

Laboratorio De Química
TRABAJO PRÁCTICO N° 5
OXIDOS, ACIDOS Y BASES



Los elementos se pueden dividir en dos grandes grupos, los metales y los no metales.

Metales	No metales
<p>A excepción del mercurio son sólidos a condiciones ambientales normales, a excepción del oro y del cobre son del color grisáceo, suelen ser opacos y de brillo metálico, tener alta densidad, ser dúctiles y maleables, tener un punto de fusión alto, ser duros, y ser buenos conductores del calor y electricidad.</p> <p>Estas propiedades se deben al hecho de que los electrones exteriores están ligados sólo ligeramente a los átomos, formando una especie de mar que los baña a todos, que se conoce como Enlace metálico.</p>	<p>Los no metales forman la mayor parte de la tierra, especialmente las capas más externas, y los organismos están compuestos en su mayor parte por no metales. Algunos no metales, en condiciones normales, son diatómicos en el estado elemental: hidrógeno (H₂), nitrógeno (N₂), oxígeno (O₂), flúor (F₂), cloro (Cl₂), bromo (Br₂) y yodo (I₂).</p> <p>Algunas propiedades de los no metales:</p> <ul style="list-style-type: none"> * No tienen lustre; diversos colores. * Los sólidos suelen ser quebradizos; algunos duros y otros blandos. * Malos conductores del calor y la electricidad al compararlos con los metales. * La mayor parte de los óxidos no metálicos son sustancias moleculares que forman soluciones ácidas * Tienden a formar aniones u oxianiones en solución acuosa. * Usualmente son menos densos que los metales.

Un óxido es el resultado de la combinación del oxígeno con una sustancia. Se los puede clasificar como:

Óxidos metálicos	Óxidos ácidos
<p>Son compuestos con elevado punto de fusión que se forman como consecuencia de la reacción de un metal con el oxígeno. Esta reacción es la que produce la corrosión de los metales al estar expuesto al oxígeno del aire.</p> <p>Un ejemplo de formación de un óxido metálico es la reacción del magnesio con el oxígeno, la cual</p>	<p>Los óxidos no metálicos son compuestos de bajos puntos de fusión que se forman al reaccionar un no metal con el oxígeno. Se denominan también anhídridos y muchos de ellos son gaseosos.</p> <p>Ejemplo: Carbono + Oxígeno → Dióxido de Carbono.</p>

Laboratorio De Química

<p>ocurre con mayor rapidez cuando se quema una cinta de magnesio. La cinta de magnesio de color grisáceo se torna en un polvo blanco que es el óxido de magnesio. Ecuación:</p> <p>Magnesio + Oxígeno \longrightarrow Óxido de Magnesio</p> <p>Los Óxidos Metálicos se denominan también Óxidos Básicos por que tiene la propiedad de reaccionar con el agua y formar bases o hidróxidos.</p>	
---	--

Como derivados de los óxidos tenemos a los ácidos y las bases.

Ácidos	Bases
<p>Los hidrácidos y los oxácidos se forman de la siguiente manera:</p> <p>Al reaccionar un no metal con el hidrogeno se forma un hidrácido.</p> <p>Al reaccionar un óxido ácido con agua se forma un oxacido.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Tienen sabor ácido como en el caso del ácido cítrico en la naranja. • Cambian el color del papel tornasol azul a rosado, el anaranjado de metilo de anaranjado a rojo y deja incolora a la fenolftaleina. • Son corrosivos. • Producen quemaduras de la piel. • Son buenos conductores de electricidad en disoluciones acuosas. • Reaccionan con metales activos formando una sal e hidrogeno. • Reacciona con bases para formar una sal mas agua. • Reaccionan con óxidos metálicos para formar una sal mas agua. 	<p>Las bases son compuestos que se forman de dos maneras:</p> <p>Al reaccionar en metal activo con agua.</p> <p>Al reaccionar un óxido básico con agua.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Tienen sabor amargo. • Cambian el papel tornasol de rosado a azul, el anaranjado de metilo de anaranjado a amarillo y la fenolftaleina de incolora a rosada fucsia. • Son jabonosas al tacto. • Son buenas conductoras de electricidad en disoluciones acuosas. • Son corrosivos. • Reaccionan con los ácidos formando una sal y agua. • Reacciona con los óxidos no metálicos para formar sal y agua.

Materiales:

Tubos de ensayos, gradilla, varilla de vidrio, tubo de desprendimiento, cristizador, vidrio de reloj, espátula, vaso de precipitados de 250 ml y de 100 ml, probeta, pinza metálica, pinza de madera, mechero.

Drogas:

Cinta de magnesio, óxido de calcio, ácido nítrico, cobre, ácido clorhídrico, ácido acético, amoníaco, hidróxido de sodio, sodio metálico, sulfito de sodio, papel tornasol rojo y azul, tintura de tornasol, papel pH.

Recuerde que 1 ml \approx 20 gotas

Procedimiento:

PAPEL TORNASOL

Colocar un papel de tornasol azul sobre una placa de Petri o un vidrio de reloj **limpio** y seco y hacer lo mismo con el papel tornasol rojo en otro tubo. Agregar 1 gota de solución ácida a cada papel.
¿Qué se observa?

.....

Repetir agregando 1 gota de solución básica sobre nuevos papeles tornasol rojo y azul.
Anotar lo observado:

.....

De acuerdo a lo observado completar el siguiente cuadro, colocando en cada casillero el color correspondiente.

	SUSTANCIAS ÁCIDAS	SUSTANCIAS BÁSICAS
TORNASOL ROJO		
TORNASOL AZUL		

Por último tomar la SOLUCIÓN INCÓGNITA 1, realizando el mismo procedimiento y en función de lo observado, completar el cuadro:

	CAMBIA A
ROJO	
AZUL	

Laboratorio De Química

Por lo tanto la solución es.....

Realizar los mismos pasos con la SOLUCIÓN INCÓGNITA 2:

	CAMBIA A
ROJO	
AZUL	

Por lo tanto la solución es.....

PAPEL pH

Colocar sobre un vidrio de reloj o en una placa de Petri, cuatro pedacitos de papel pH los más separados posible y agregarle a cada uno, una gota de las siguientes sustancias:

Ácido muriático o ácido clorhídrico (HCl) - Vinagre o ácido acético (CH₃COOH) - Amoníaco (NH₃) - Soda cáustica o hidróxido de sodio (NaOH)

Una vez que el papel cambió su color, compararlos con la escala de colores del papel pH y anotar el valor correspondiente para cada uno:

SUSTANCIA	COLOR	pH
Ácido muriático (HCl)		
Vinagre (CH ₃ COOH)		
Amoníaco (NH ₃)		
Soda cáustica (NaOH)		

Medir con una probeta 10 ml de agua y colocarlos en un vaso de precipitados de 100 ml, agregar UNA gota de ácido muriático y revolver con una varilla de vidrio. Medir el pH de esa solución utilizando el papel pH o el pHmetro:

pH 1 = (Mayor concentración)

Agregar otros 80 ml de agua, revolver con la varilla de vidrio y volver a medir el pH:

pH 2 = (Menor concentración)

Realizar el mismo procedimiento, pero esta vez, utilizando la solución de soda cáustica:

pH 1 = (Mayor concentración)

pH 2 = (Menor concentración)

“En base a lo observado, se deduce que el pH DEPENDE / NO DEPENDE de la concentración y por lo tanto CAMBIA / NO CAMBIA por dilución tendiendo al valor de 0 7 14”.

<http://labquimica.wordpress.com>

INDICADORES

Un indicador es una sustancia natural o sintética que cambia de color en respuesta a la naturaleza de su medio químico. Los indicadores se utilizan para obtener información sobre el **grado de acidez** o **pH** de una sustancia, o sobre el estado de una reacción química en una disolución que se está analizando. Uno de los indicadores más antiguos es el tornasol, un tinte vegetal que adquiere color rojo en las disoluciones ácidas y azul en las básicas. Otros indicadores son la alizarina, el rojo de metilo y la fenolftaleína; cada uno de ellos es útil en un intervalo particular de acidez o para un cierto tipo de reacción química.

Prepare una serie de tubos **SECOS**; agregue a cada uno 5 gotas del indicador correspondiente y anote el color del mismo después del agregado de dos gotas de la sustancia a ensayar.

	ÁCIDOS		BASES	
	Ácido clorhídrico (HCl)	Ácido acético o vinagre (CH ₃ COOH)	Amoníaco (NH ₃)	Hidróxido de sodio (NaOH)
Rojo de metilo (4.2 – 6.2)				
Rojo Congo (3.0 – 5.2)				
Azul de bromotimol (6.0 – 7.6)				
Púrpura de bromocresol (5.2 – 6.8)				
Fenolftaleína (8.0 – 9.8)				

NEUTRALIZACIÓN Y FORMACIÓN DE SALES

Necesitarán disponer de una solución de hidróxido de sodio (NaOH), otra de ácido clorhídrico (HCl), unas gotas de fenolftaleína y dos tubos de ensayo. Procedan de esta manera:

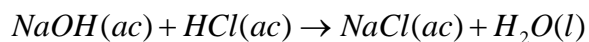
- Coloquen en un tubo de ensayo 5 ml de la solución de NaOH y agreguen tres gotas de fenolftaleína. Aparecerá el color que este indicador toma ante una solución básica.
- Por medio de un gotero, agreguen pequeñas cantidades de la solución de HCl. ¿Qué observan en el punto donde cae la gota de ácido? Agiten el tubo después de cada agregado. ¿El color reaparece? ¿Qué indica esto?

Laboratorio De Química

3. Sigam agregando gotas de solución del HCl hasta que quede con un color débilmente rosado, que no desaparece. Añadan con cuidado una gota más del ácido. ¿Qué indica el cambio de color de la solución? ¿Por qué no hay hidróxido de sodio ahora?

.....

4. Pasen a otro tubo de ensayo una parte de la solución obtenida y calienten con llama corta del mechero de Bunsen; sigan calentando suavemente, cuidando de que el líquido no se derrame, hasta que el tubo se seque. Interrumpan el calentamiento. Dejen enfriar y verificar si en su interior queda algún residuo. La reacción que se ha producido es:



¿Pueden identificar ahora el residuo del tubo?

.....

En la experiencia de neutralización se combinó un ácido, el clorhídrico, con una base, el hidróxido de sodio.

¿De qué manera se obtuvo el cloruro de sodio en estado sólido? ¿Qué se tuvo que eliminar?

.....

<http://labquimica.wordpress.com>