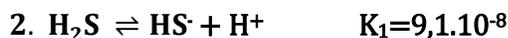
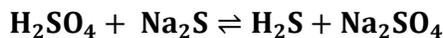
**\*Reacciones con óxidos, carbonatos y sulfuros:** los ácidos inorgánicos mencionados reaccionan con sales, óxidos e hidróxidos de acuerdo a procesos ácido-base en los cuales se transfieren protones desde el ácido a los correspondientes aniones que actúan como base. El ácido nítrico cumple con lo dicho siempre que no pueda manifestar sus propiedades oxidantes.

Para predecir en parte si los procesos pueden ocurrir es conveniente tener en cuenta:

- a) **Constantes de equilibrio de los pares ácido-base presente:** Con los valores de  $K_a$  del ácido reaccionante y de la especie ácida que se puede obtener, es factible

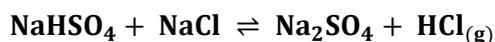
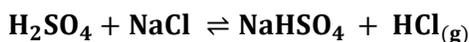
predecir si la reacción tiene lugar. Cuando la  $K_a$  del ácido inorgánico usado es mayor que la  $K_a$  del ácido que se puede formar, la reacción tiene lugar.

Ejemplo:



Como se cumple que  $K_1 (\text{H}_2\text{SO}_4) > K_1 (\text{H}_2\text{S}) > K_2 (\text{H}_2\text{S})$ , los equilibrios (3) y (2) se desplazan hacia la izquierda y la reacción transcurre para formar  $\text{H}_2\text{S} (\text{g})$ . **En consecuencia, siempre que pueda formarse un ácido más débil, la reacción se produce.**

**b) Formación de un producto volátil:** Cuando uno de los productos de la reacción es un gas que se desprende, el sistema se comportará de acuerdo al principio de Le Chatelier, favoreciendo la formación del producto. Por ese motivo los ácidos no sólo atacan a sales de ácidos débiles, sino también a sales de ácidos más volátiles. Por ejemplo, aunque HCl es más fuerte que  $\text{H}_2\text{SO}_4$  en algunos solventes, se puede obtener HCl (g) atacando NaCl.



## DESARROLLO

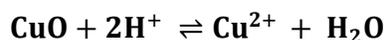
### Propiedades Químicas Características de Ácidos Inorgánicos Representativos:



#### \*Experiencia Nº1: Acción de los ácidos sobre los óxidos.

##### Objeto de la experiencia.

La reacción que tiene lugar entre el CuO con cualquier de los ácidos en estudio es la misma, típicamente ácido-base donde la base aceptora es el ion óxido. Se puede generalizar:



Existen también óxidos inertes o muy resistentes al ataque por ácidos, como SiO<sub>2</sub>, MoO<sub>3</sub>, WO<sub>3</sub>, TiO<sub>2</sub>.

##### Desarrollo de la experiencia.

A. En tres tubos de ensayo colocar una pequeña cantidad de CuO sólido y adicionar 1 mL de HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, y H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> respectivamente.

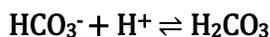
##### **UTILIZAR ÁCIDOS CONCENTRADOS. TRABAJAR BAJO CAMPANA.**

Observar y formular las ecuaciones correspondientes.

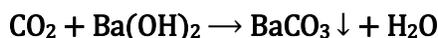
#### \*Experiencia Nº2: Acción de los ácidos sobre los carbonatos.

##### Objeto de la experiencia.

Cuando se ataca un carbonato con ácido el producto final es CO<sub>2</sub> ya que el ácido carbónico es inestable en medio fuertemente ácido. Previamente se cumplen los siguientes equilibrios:



El CO<sub>2</sub> se lo reconoce al hacerlo burbujear en cloruro o hidróxido de bario por precipitación de BaCO<sub>3</sub> de color blanco:



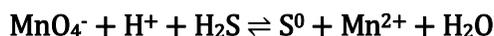
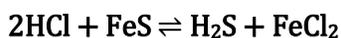
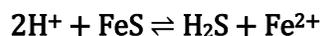
### Desarrollo de la experiencia.

A. En dos tubos de ensayo colocar 3 gramos aproximados de carbonato de sodio sólido y adicionar unos mililitros de HCl 2 N y HClO<sub>4</sub> 2N, respectivamente. Mediante un tubo de desprendimiento recoger el gas producido en la reacción haciéndolo burbujear en una solución de hidróxido de bario. Utilizar ácidos diluidos. Formular las ecuaciones correspondientes a las dos reacciones.

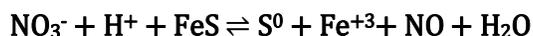
### \*Experiencia N°3: Acción de los ácidos sobre los sulfuros.

#### Objeto de la experiencia.

A. Con excepción del HgS, CuS, Sb<sub>2</sub>S<sub>3</sub> entre otros, los sulfuros se disuelven en ácidos fuertes como HCl formando H<sub>2</sub>S(g). Este último disuelto en agua constituye el ácido sulfhídrico poco dissociado y reconocible por el olor característico a huevos podridos y por decolorar al KMnO<sub>4</sub> en medio ácido. (Trabajar bajo campana).



B. Con el HNO<sub>3</sub> se produce la oxidación del sulfuro a azufre evidenciándose nuevamente el poder oxidante del ácido nítrico, propiedad que lo distingue de los demás ácidos.



(Si se usa ácido nítrico concentrado produce NO<sub>2</sub>)

### Desarrollo de la experiencia.

**A.** Sobre un trozo de FeS adicionar 1mL HCl 2 N. Hacer burbujear, el gas que se desprende sobre 3 mL de una solución 0,02 M de  $\text{KMnO}_4$  en medio  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,5 N. Interpretar y formular las ecuaciones correspondientes.

**UTILIZAR TUBO DE DESPRENDIMIENTO, CONSULTAR AL DOCENTE SU USO.**

**B.** Sobre otro trozo de FeS agregar 1mL de  $\text{HNO}_3$  0,1 N. Observar e interpretar mediante una ecuación la reacción producida.

### Tema 2: EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE.

#### INTRODUCCIÓN

Breve revisión de algunos modos de expresar la concentración de una solución:

**1. Molaridad:** la molaridad de una solución indica el número de moles de soluto que se encuentran disueltos en un litro de solución.

Ejemplos:

**a)** Una solución 1M será aquella que tiene disuelto un mol de soluto en un litro de solución.

**b)** Una solución 0,5 M tendrá disuelta 0,5 moles ( $\frac{1}{2}$  mol) por cada litro de solución.

Recordemos el concepto de **MOL:** Cantidad de masa de una sustancia que expresada en gramos es numéricamente igual al peso molecular de esa sustancia.

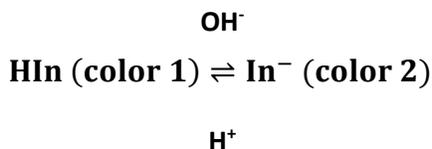
**2. Normalidad:** la normalidad de una solución indica el número de equivalente gramos de soluto que se encuentra disueltos en un litro de solución. Ejemplo:

**a)** Una solución 1N será aquella que contiene un equivalente de soluto por cada litro de solución.

El **EQUIVALENTE GRAMO** de un ácido se calcula dividiendo el valor del mol del ácido por el número de hidrógenos reemplazables que contenga el ácido.

### Medición del pH.

1. La forma más rápida, económica y sencilla es utilizar un indicador ácido- base: sustancia colorida que en un valor de pH determinado cambia súbitamente de color. Es una sustancia ácida o básica, que presenta diferente estructura electrónica dándole un color característico. Por ejemplo:



Existen muchas sustancias que pueden ser usadas como indicadores ácido- base y todas tienen un valor particular de pH en el que cambian de color o viran. El indicador universal, es una mezcla de sustancias colorantes que viran de color en diferentes valores de pH y es el mismo en el que están impregnadas las tiras de papel de pH. Cambia de color con acidez creciente desde el violeta, pasando por el verde (Neutra), el amarillo hasta el rojo. Las mediciones son sencillas y rápidas, pero con baja precisión, normalmente  $\pm 1$  y cambia de color según la siguiente escala:

<b>pH</b>	<b>&lt;4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>	<b>8</b>	<b>9</b>	<b>&gt;10</b>
<b>Color</b>	<b>Rojo</b>	<b>Naranja</b>	<b>Amarillo</b>	<b>Verde</b>	<b>Azul</b>	<b>Índigo</b>	<b>Violeta</b>

2. **pH- metro:** aparato empleado para mediciones de pH más precisas. Consta de dos electrodos conectados a un voltímetro. Uno de los electrodos (de referencia) tiene un valor de potencial constante, mientras que en el otro el potencial varía en proporción directa a la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ .

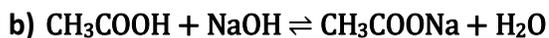
### Neutralización.

En soluciones acuosas se considera la neutralización como la combinación de  $\text{H}^+$  con  $\text{OH}^-$  para formar  $\text{H}_2\text{O}$ . Por lo tanto un ácido se neutraliza con una base a través de los  $\text{H}^+$  del ácido y los  $\text{OH}^-$  de la base.

Ejemplos:



la reacción de neutralización será:  $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$



la reacción de neutralización será:  $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$

## DESARROLLO

### \*Experiencia Nº1: Neutralización de ácidos fuertes y débiles.

#### Objeto de la experiencia.

De los conceptos de ácidos fuertes y débiles se deduce que en una solución de ácido acético, ácido débil, hay muchos menos  $\text{H}^+$  (disociados) que en una solución de la misma concentración de HCl, ácido fuerte. Ahora bien, como la neutralización de una solución de reacción ácida con una solución de reacción alcalina, según la ecuación consiste en



Cabría esperar que para la neutralización de una cantidad dada de ácido acético se requiera mucho menos hidróxido de sodio que para la cantidad equivalente de HCl. Sin embargo en esta experiencia se muestra que el consumo de NaOH es prácticamente el mismo, o sea, que la neutralización se llevó a cabo con todos los átomos de hidrógeno del ácido que pueden reaccionar, no sólo con los disociados, es decir se neutralizó la acidez total.

#### Desarrollo de la experiencia.

**A.** En un erlenmeyer pipetear 10mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0,1N. Agregar 3 gotas de fenolftaleína y desde una bureta adicionar NaOH 0,1 N, hasta que aparezca un color rosado permanente. Repetir la experiencia con 10 mL de HCl 0,1N.

Observar y anotar el volumen de NaOH gastado en cada caso. Justificar.

**\*Experiencia N°2: Determinación de la constante de acidez del ácido acético.**

**Objeto de la experiencia.**

La disociación de un ácido débil HA en su reacción con la base agua, es un ejemplo importante de reacción química que conduce a un estado de equilibrio:  $HA \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

La constante de equilibrio quedará expresada por:

$$K_a = \frac{[H^+] * [A^-]}{[HA]}$$

Midiendo el pH se puede determinar la  $[H^+]$ . Conociendo la  $[H^+]$  se puede conocer la  $[A^-]$  pues se forman en igual número a partir de la molécula del ácido.

La concentración de HA (ácido sin disociar) en el equilibrio será prácticamente igual a la inicial por tratarse de un ácido débil, poco disociado. A partir de estos datos se determina  $K_a$ .

**Desarrollo de la experiencia.**

**A.** Colocar en un tubo de ensayo 2 mL de una solución de  $CH_3COOH$  0,1 M. Medir el pH con papel indicador y calcular la concentración de  $H^+$ .

Comparar el valor de pH obtenido, midiendo ahora con pHmetro.

**B.** Emplear la expresión de la constante de acidez y considerar que la concentración de iones acetato es igual a la de protones y que la del  $CH_3COOH$  sin disociar es 0,1M. En función de ello, calcular la constante de acidez.

**\*Experiencia N°3: Clasificación de productos caseros como ácidos y bases.**

**Objeto de la experiencia.**

Los ácidos y bases son los dos tipos de sustancias más comunes en el laboratorio y en el mundo cotidiano. A finales del siglo XIX, Arrhenius formuló la primera definición:

---

**ÁCIDO:** Toda sustancia capaz de ceder protones ( $H^+$ ).

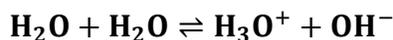
**BASE:** Toda sustancia capaz de ceder oxhidrilos ( $OH^-$ ).

En 1923 Brönsted-Lowry, propusieron una definición más amplia:

**ÁCIDO:** Toda sustancia capaz de ceder protones ( $H^+$ ).

**BASE:** Toda sustancia capaz de aceptar protones ( $H^+$ ).

Considerando que el agua,  $H_2O$  es el solvente por excelencia y puede actuar como aceptor o dador de  $H^+$ . La reacción de autoionización correspondiente es:



Una manera de evaluar la acidez de una sustancia es por el conocimiento de la  $[H^+]$ , pero suelen ser cantidades muy pequeñas y poco cómodas de manejar. Una medida más práctica, es la basada en la definición de pH del químico Danés Soren Sorensen en 1909:

$$pH = -\log[H^+]$$

Se establece una escala de acidez o escala de pH, en base al producto iónico del  $H_2O$  a **25°C, ( $K_w = 1 \times 10^{-14}$ )**, que varía en el intervalo **0 y 14**.

Soluciones ácidas tienen más  $H^+$ , por ello **pH < 7**. Las soluciones básicas tienen más  $OH^-$ , el **pH > 7** y en las soluciones neutras  **$[H^+] = [OH^-]$** .

#### **Desarrollo de la experiencia.**

1. Colocar en 7 tubos de ensayo 10 mL de las soluciones que se detallan en el cuadro, identificar cada tubo de ensayos.
2. Realizar una primera clasificación adicionando 2 gotas de fenolfatleína y luego determinar el pH con peachímetro o papel indicador de pH.

3. Completar el cuadro del informe clasificándolas como ácidos o bases.

Sustancia de Prueba	Color	pH	Clasificación
Detergente			
Lavandina			
Sal de mesa (NaCl)			
Jugo de Limón			
Vinagre			
Shampoo			
Gaseosa de lima			

**RECUERDA!!!**

1mL = 20gotas

---

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Laboratorio Nº3.**

**Tema: Compuestos de Coordinación.**

**Tema 1: PREPARACIÓN DE COMPLEJOS POR DIVERSOS MÉTODOS.**

**INTRODUCCIÓN**

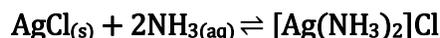
Para la preparación de complejos metálicos se pueden emplear varios métodos experimentales diferentes relacionados entre sí. La técnica a elegir en un caso particular depende del sistema en cuestión, por otra parte no todos los métodos son aplicables para la síntesis de un compuesto determinado. Encontrar una reacción que produzca el compuesto deseado con un buen rendimiento, representa solo el principio. El paso siguiente consiste en encontrar la forma de aislar el compuesto de la mezcla en que se obtiene. Vamos a estudiar los métodos más sencillos de síntesis.

**A. Reacciones en disolución acuosa.**

La forma más frecuente empleada en la síntesis de complejos metálicos es el de las reacciones de sustitución en disolución acuosa. Este método consiste en la reacción entre una sal de un metal y un agente coordinante. También puede realizarse esta reacción por sustitución de ligandos.

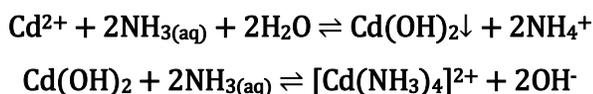
Ejemplos:

**1. Complejos de índice de coordinación 2**



Cuando se adiciona a este complejo ácido nítrico, reacciona con el amoníaco presente en el equilibrio y de acuerdo al principio de Le Chatelier, precipitará nuevamente el AgCl.

**2. Complejos de índice de coordinación 4**

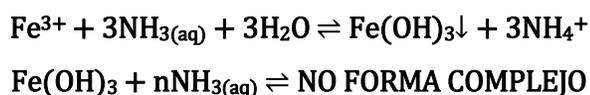


Para Zn (II) el comportamiento es similar, primero se forma el hidróxido correspondiente que por exceso de reactivo se disuelve para formar el complejo amoniacal.

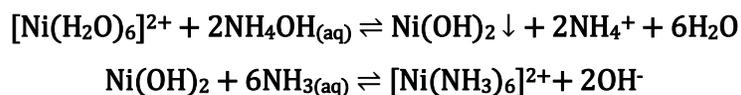
No debe olvidarse que las especies  $\text{Cd}^{2+}$  y  $\text{Zn}^{2+}$  indican una solución de Cd (II) y Zn (II) en disolución acuosa y que la mejor representación sería tetracuocadmio (II) y tetracuozinc (II) de todas maneras, y por razones de simplicidad es costumbre expresar solamente el ion metálico correspondiente.

### 3. Complejos de índice de coordinación 6

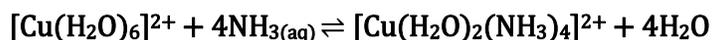
Para los siguientes ejemplos recordar el equilibrio de  $\text{NH}_3$  en solución acuosa.



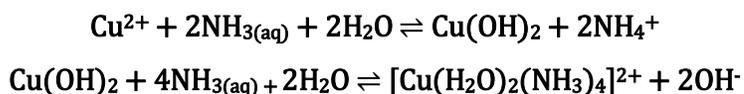
De la misma manera se comporta el  $\text{Mn}^{2+}$



Para el cobre el problema no es tan sencillo. Al agregar  $\text{NH}_3$  a la disolución de una sal de Cu (II) se produce una reacción rápida en la que el agua coordinada al metal **no es reemplazada totalmente por el amoníaco:**



Esta reacción también puede interpretarse:



Donde puede observarse la formación de  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  en un paso intermedio, mientras que la disolución del mismo por exceso de  $\text{NH}_3$  es una reacción muy rápida que da lugar a la formación de diversos complejos mixtos que dependen de las concentraciones relativas de  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{NH}_3$ . Debido a que el amino complejo que existe en un mayor intervalo de concentración de  $\text{NH}_3$  es el diacuotetramincobre (II), es el que se usa para representar la

reacción. Por simplicidad es común encontrar la representación  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , que significa un cambio en el índice de coordinación del  $\text{Cu}^{2+}$  y rigurosamente no es correcta.

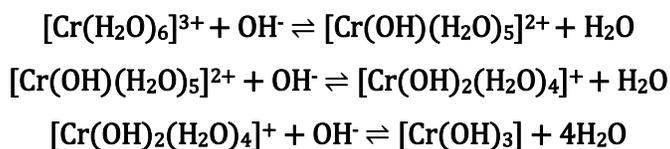
### El caso del Cr (III).

La adición de  $\text{NH}_3(\text{aq})$  a una solución de  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$  conduce a la formación de una serie de hidroxoaquocomplejos. Esto se debe al fuerte enlace Cr-O que dificulta la sustitución de grupos acuo por el ligando  $\text{NH}_3$ . Una prueba de lo anterior es que los aminocomplejos del Cr (III) sólo se obtienen trabajando con soluciones de  $\text{NH}_3$  líquido o soluciones acuosas muy concentradas de amoníaco.

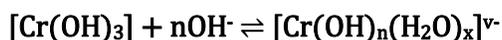
El agregado creciente de  $\text{NH}_3(\text{aq})$  conduce a la formación de  $[\text{Cr}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$  y  $[\text{Cr}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^+$  de color verde claro amarillento (solubles), posteriormente precipita el  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  y en exceso de  $\text{NH}_3(\text{aq})$  el hidróxido se disuelve parcialmente.

Usando una base fuerte puede disolverse el  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  y se observa la formación de  $[\text{Cr}(\text{OH})_5(\text{H}_2\text{O})]^{2-}$  y  $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$  complejos solubles de color verde amarillento (también denominados cromitos).

En consecuencia, para  $\text{NH}_3(\text{aq})$  o una base fuerte:



En exceso de base fuerte:



donde:  $n = 4, 5, 6$     $x = 0, 1, 2$     $v = 1, 2, 3$

## DESARROLLO

### Experiencia N°1: Obtención de complejos de distintos índices de coordinación.

#### Desarrollo de la experiencia.

**A.** Hacer reaccionar en un tubo de ensayos 2 mL solución de HCl 1N y agregar gota a gota  $\text{AgNO}_3$  amoniacal 0,02M, hasta la formación de precipitado de AgCl; dejar decantar. Agitar hasta formar una suspensión y dividir en dos porciones iguales **a** y **b**.

A la porción (**a**) agregar gota a gota una solución de amoníaco 1:3 hasta disolución. Una vez disuelto el precipitado agregar  $\text{HNO}_3$  1:3. ¿Qué ocurre? Formular.

A la porción (**b**) adicionar KSCN 0,5 M hasta observar cambios. Formular.

**B.** En un tubo de ensayo colocar 1mL de solución de  $\text{Cd}^{2+}$  0,2 M. Adicionar gota a gota una solución acuosa muy diluida de  $\text{NH}_3$  1:3, hasta que no se produzcan más cambios. Observa la previa formación de precipitado y posterior formación del complejo (soluble). Formular las etapas de formación del complejo.

Para soluciones de  $\text{Zn}^{2+}$  las reacciones son similares. Esta experiencia no se realiza.

**C.** En cinco tubos de ensayo colocar 1mL de soluciones de Ni(II) 0,2 M, Cu(II) 0,2 M, Mn(II) 0,2 M, Fe(III) 0,1 M y Cr(III) 0,2M, respectivamente.

Adicionar gota a gota una solución diluida de  $\text{NH}_3$  1:3, hasta que no se produzcan más cambios. Recordar el equilibrio del  $\text{NH}_3$  en solución. Formular en todos los casos las etapas de formación de los complejos, cuando este no se produzca, indicarlo. Anotar los colores observados.

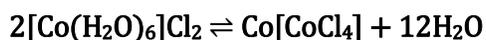
En el caso de Cr (III) se realiza también el ensayo con solución de NaOH 1M. Observar las diferencias de la reacción de Cr (III) con  $\text{NH}_3$ .

## **Tema 2: PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS DE COORDINACIÓN.**

### **INTRODUCCIÓN**

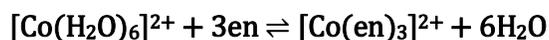
#### **Disociación térmica de complejos sólidos.**

La disociación térmica equivale a una reacción de sustitución en estado sólido. A cierta temperatura elevada, se pierden grupos ligantes volátiles que son reemplazados en la esfera de coordinación por los aniones del complejo.



#### **Obtención de complejos quelatos por sustitución de ligandos.**

Consiste en sustituir un ligando L (monodentado) por uno bidentado en solución acuosa.



Para las soluciones que contienen Cu(II) y Ni(II) la justificación es la misma.

### **DESARROLLO**

#### **Experiencia N°1: Disociación térmica de complejos sólidos.**

##### **Desarrollo de la experiencia.**

**A.** Colocar unas gotas de solución de  $\text{CoCl}_2$  0,2 M sobre un trozo de papel de filtro y calentar suavemente al mechero. Justificar el cambio de color. Formular la reacción que ocurre.

#### **Experiencia N°2: Obtención de quelatos por sustitución de ligandos.**

##### **Desarrollo de la experiencia.**

**A.** Verter gota a gota una solución de etilendiamina sobre soluciones de Cu(II) 0,2 M, Ni(II) 0,2 M y Co(II) 0,2 M. Observar los cambios de color, interpretar y formular.

**(TRABAJAR BAJO CAMPANA, CON GAFAS Y GUANTES).**

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Laboratorio N°4.**

**Tema: Elementos Representativos Grupos I, II y III.**

**Tema 1: METALES ALCALINOS (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr).**

**INTRODUCCIÓN**

**Propiedades Periódicas.**

	<b>Li</b>	<b>Na</b>	<b>K</b>	<b>Rb</b>	<b>Cs</b>	<b>Fr</b>
<b>Número atómico</b>	3	11	19	37	55	87
<b>Configuración electrónica</b>	[He]2s <sup>1</sup>	[Ne]3s <sup>1</sup>	[Ar]4s <sup>1</sup>	[Kr]5s <sup>1</sup>	[Xe]6s <sup>1</sup>	[Rn]7s <sup>1</sup>
<b>Peso atómico</b>	6,9	22,9	39,1	85,4	132,9	223
<b>Radio atómico</b>	1,33	1,57	2,03	2,16	2,35	--
<b>Radio iónico (A°)</b>	0,71	0,95	1,33	1,47	1,74	--
<b>P.I. (eV) 1°</b>	5,39	5,14	4,34	4,18	3,89	--
<b>2°</b>	75,56	47,2	31,8	27,3	23,4	--
<b>Electronegatividad (Pauling)</b>	1,0	0,9	0,8	0,8	0,7	0,7
<b>E°red. H<sup>+</sup>/H° (voltios)</b>	-3,02	-2,71	-2,92	-2,99	-3,02	--
<b>Densidad (g/mL)</b>	0,53	0,97	0,86	1,53	1,87	--
<b>Punto de fusión (°C)</b>	186	97,2	62,3	38,5	20,5	--
<b>Punto de ebullición (°C)</b>	1336	880	700	700	670	--

Estos elementos se caracterizan por presentar un sólo electrón (s) fuera de la capa central electrónica de gas noble. Tienden a formar cationes monovalentes. No se conocen otros estados de oxidación ni cabe esperarlos en vista a la magnitud del segundo potencial de ionización.

Litio, sodio, potasio y rubidio tienen color plateado y el Cs reflejo de color amarillo oro. Si bien las propiedades químicas de estos elementos son en forma predominante las de sus

compuestos iónicos, en algunos casos se observa un cierto grado de unión covalente, por ejemplo:  $\text{Na}_2$ ,  $\text{Cs}_2$ , a elevadas temperaturas.

El elemento francio se forma en las series naturales de desintegración radiactiva y mediante reacciones nucleares artificiales apropiadas. Todos sus isótopos son radiactivos y tienen vida media corta.

Reaccionan directamente con la mayoría de los otros elementos. Sus reactividades frente al agua y al aire aumentan con el peso atómico, pudiendo hacerlo con los elementos más pesados en forma explosiva.

El Na y el K en contacto con el aire se oxidan rápidamente. El Li sólo da el  $\text{Li}_2\text{O}$ . El Na produce óxidos ( $\text{O}^-$ ), peróxidos ( $\text{O}_2^-$ ) y superóxidos ( $\text{O}_2^-$ ). Este último a presiones elevadas. Los demás metales del grupo forman peróxidos y superóxidos, la estabilidad de los mismos aumenta con el tamaño del ión. Las sales son en su mayoría sólidos cristalinos incoloros, tienen alto punto de fusión y son solubles en agua.

## **DESARROLLO**

### **\*Experiencia N°1: Identificación a la llama.**

#### **Objeto de la experiencia.**

Si los electrones externos de los átomos por aporte de energía a temperatura elevada son excitados a un nivel de energía superior, al volver a su nivel fundamental emiten la energía absorbida en forma de luz de una determinada longitud de onda, la que puede ser observada por el espectroscopio. En algunos elementos es suficiente la energía aportada por la llama de un mechero Bunsen para excitar sus electrones y lograr identificarlos por sus coloraciones características:

Litio → rojo carmín.

Sodio → amarillo.

Potasio → violeta.

### Desarrollo de la experiencia.

A. Acercar, con un ansa, a la llama del mechero cloruro de litio, cloruro de potasio y cloruro de sodio respectivamente. Observar los colores obtenidos con las distintas sales.

**Importante:** Consultar con el profesor cómo debe proceder para limpiar el ansa con solución de HCl.

### \*Experiencia N°2: Reacciones diferenciales de sodio y potasio.

#### Objeto de la experiencia.

Si bien estos dos elementos tienen un comportamiento químico similar, existen algunos iones que con sodio producen compuestos solubles, mientras que con potasio son precipitados. Estos son:  $\text{ClO}_4^-$ ,  $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$  y  $[\text{PtCl}_6]^{2-}$ .

#### Desarrollo de la experiencia.

A. Agregar 1 mL de ácido perclórico a 1 mL de solución NaCl 0,5 M y a 1 mL de solución de KCl 0,5 M, en distintos tubos de ensayo. Observar los resultados. Justificar y formular.

### Tema 2: METALES ALCALINOTÉRREOS (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra).

#### INTRODUCCIÓN

#### Propiedades Periódicas.

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Número atómico	4	12	20	38	56	88
Configuración electrónica	$[\text{He}]2s^2$	$[\text{Ne}]2s^2$	$[\text{Ar}]2s^2$	$[\text{Kr}]2s^2$	$[\text{Xe}]2s^2$	$[\text{Rd}]2s^2$
Peso atómico	9,0	24,3	40,0	87,6	137,3	226,0
Radio iónico $\text{Me}^{2+}$ (Å)	0,30	0,65	0,94	1,10	1,29	1,50
Potencial de ionización (eV) 1º	0,32	7,64	6,11	5,69	5,21	5,28

	2º	18,2	15,03	11,87	10,90	9,95	10,10
<b>Electronegatividad (Pauling)</b>	1,5	1,2	1,0	1,0	0,9	--	--

**Los metales alcalinotérreos se encuentran en la naturaleza en las siguientes Minerales:**

- Dolomita  $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$
- Carnalita  $\text{MgCl}_2 \cdot \text{KCl} \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
- Yeso  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- Celestina  $\text{SrSO}_4$
- Baritina  $\text{BaSO}_4$
- Caliza  $\text{CaCO}_3$

Estos elementos presentan dos electrones fuera de la capa central electrónica de gas noble. Forman cationes de carga positiva 2+. Las solubilidades de las sales de Ca, Sr y Ba son muy parecidas y en general presentan sólo diferencias graduales. Muy diferentes son las propiedades de solubilidad de las sales de Be, el cual en su comportamiento posee gran similitud con el aluminio, además el potencial de ionización difiere mucho del resto del grupo, por lo que los elementos representativos se consideran: Ca, Sr y Ba.

Los alcalinos-térreos forman un gran número de sales insolubles llegando a ser muy pequeños los Kps. Con frecuencia se observa cierta relación entre el volumen de los iones metálicos y la solubilidad, disminuyendo ésta con el aumento de volumen de los iones en el caso de los sulfatos, seleniatos y cromatos, y aumentando con el volumen de los iones en los hidróxidos.

**DESARROLLO**

**\*Experiencia N°1: Coloración a la llama.**

**Objeto de la experiencia.**

Estos elementos al igual que los metales alcalinos dan coloración característica a la llama, observando los siguientes colores:

Calcio → naranja.

Estroncio → carmín.

Bario → verde.

### Desarrollo de la experiencia.

A. Aproximar un ansa con cloruro de estroncio, cloruro de bario y cloruro de calcio a la llama sucesivamente. Observar y registrar los colores formados.

### Tema 3: GRUPO III (B y Al).

### INTRODUCCIÓN

#### Propiedades Periódicas.

	<b>B</b>	<b>Al</b>	<b>Ga</b>	<b>In</b>	<b>Tl</b>
<b>Número atómico</b>	5	13	31	49	81
<b>Configuración electrónica</b>	[He]2s <sup>2</sup> p <sup>1</sup>	[Ne]2s <sup>2</sup> p <sup>1</sup>	[Ar]2s <sup>2</sup> p <sup>1</sup>	[Kr]2s <sup>2</sup> p <sup>1</sup>	[Xe]2s <sup>2</sup> p <sup>1</sup>
<b>Peso atómico (Aº)</b>	10,81	26,98	69,72	114,82	204,38
<b>Radio atómico (Aº)</b>	0,90	1,25	1,24	1,50	1,55
<b>Radio iónico (Aº)</b>	--	0,45	0,60	0,81	0,95
<b>P.I. (eV)</b>					
<b>1º</b>	8,30	5,98	6,00	5,79	8,11
<b>2º</b>	25,15	18,82	20,43	18,79	20,32
<b>3º</b>	37,92	28,44	30,6	27,9	29,7
<b>Eºred. H<sup>+</sup>/Hº (voltios)</b>	--	-1,67	-0,52	-0,34	-0,72
<b>Densidad (g/mL)</b>	2,4	2,7	5,93	7,29	11,85
<b>Punto de fusión (ºC)</b>	2030	660	29,8	156	449
<b>Punto de ebullición (ºC)</b>	3930	2060	2070	2100	1390

#### Propiedades periódicas.

El boro se encuentra como bórax en la naturaleza. El aluminio es un metal característico, el más abundante de la corteza terrestre. Forma silicatos como micas y feldspatos u óxidos como la bauxita (Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>) o como la criolita (Na<sub>3</sub>AlF<sub>6</sub>). Los otros elementos se hallan en minerales de Al y Zn, distribuidos en forma dispersa.

El boro se parece al silicio por sus propiedades químicas (analogías diagonales de la tabla periódica). El óxido de boro forma vidrios como el silicio, y al igual que con el hidrógeno forma una serie de compuestos importantes llamados boranos.

Tanto el Al como sus congéneres Ga, In, Tl son considerablemente más grandes que el B lo que hace que presenten carácter iónico y metálico más pronunciado.

Los óxidos de boro forman ácidos, mientras que el aluminio forma hidróxidos al igual que el resto del grupo. Desde el Al al Tl forman complejos de índice de coordinación 6 y en soluciones acuosas se comportan como cationes.

El boro presenta una química covalente. El estado +3 es importante desde el Al al In mientras que el estado +1 lo es para el Tl. El Al es muy electropositivo reaccionando con ácidos o álcalis, aunque a veces la formación de óxidos superficiales impide su reactividad. Ga, In y Tl son relativamente reactivos, se disuelven con facilidad en ácidos. Las sales de talio son muy venenosas ya sea ingeridas o por la piel y provocan también la caída del cabello.

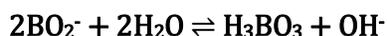
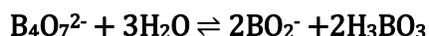
## DESARROLLO

### \*BORO.

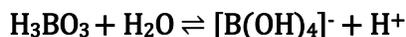
#### \*Experiencia N°1: Carácter de las soluciones de bórax y de ácido bórico.

##### Objeto de la experiencia.

La reacción alcalina que acusa la solución de bórax se debe a que el ion tetraborato reacciona con agua descomponiéndose en ion metaborato y ácido ortobórico, luego el ion metaborato reacciona con el agua como base, dando ácido ortobórico e iones hidroxilos responsables de la alcalinidad.



El ácido bórico se disocia de la siguiente manera:



Es un ácido débil monoprótico. Algunos autores prefieren escribirlo  $\text{B}(\text{OH})_3$ .

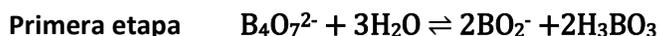
---

### Desarrollo de la experiencia.

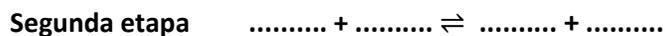
A. En dos tubos de ensayo disolver en agua destilada una pequeña porción (aproximadamente 1 g, será provisto por los docentes) de bórax y de ácido bórico sólidos. Agregar 2 gotas fenolftaleína.

1. Observar e indicar el carácter ácido-base en ambas soluciones.

El ion tetraborato reacciona y se descompone en dos etapas, en una primera etapa:



2. Completar la segunda etapa de la reacción con la ecuación correspondiente y justificar el resultado.



3. Escribir el equilibrio correspondiente a la reacción del ácido bórico más agua.

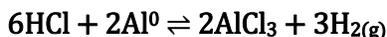
4. Buscar la constante de equilibrio para la reacción (3) y analizar su valor diciendo si es un ácido fuerte o débil.

**\*ALUMINIO.**

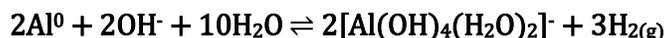
**\*Experiencia N°1: Carácter anfótero del aluminio.**

### Objeto de la experiencia.

El aluminio es un metal muy activo por lo que se disuelve fácilmente en los ácidos no oxidantes con desprendimiento de hidrógeno.



El aluminio es también soluble en NaOH de concentración moderada por formación del ion aluminato y desprendimiento de H<sub>2</sub>.



---

### Desarrollo de la experiencia.

- A. Colocar en un tubo de ensayo pequeña cantidad de virutas de aluminio y adicionar 2mL de HCl 1 N. En otro tubo de ensayo agregar unas virutas de aluminio y adicionar 1mL de NaOH 1 N, hasta cubrir las virutas. Si es necesario calentar para iniciar la reacción y si se torna violenta se debe enfriar el tubo de ensayo colocándolo debajo del agua de la canilla, cuidando que no ingrese agua en el interior. Observar y justificar este comportamiento escribiendo las ecuaciones correspondientes.

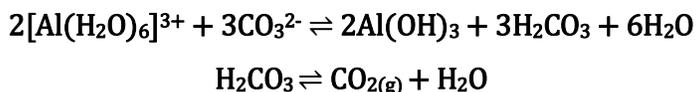
Realizar la misma experiencia pero con NaOH 3 N. Comentar las diferencias observadas y formular.

¡Atención!: Es importante agregar la misma cantidad de virutas de aluminio en las 3 experiencias para poder realizar la comparación.

### **\*Experiencia N°2: Precipitación del Al(OH)<sub>3</sub> a partir de un carbonato.**

#### Objeto de la experiencia.

Los iones aluminio, como la gran mayoría de los iones en solución, se encuentran hidratados y manifiestan propiedades ácidas. En el caso del ion aluminio hidratado tal acidez es bastante apreciable ( $K_1 = 1,4 \cdot 10^{-5}$ ), es decir del orden del ácido acético. Por ello, es capaz de reaccionar con los carbonatos liberando CO<sub>2</sub>, identificable éste último en solución de Hidróxido Bario.



#### Desarrollo de la experiencia.

- A. Colocar en un tubo de ensayo 3 mL de sulfato de aluminio 0,5 M y adicionar gran cantidad de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> sólido. Adoptar inmediatamente un tubo de desprendimiento y hacer burbujear el gas que se desprende en solución de hidróxido de bario. Interpretar los cambios observados.

**B.** Buscar el valor de  $K_a$  para dicha reacción. ¿Qué sucedería se hiciera reaccionar la sal de aluminio con ácido acético? Plantear la reacción y comparar con la reacción anterior. Comparar con la  $K_a$  del ácido acético.

**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Laboratorio Nº5.**

**Tema: Elementos de los Grupos IV y V.**

**Tema 1: ELEMENTOS DEL GRUPO IV (C, Si, Ge, Sn y Pb).**

**INTRODUCCIÓN**

**Propiedades Periódicas.**

	<b>C</b>	<b>Si</b>	<b>Ge</b>	<b>Sn</b>	<b>Pb</b>
<b>Número atómico</b>	6	14	32	50	82
<b>Peso atómico</b>	12,01	28,08	72,59	118,69	207,2
<b>Radio atómico (Aº)</b>	0,77	1,17	1,2	1,40	1,75
<b>P.I. (eV)</b>					
<b>1º</b>	11,264	8,14	7,88	7,33	7,41
<b>2º</b>	24,37	1,34	15,93	14,63	15,03
<b>3º</b>	47,86	33,46	34,23	30,6	32,0
<b>4º</b>	64,47	45,3	45,7	39,6	42,3
<b>Electronegatividad</b>	2,50	1,74	2,02	1,72	1,55

Los dos primeros elementos son fundamentalmente no metales, pero el germanio, estaño y plomo se comportan física y químicamente como metales y tanto más cuanto mayor es su radio atómico. Por ejemplo C y Si presentan en su totalidad una química covalente y forman óxidos ácidos, en cambio estaño y plomo forman óxidos anfóteros.

Carbono se comporta como tetravalente existiendo el ion  $C^{4-}$  en algunos carburos. Para los otros, aparte de la covalencia del Si, pueden existir los estados 4+ y 2+, haciéndose este último más estable a medida que aumenta el número atómico.

El  $H_2CO_3$  y el  $HCO_3^-$  cumplen una función muy importante en el organismo para mantener constante el pH. El CO es muy estable y muy tóxico, se combina con la hemoglobina de la sangre más fácilmente que el oxígeno.

El Si no se halla libre sino combinado como  $SiO_2$  o feldespatos ( $Si_3O_8AlK$ ) o silicatos en general. El  $SiO_2$  es muy ávido de agua, propiedad que permite su uso como deshidratante.

El germanio es un semiconductor característico, ya que al aumentar la temperatura aumenta la conductividad. Reacciona con el oxígeno para dar  $\text{GeO}_2$  u  $\text{GeO}$ .

Al estaño se lo encuentra como  $\text{SnO}_2$  (casiterita), presenta tres variedades alotrópicas. Las soluciones de Sn (II) son muy reductoras ya que se oxidan fácilmente a Sn (IV).

El principal mineral del plomo es la galena ( $\text{PbS}$ ). Este elemento presenta la posibilidad de formar varios óxidos. Es soluble en ácido nítrico diluido, también lo sería en ácido clorhídrico y sulfúrico pero la formación de una película superficial de óxido impide el posterior ataque. Debido a su gran radio iónico sus compuestos son muy insolubles, semejantes a los alcalinotérreos.

## DESARROLLO

### \*Experiencia Nº1: Solubilidad de los carbonatos.

#### Objeto de la experiencia.

Los carbonatos insolubles, pueden ser disueltos por un ácido siempre que su constante de disociación sea mayor que la del ácido carbónico. Así el ácido acético disuelve a los carbonatos ya que su constante de disociación es de  $1,8 \cdot 10^{-5}$  frente a  $K_1$  del ácido carbónico que es de  $3,5 \cdot 10^{-7}$ . Los productos de la reacción pueden ser carbonato ácido o dióxido de carbono, dependiendo de la concentración del ácido:



Los ácidos cuya constante sea menor que la del ácido carbónico no lo disolverán. Caso del ácido hipocloroso cuya  $K_a$  es igual  $1,1 \cdot 10^{-8}$  o del ácido bórico cuya  $K_a = 5,8 \cdot 10^{-10}$ . Pero sí será disuelto por aquellos ácidos fuertes como el sulfúrico de  $K_1 = 10^3$  o también del ácido clorhídrico.

#### Desarrollo de la experiencia.

A. Colocar en tres tubos de ensayo 1 mL de suspensión de carbonato de calcio, agitar bien la suspensión. Al primero adicionar 1mL ácido acético 0,1M, al segundo 1mL de solución de

HCl 0,1M y al tercer tubo agregar 1mL de ácido bórico 0,1 M. Observar y justificar los resultados.

**\*Experiencia N°2: Formación de acetileno a partir de carburo de calcio.**

**Objeto de la experiencia.**

Se denominan carburos a aquellos compuestos en los cuales el carbono se encuentra combinado con elementos menos electronegativos o de electronegatividad aproximadamente igual. Los hay de tres tipos:

- a. **Salinos:** formados esencialmente por elementos de los grupos I, II, III caso del  $\text{CaC}_2$ .
- b. **Intersticiales:** formados por elementos de transición, ejemplo:  $\text{Cr}_3\text{C}_2$ .
- c. **Covalentes:** como  $\text{SiC}$  y  $\text{B}_4\text{C}$ .

Los carburos salinos reaccionan con el agua formando acetileno:



El acetileno se puede reconocer haciéndolo burbujear en solución amoniacal de  $\text{AgNO}_3$ , por formación de un precipitado blanco parduzco de acetiluro de plata.

**Desarrollo de la experiencia.**

**A.** Colocar en un tubo de ensayo 2 g aproximadamente de carburo de calcio y agregar 1mL de agua destilada. Adaptar inmediatamente un tubo de desprendimiento para comprobar que el gas obtenido es combustible, acercando el extremo del tubo a la llama. Observar y justificar los resultados.

Hacer burbujear el acetileno formado en solución amoniacal de  $\text{AgNO}_3$ . Comprobar y justificar resultados.

---

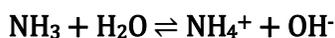
**Tema 2: ELEMENTOS DEL GRUPO V.**

**\*AMONÍACO.**

**\*Experiencia N°1: Obtención de amoníaco.**

**Objeto de la experiencia.**

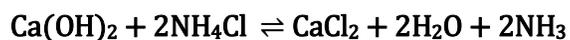
Las soluciones amoniacaes acusan reacción alcalina frente a indicadores adecuados, ello se debe a la siguiente reacción:



Típicamente ácido-base en la cual el amoníaco actúa como base frente al agua, que actúa como ácido. Por lo tanto el ion amonio será el ácido conjugado del amoníaco y el ion hidroxilo la base conjugada del ácido agua. Este ion hidroxilo es el responsable de la reacción alcalina de la solución.

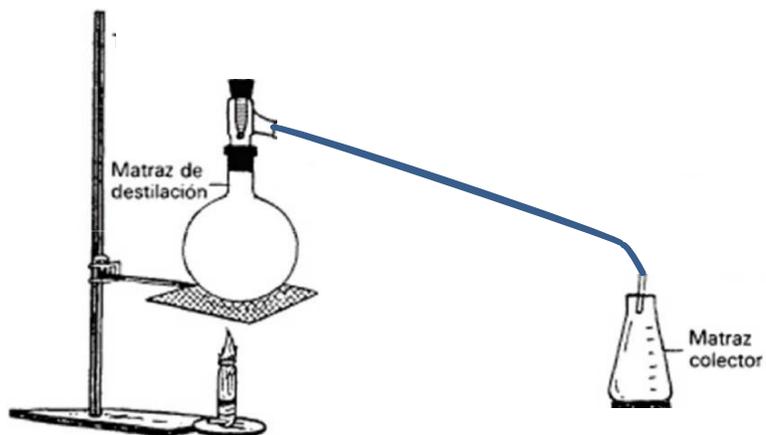
**Desarrollo de la experiencia.**

**A.** Preparar el amoníaco gaseoso por la acción de la cal apagada sobre cloruro de amonio:



En un balón de 500 mL colocar 5 g de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y 5 g de cal apagada, previamente pulverizados y mezclados, agregar 15mL de agua destilada y calentar suavemente. El amoníaco se desprende y se hace burbujear en agua destilada.

El siguiente esquema muestra el equipo a utilizar:



El tubo de desprendimiento debe llegar hasta el fondo del recipiente colector con agua destilada. Hacia el final de la reacción, cuando disminuye el desprendimiento de amoníaco, calentar con más intensidad vigilando constantemente el aparato para evitar que el líquido del vaso de precipitación ascienda por el tubo de desprendimiento.

**Al dar por terminada la operación, sacar de la solución obtenida el tubo de desprendimiento y luego apagar el mechero, a fin de evitar reabsorciones.**

**\*Experiencia N°2: Acción del amoníaco sobre los indicadores.**

**Objeto de la experiencia.**

Remitirse al Objeto de la experiencia 1 (Obtención de amoníaco).

**Desarrollo de la experiencia.**

**A.** En un tubo de ensayo colocar 1mL de la solución amoniacal obtenida y adicionar unas gotas de fenolftaleína. Comprobar el carácter ácido-base de la solución.

**\*FÓSFORO.**

**\*Experiencia N°1: Neutralización del ácido fosfórico.**

**Objeto de la experiencia.**

El ácido fosfórico por reacción con el NaOH irá neutralizando sus protones de manera que cuando vira el color de la heliantina se tiene la solución a pH aproximadamente igual a 4, lo que indica que el  $\text{H}_3\text{PO}_4$  se ha transformado en  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ .

En el tubo que contiene fenolftaleína el viraje de color se produce a pH aproximadamente igual a 8, teniendo en estas condiciones al ácido fosfórico como  $\text{HPO}_4^{2-}$ . El gasto de NaOH en este último caso será aproximadamente igual al doble del utilizado en el tubo que tiene heliantina como indicador.

Las reacciones que tienen lugar en la neutralización serán:

1.  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2.  $\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

**Desarrollo de la experiencia.**

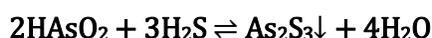
**A.** En dos tubos de ensayo colocar 1mL de ácido fosfórico al 1%. A uno de ellos agregar 2 gotas de fenolftaleína y a otro 2 gotas de heliantina. Añadir a cada uno NaOH 1N con gotero, contar las gotas agregadas hasta obtener el viraje del indicador. Si fuese necesario trabajar a unos 50 o 60°C, calentando previamente los reactivos. Verificar qué relación existe entre el volumen de NaOH gastado en el tubo de fenolftaleína y el utilizado con el uso de heliantina. Explicar la razón y escribir las ecuaciones correspondientes.

**\*ARSÉNICO.**

**\*Experiencia N°1.**

**Objeto de la experiencia.**

El sulfuro de hidrógeno al pasar por una solución ácida de un arsenito da un precipitado amarillo de trisulfuro de arsénico:



El sulfuro arsenioso es insoluble en HCl (c) caliente a diferencia del sulfuro antimonioso. En cambio es fácilmente soluble en amoníaco o en hidróxido de potasio con formación de arsenito e ion tioarsenito que es un tiocomplejo, compuesto con el cual el oxígeno ha sido reemplazado por el S:



**Desarrollo de la experiencia.**

**A.** Disolver una pequeña cantidad de  $\text{As}_2\text{O}_3$  (será provisto por los docentes) en NaOH 6N. Luego acidular fuertemente con 1mL de HCl © y agregar 1 mL tioacetamida, (en lugar de pasaje de corriente de  $\text{H}_2\text{S}$ ), **trabajar bajo campana**. Dividir el precipitado en dos porciones, a una de ellas adicionar 1 mL de solución de HCl © y a la otra 1 mL de solución de KOH 4 N. Observar y anotar los resultados.

**\*ANTIMONIO.**

**\*Experiencia N°1.**

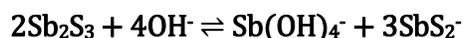
**Objeto de la experiencia.**

El sulfuro de hidrógeno pasado a través de una solución moderadamente acidulada con HCl de tricloruro de antimonio, produce la precipitación de trisulfuro de antimonio rojo naranja:



Como indica la ecuación, una elevada concentración de protones impedirá la precipitación del trisulfuro. De ahí que el trisulfuro de antimonio sea soluble en HCl ©, a diferencia del trisulfuro de arsénico. En esta ecuación se ha representado el antimonio como complejo en razón de que el tricloruro es covalente, siendo la especie iónica en medio de ácido clorhídrico, el complejo clorurado.

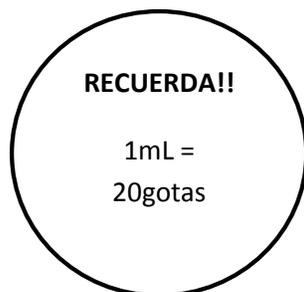
Análogamente al trisulfuro de arsénico, el trisulfuro de antimonio es soluble en una solución de KOH y da una mezcla de iones antimonito y tioantimonito:



#### Desarrollo de la experiencia.

**A.** Colocar en un tubo de ensayo 2 mL de una solución de tricloruro de antimonio acidulada con 1 mL de HCl 1 N y agregar 1mL tioacetamida (en lugar de corriente de H<sub>2</sub>S). Observar el resultado obtenido y anotarlo.

Dividir el precipitado en dos porciones, a una de ellas adicionar 1 mL de solución de HCl © y a la otra adicionar 1 mL de solución de KOH 4 N. Observar y comparar los resultados obtenidos con los correspondientes al arsénico.



**Química Inorgánica.**

**Trabajo Práctico de Laboratorio N°6.**

**Tema: Elementos de Transición Primera Serie.**

**INTRODUCCIÓN**

Existen dos conceptos para definir elemento de transición. Un concepto estricto que establece que son elementos de transición aquellos que llenan parcialmente orbitales "d" al estado elemental, es decir que, la configuración electrónica del elemento oscila entre  $(n-1)d^1 ns^2$  y  $(n-1)d^9 ns^2$ . El concepto ampliado indica que elementos de transición son aquellos que llenan parcialmente los orbitales "d" al estado elemental o en cualquiera de sus estados de oxidación más comunes.

Así:



**Propiedades Generales**

Todos son metales, forman aleaciones entre sí y con otros elementos. Muchos de ellos son lo suficientemente electropositivos para disolverse en ácidos minerales. Ej.: Fe es atacado con facilidad por HCl(c). Unos pocos son "nobles", es decir, tienen potenciales de reducción tan positivos que no los afectan los ácidos simples. Por ejemplo Pt, Au sólo son atacados con una mezcla de ácidos denominada agua regia.

Se caracterizan por dar varios estados de oxidación donde al menos uno, cuando no todos, es coloreado. Ej.:

<b>Mn<sup>2+</sup></b>	<b>Mn<sup>3+</sup></b>	<b>MnO<sub>2</sub></b>	<b>MnO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b>	<b>MnO<sub>4</sub><sup>-</sup></b>
rosa	pardo oscuro	negro	verde	violeta intenso

### Objetivo:

Comprobar experimentalmente la química en solución de elementos de la Primera serie de transición, analizando sus propiedades redox y estabilidad relativa de sus estados de oxidación.

Demostrar las propiedades redox de compuestos de hierro.

### DESARROLLO

#### Tema 1: Química del Titanio y Vanadio

##### \*Experiencia N°1: Química del Titanio

##### Desarrollo de la experiencia.

- A. Colocar en un tubo de ensayo 1 g aproximadamente de  $\text{TiO}_2$  y agregar  $\text{H}_2\text{SO}_4$  concentrado hasta cubrir el sólido totalmente. **CON EXTREMADA PRECAUCIÓN BAJO CAMPANA**, calentar a la llama por 10 minutos.
- B. Dividir el contenido en dos tubos rotulados **A** y **B**. Al tubo **A** agregar 1 mL de  $\text{H}_2\text{O}_2$ . Observar la coloración que toma la solución. **Formular**.
- C. Al tubo **B** añadir una granalla de Zn y calentar a la llama por 10 minutos. Observar el color que toma la solución. ¿Qué especie es la responsable? **Formular**.

##### \*Experiencia N°2: Química del Vanadio

##### Desarrollo de la experiencia.

##### **(LOS REACTIVOS SÓLIDOS SERÁN PROVISTOS POR LOS DOCENTES)**

- A. Colocar 0,5 g de Metavanadato de amonio “en las paredes” de un tubo de ensayo y calentar suavemente suavemente, hasta que el sólido cambie a color naranja. Plantear la ecuación de descomposición térmica.
- B. Dividir el sólido en dos tubos rotulados **A** y **B**. Al tubo **A** agregar 1mL solución de KOH. En este medio ¿qué especie se forma? Dividir la solución en dos porciones;

---

tratar cada una respectivamente con solución de  $\text{AgNO}_3$  y  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ . Observar los colores de las soluciones.

- C. Al tubo **B** adicionar 1mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Observar los cambios que se producen. **Formule.**  
Añadir 1 g aproximadamente  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  sólido y caliente suavemente, finalmente diluir con gotas de agua. Observar los colores que se suceden.

## **Tema 2: Química del Cromo y Manganeso**

### **Experiencia N°1: Formación de Hidróxidos**

#### **Desarrollo de la experiencia.**

Colocar en un tubo de ensayo 2 mL de solución de  $\text{Mn}^{2+}$ . Agregar KOH hasta aparición de precipitado. Separar la mitad de este hidróxido en un tubo de ensayo para la próxima experiencia. **Formular.**

### **Experiencia N°2: Acción reductora de Mn(II):**

#### **Desarrollo de la experiencia.**

Utilizar el hidróxido separado en la experiencia anterior y añadir  $\text{H}_2\text{O}_2$  hasta observar cambio. **Formular.**

### **Experiencia N°3: Hidrólisis de cromato y dicromato:**

#### **Desarrollo de la experiencia. REALIZAR BAJO CAMPANA.**

Colocar en un tubo de ensayo 2 mL solución de dicromato de potasio. Adicione KOH. Sobre la misma solución agregar, CON CUIDADO y gota a gota,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (c) hasta la reaparición de dicromato. **Formular.**

**Experiencia N°4: Poder oxidante de dicromato:**

**Desarrollo de la experiencia. REALIZAR BAJO CAMPANA.**

Colocar en un tubo de ensayo 2 mL solución de dicromato de potasio y añadir 3 o 4 gotas de  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{c})$ . Adicione sulfito de sodio y si es necesario, calentar suavemente. **Formular.**

**Tema 3: Química de hierro**

**Experiencia N°1: Acción oxidante de las sales férricas:**

Colocar en un tubo de ensayos 2mL de solución de una sal férrica. Adicione en exceso, yoduro de potasio. Para verificar la reducción de  $\text{Fe}^{3+}$  a  $\text{Fe}^{2+}$  decolorar la solución con tiosulfato de sodio y una vez transparente, agregue unas gotas de KSCN. **Formular.**