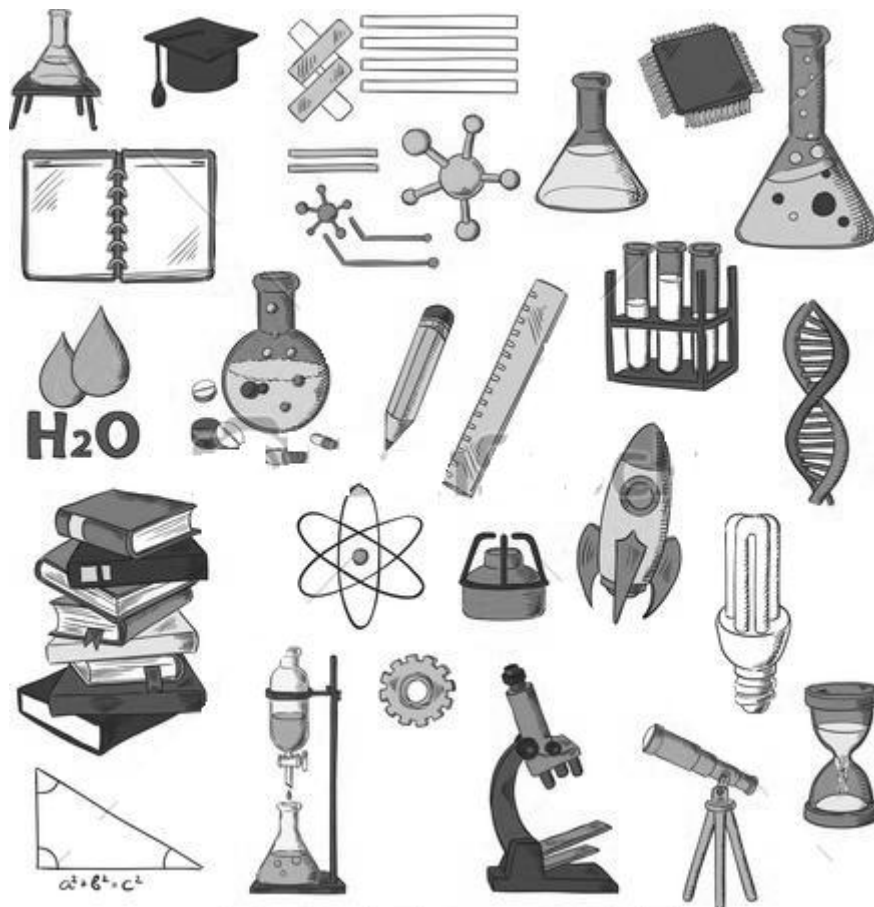




Instituto Fray Mamerto Esquiú
Fundamentos de química - 5° año A
"Hagamos del diálogo un instrumento para el encuentro"

Fundamentos de química

5° AÑO "A" NATURALES



Módulo teórico-práctico

Profesor: Martín Crispino

Contenidos del módulo

Capítulo 1: Soluciones

Fuerzas intermoleculares – Moléculas polares y no polares – Concepto de sustancia y solución - Solubilidad en agua y solventes orgánicos – Concentración de soluciones (g/L, %v/v ó %vol y molaridad) – Soluciones saturadas en insaturadas – Solubilidad

Capítulo 2: Reacciones ácido-base

Concepto de reacción química - Propiedades de ácidos y bases – Reacciones químicas de neutralización (ácido-base) - pH e indicadores – Reacciones ácido base en la vida cotidiana (Lluvia ácida, Uso de antiácidos estomacales)

Capítulo 3: Electroquímica y almacenamiento de energía

Estados de oxidación – Concepto de oxidación y reducción química - Reacciones químicas de óxido-reducción – Ejemplos de redox en la vida cotidiana (Corrosión del hierro, Respiración) - Potenciales de oxidación - Espontaneidad de reacciones químicas – Pilas – Electrólisis

Capítulo 4: Compuestos inorgánicos y química industrial

Identificación y propiedades de grupos de moléculas inorgánicas –Reacciones de formación de moléculas inorgánicas – Nomenclatura de compuestos inorgánicos - Lluvia ácida

Capítulo 1



Soluciones

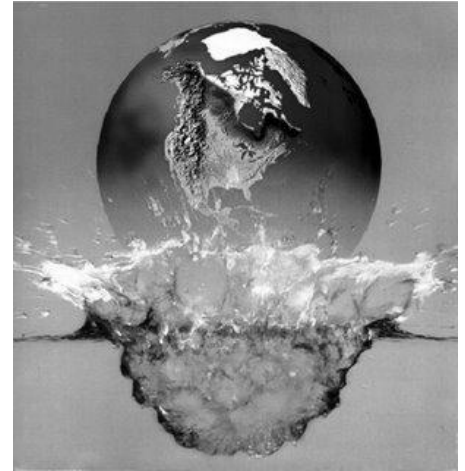
Fundamentos de química – 5ª

Capítulo 1: Soluciones

Introducción: El agua sinónimo de vida

No cabe duda que el agua es una sustancia muy especial. Es el líquido más abundante de nuestro planeta y es el sustento de la vida sobre ella. Todos los seres vivos necesitan agua para vivir y están formados por agua; incluso el ser humano está compuesto casi por el 65% es agua.

Las propiedades excepcionales del agua tienen gran efecto en la naturaleza de nuestro medio ambiente. Su alto calor específico ayuda a evitar las grandes fluctuaciones de temperatura en la superficie terrestre. Las masas de agua de los océanos y lagos absorben calor del sol durante el día y lo liberan a la atmósfera durante la noche sin experimentar un cambio de temperatura considerable. La superficie lunar que tiene un calor específico que es la quinta parte de la del agua y por tanto sufre variaciones de temperatura entre 120°C y -150°C.



El hecho de que el agua se expanda cuando se congela tiene efectos benéficos. La menor densidad del agua sólida (hielo) comparada con la del agua líquida da lugar a que el hielo flote y con ello evita que el agua de los mares y lagos se congelen totalmente y las consecuencias desastrosas que ello supondría.

Las propiedades del agua cambian notablemente cuando se disuelven en ella ciertas sustancias; estas pueden mezclarse con agua en forma natural, tal como ocurre con las sales disueltas en el agua de mar y otras que se introducen como consecuencia de las actividades del hombre. Muchas veces estas impurezas tienen un efecto negativo sobre las masas de agua y las formas de vida que necesitan de ellas.

El agua es el componente principal de la materia viva. Constituye del 50 al 90% de la masa de los organismos vivos. El protoplasma, que es la materia básica de las células vivas, consiste en una disolución de grasas, carbohidratos, proteínas, sales y otros compuestos químicos similares disueltos en agua. El agua actúa como disolvente transportando, combinando y descomponiendo químicamente esas sustancias. La sangre de los animales y la savia de las plantas contienen una gran cantidad de agua, que sirve para transportar los alimentos y desechar el material de desperdicio.

La importancia del agua como solvente universal: Soluciones acuosas



Las disoluciones acuosas tienen una gran importancia en la biología, desde los laboratorios de ciencia básica hasta la química de la vida, pasando por la química industrial. Por la vasta cantidad y variedad de sustancias que son solubles en agua, esta se denomina a veces disolvente universal. Más del 95% de las reacciones químicas que ocurren en soluciones se dan en soluciones acuosas.

En la vida diaria, mucho de los alimentos que consumimos son soluciones; las bebidas gaseosas son soluciones de varios compuestos como dióxido de carbono y azúcar; el agua de limón es ácido cítrico y azúcar disueltos en agua, una solución, entre otras. Las frutas y verduras contienen agua, la cual disuelve algunos componentes nutritivos de las frutas y las verduras. Como la mandarina o la naranja, que son muy jugosas y su jugo es rico en vitamina C (soluciones de vitamina C).

El agua de mar es una gran solución salina, tiene muchas sales disueltas, de allí se obtiene la sal que consumimos en las comidas. Por otro lado gracias a que el mar es una solución, existe vida en el planeta, pues, muchos nutrientes

disueltos en el agua fueron los alimentos de las primeras células, así como actualmente son nutrientes para algunas especies animales y vegetales que viven en el agua.

La lluvia ácida es un tipo de solución con efectos negativos, pues el agua disuelve los óxidos de nitrógeno y de azufre que se escapan de las chimeneas o escapes. En el área de la química: las soluciones son muy importantes, pues para hacer análisis químico, es indispensable el empleo de las soluciones; la mayoría de las reacciones se llevan a cabo en soluciones. Así para sintetizar un nuevo medicamento, se emplean varias soluciones.

Actividad introductoria: Observación de vídeo "Las soluciones"

Observa los 5 minutos iniciales del siguiente video (Link: <https://www.youtube.com/watch?v=83WT6-efQr0&t=538s>) y toma apuntes sobre los siguientes aspectos:

- Definición de solución.
- Ejemplos de soluciones en la vida cotidiana.
- Importancia de las soluciones.

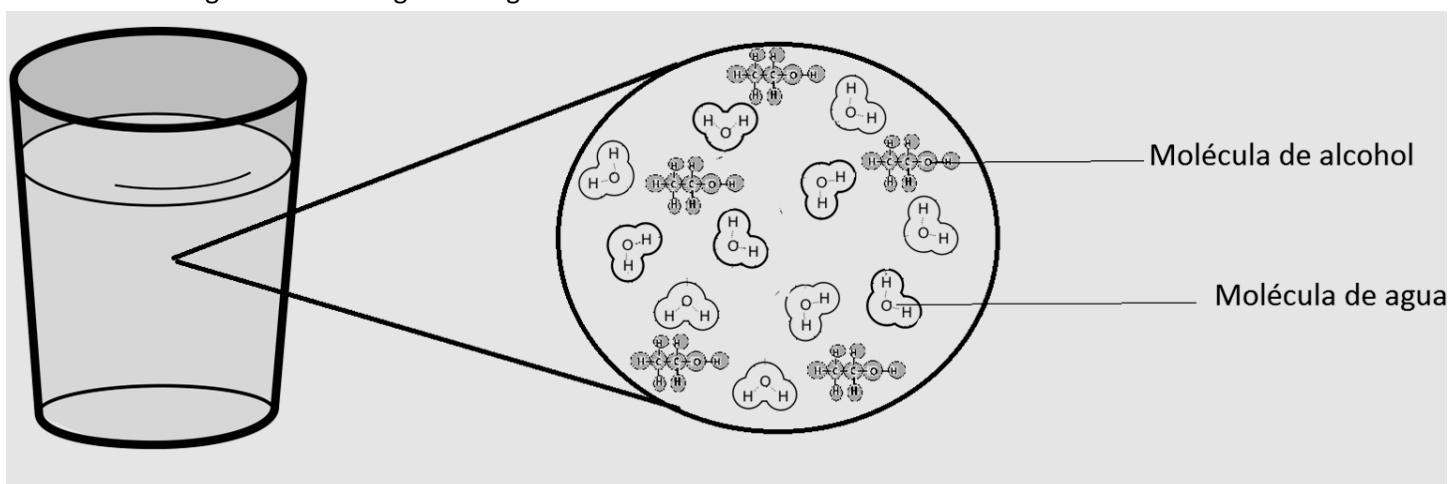


¿Qué eran las "Soluciones"?

Si pudiéramos observar a la materia a partir de sus átomos o moléculas, podemos definir a una sustancia como un sistema homogéneo formado por átomos o moléculas idénticas. ¿Pero qué ocurre si analizamos la composición de un sistema homogéneo y resulta que no está formada por átomos o moléculas iguales? En dicho caso estamos en presencia de una mezcla homogénea que se denomina solución.

Una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias que interactúan a nivel de las partículas para formar un todo con sus características propias.

Por ejemplo, si mezclamos agua y alcohol (dos sustancias por poseer cada una moléculas del mismo tipo H_2O y $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ -observaremos que luego de la mezcla no se observan dos fases, sino una sola (Sistema homogéneo). Imaginemos ahora que podemos ver las moléculas por las que está formada dicha mezcla. En ese caso observaríamos algo similar a la siguiente figura:



Como vemos, en este caso estamos ante ¡UN SISTEMA HOMOGÉNEO FORMADO POR MÁS DE UNA SUSTANCIA! Es decir, una MEZCLA HOMOGÉNEA (SOLUCIÓN). Una solución está formada entonces, por más de una sustancia. Estas sustancias no son identificables a simple vista, es decir que entonces, se aprecia una sola fase. Si se analiza una muestra de alguna solución podría apreciarse que en cualquier parte de ella su composición es constante.

Los componentes de una solución

Una solución típica está formada por dos componentes conocidos como solvente y soluto.

Solvente: Es la sustancia que se encuentra en mayor cantidad, y es la que contiene al soluto (“lo disuelve”).

Soluto: Es la sustancia que se “disuelve” y se encuentra en menor cantidad que el solvente.

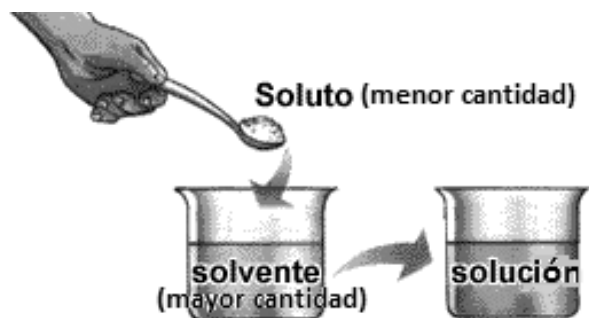
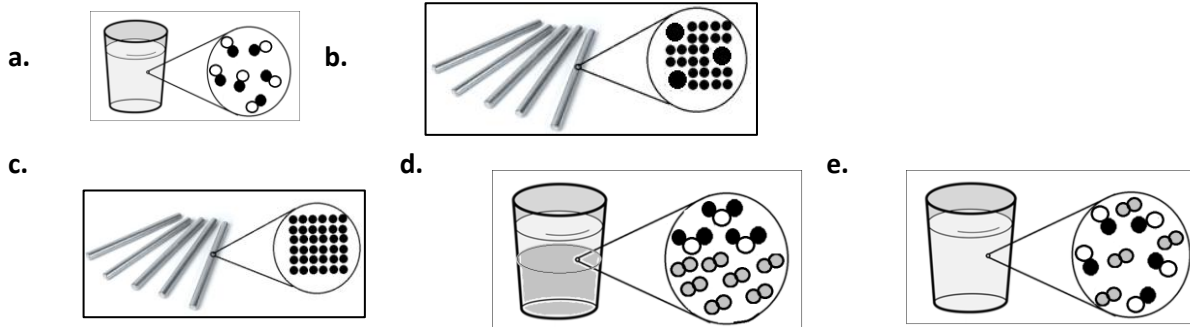


Figura: Ejemplo del agregado de azúcar (soluto –sustancia en menor cantidad-) a un vaso de agua (solvente –sustancia en mayor cantidad-)

Actividades

1. Si suponemos que las siguientes partículas representan moléculas, indica cuáles de los siguientes esquemas son sustancias, cuáles soluciones y cuáles mezclas heterogéneas. Justifica tu respuesta.



2. Identifica al soluto y al solvente en las siguientes soluciones. ¿Cuáles de dichas soluciones se consideran soluciones acuosas?

- En un vaso de agua, agrego una cucharadita de azúcar.
- La soda posee agua y partículas de gas (dióxido de carbono) disueltas en ella.
- Un metal formado por 85% de hierro y 15% de cobre.
- El agua de mar.

3. De una solución formada por agua y alcohol se extraen dos muestras de 5 ml. La muestra A se tomó de la superficie del recipiente que contenía la solución y la muestra B del fondo. En la porción A se identificaron 4 ml de agua y 1 ml de alcohol.

a. Teniendo en cuenta esta información, ¿qué datos arrojó la identificación de la porción B?

- Se identificó mayor cantidad de alcohol y menor cantidad de agua que con respecto a la muestra A ya que como se tomó la muestra del fondo, el alcohol luego de un tiempo se fue depositando en el fondo
- Se identificó la misma cantidad de alcohol y agua que la muestra A ya que la composición de la solución no cambió por más que pasó un tiempo.
- Se identificó menor cantidad de alcohol y mayor cantidad de agua ya que el alcohol (que se encontraba en menor cantidad) fue subiendo a la superficie dejando al agua en el fondo.
- No se puede saber la cantidad, ya que deberíamos tener más datos.

b. ¿Cuál es el soluto y el solvente de la solución? ¿Cómo te diste cuenta?



¡VAMOS AL LABORATORIO! Para ello, debemos antes aprender cómo se realiza un informe de laboratorio y conocer los materiales que vamos a utilizar...

¿Cómo hacer un informe sobre lo observado en el laboratorio?

Un informe de laboratorio tiene como objetivo recolectar la información e informar a la comunidad sobre lo observado en una experiencia de laboratorio realizada. Dicho informe debe tener las siguientes partes:

1- Título: Esta parte nos presenta el experimento de manera clara, concisa y breve.

2- Objetivos: Objetivos que se buscan cumplir en la experimentación. Los objetivos están íntimamente relacionados con los resultados y las conclusiones. Podemos pensar que en los objetivos estamos planteando una pregunta que luego será contestada, a partir de los resultados, en las conclusiones. Su redacción siempre será con el verbo inicial en infinitivo (terminación "ar"). Ej.: Determinar la masa de un cuerpo mediante el uso de la balanza analítica.

3- Fundamento teórico: Aquí se escribe toda la teoría relacionada con la experiencia que vamos a abordar. Por ejemplo, si estudiamos la densidad de un objeto debemos escribir en este apartado la definición de densidad y sus fórmulas matemáticas, es decir todos los conceptos teóricos que nos permitirán explicar luego lo observado.

4- Materiales de laboratorio: En este apartado deben ubicarse tanto los instrumentos de laboratorio como las sustancias y soluciones químicas utilizadas.

5- Método experimental: En esta parte se describe detalladamente el experimento que se realizó en el laboratorio. Debe ir enumerado y explicado claramente.

6- Resultados: Aquí se exponen los resultados obtenidos en el laboratorio y los resultados esperados (es decir los que la teoría nos dice que se deben producir y por algún motivo no lo obtuvimos). Estos resultados, de ser necesario también deben exponerse por medio de tablas y gráficos.

7- Conclusión: Se indica si el objetivo fue cumplido o no. Aquí se expondrán además, las conclusiones a las que se ha llegado a partir del análisis de los resultados teniendo en cuenta el fundamento teórico.

MATERIALES DE LABORATORIO UTILIZADOS COMUNENTE:



Mechero de Bunsen: Mechero para calentar materiales y soluciones que se conecta a gas.

Probeta: Recipiente graduado para medir volúmenes.

Tubo de ensayo: Es un tubo cilíndrico pequeño utilizado para contener pequeñas muestras líquidas y también para calentar dichas muestras.

Vaso de precipitado: Recipiente cilíndrico de vidrio fino para preparar soluciones o calentar sustancias y traspasar líquidos. Tienen boca ancha a diferencia del matraz y el erlenmeyer y puede medir volúmenes pero no de manera exacta.

Matraz: Recipiente para preparar soluciones. Permite medir un volumen exacto de la solución preparada.

Erlenmeyer: Recipiente de vidrio donde se pueden agitar disoluciones y calentarlas. Las graduaciones sirven para tener un volumen aproximado (no tan específico como el matraz).

Pipeta: Recipientes graduados de vidrio para succionar y medir pequeños volúmenes con excelente precisión. Las hay de capacidades muy diferentes: 0,1 ml - 1 ml - 10 ml entre otras. Las más precisas miden en micro litros (μ l). Para la succión se utiliza la denominada propipeta.

Balanza analítica: Instrumento digital para medir la masa.

Embudo: Sirve para canalizar líquidos hacia un recipiente determinado.

Trabajo práctico de laboratorio: Preparación de soluciones

Actividad: Realiza un informe de laboratorio teniendo en cuenta los siguientes procedimientos:

Mezcla 1:

1. Mide con una pipeta, 5 ml de alcohol y viértelo en un matraz de 100 ml.
2. Completa el volumen del matraz con agua utilizando al principio un embudo y una probeta y luego, para ser más preciso, una pipeta hasta llegar al aforo (marca circular grabada con precisión sobre el recipiente volumétrico para indicar el volumen determinado.). Expresa los resultados en el informe completando la siguiente tabla.

Soluto	Solvente	Solución	Volumen agregado de soluto	Volumen final de la solución
		Alcohol en agua		

Mezcla 2:

3. Pesa en un vidrio reloj 0,6 gramos de sulfato de cobre y viértelo en un matraz de 100 ml con la ayuda de un embudo y si es necesario arrastra los sólidos que queden con un poco de agua utilizando una piseta.
4. Completa el volumen del matraz con agua utilizando al principio un embudo y una probeta y luego, para ser más preciso, una pipeta hasta llegar al aforo. Expresa los resultados en el informe completando la siguiente tabla.

Soluto	Solvente	Solución	Masa agregado de soluto	Volumen final de la solución

Mezcla 3:

5. Completa un tubo de ensayo con las siguientes proporciones:
 - En primer lugar, llena un poco menos de un tercio del tubo con aceite.
 - En segundo lugar, llena la misma cantidad con agua.
 - Finalmente llena otra misma cantidad con alcohol de quemar (azulado). Viértelo lentamente.
6. Observa la mezcla realizada y anota tus observaciones.
7. Agita el tubo de ensayo y espera 10 minutos. Realiza nuevamente la observación de lo ocurrido.
8. Completa la tabla:

	N° de fases	Sustancias en cada fase
Mezcla antes de agitar		
Mezcla después de agitar		

9. Separa las fases de la mezcla utilizando una ampolla de decantación.

ACTIVIDADES EXTRAS:

1. ¿Cuál o cuáles de las 3 mezclas son soluciones?
2. ¿Por qué al preparar una solución de agua y sulfato de cobre, primero se coloca el sulfato de cobre y luego se completa con agua?
3. La concentración de una solución es la relación que hay entre la cantidad de soluto y la cantidad de solución final. Teniendo en cuenta las soluciones formadas elige la respuesta correcta y justifica por qué no elegiste las incorrectas.
 - a. La mezcla 1 tiene una concentración igual a:
 - I. 5 ml de alcohol
100 ml de agua
 - II. 5 ml de alcohol
100 ml de solución
 - III. 5 ml de agua
100 ml de solución
 - IV. 5 g de alcohol
100 ml de solución
 - b. La mezcla 2 tiene una concentración igual a:
 - I. 0,6 g de sulfato de cobre
100 ml de solución
 - II. 0,6 g de sulfato de cobre
100 ml de agua
 - III. 0,6 ml de sulfato de cobre
100 ml de solución
3. Teniendo en cuenta la mezcla 3, responde:
 - a. ¿Cuál es la explicación de las 3 fases observadas antes de agitar la mezcla que tenía agua, alcohol y aceite?
 - b. ¿Por qué luego de agitar el tubo de ensayo aparecen dos fases en lugar de 3? ¿Cuál es la explicación?
 - c. Define en pocas palabras el concepto de densidad.

Actividades para los que no asisten al laboratorio:

1. Define los siguientes términos:

- a. Sustancia
- b. Solución
- c. Solute
- d. Solvente
- e. Masa
- f. Volumen

2. Teniendo en cuenta la siguiente experimentación y los materiales de laboratorio realiza las actividades propuestas:

“Se quiere preparar 100 ml de una solución acuosa con 8 gramos de cloruro de sodio (sólido)”

- a. ¿Cuál es el soluto y el solvente de la solución?
- b. ¿Cuál es la masa del soluto en la solución realizada?
- c. ¿Cuál será el volumen de la solución final?
- d. ¿En qué elemento de laboratorio pesarías el soluto?
- e. ¿En qué elemento de laboratorio realizarías la solución para que su volumen final sea exacto?

3. Teniendo en cuenta la siguiente experimentación y los materiales de laboratorio realiza las actividades propuestas:

“Se quiere preparar 50 ml de una solución acuosa con 2 ml de alcohol etílico”

- a. ¿Cuál es el soluto y el solvente de la solución?
- b. ¿Cuál es el volumen del soluto en la solución?
- c. ¿Cuál será el volumen de la solución final?
- d. ¿Con qué elemento de laboratorio traspasarías los dos mililitros de alcohol desde su envase hasta el nuevo recipiente donde voy a preparar la solución?
- e. ¿Cómo se llama dicho recipiente donde voy a preparar la solución?

Fuerzas intermoleculares

Las fuerzas intermoleculares son fuerzas de atracción que se producen entre las moléculas. **Estas fuerzas intermoleculares son las que permiten que un solvente pueda disolver una sustancia.** Por ejemplo, el agua permite disolver el alcohol etílico ya que entre las moléculas de agua y de alcohol existen fuerzas de atracción muy altas.

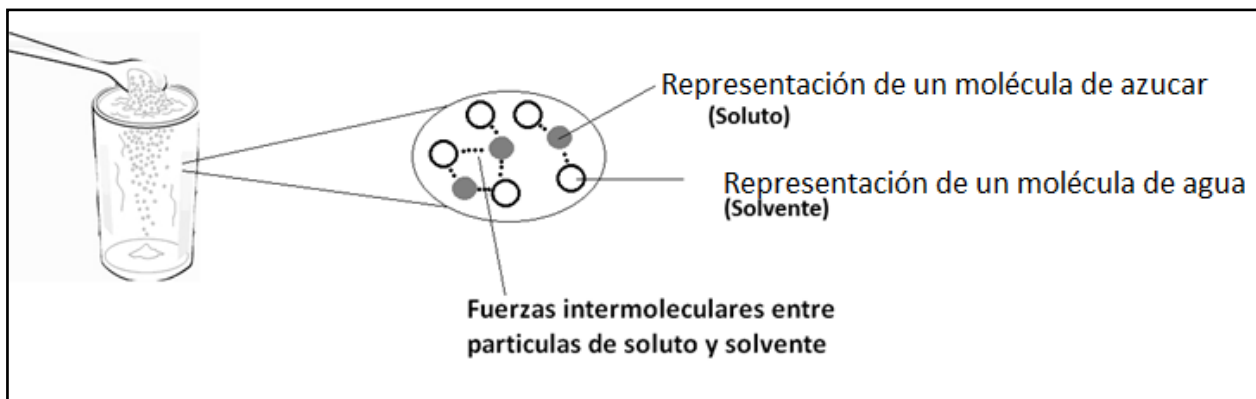


Figura: Representación de las fuerzas intermoleculares entre las moléculas de agua y azúcar (las moléculas están representadas por átomos)

Moléculas polares y no polares

Los tipos de fuerzas intermoleculares dependen de la polaridad de las moléculas. Por lo tanto, debemos estudiar el concepto de moléculas polares y no polares.

Para saber si una molécula es polar o no polar debemos tener en cuenta dos factores:

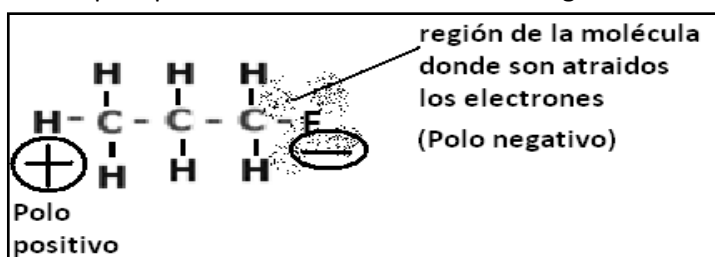
1. La geometría molecular
2. La presencia de un átomo muy electronegativo (como el oxígeno, el nitrógeno o el fósforo)

Durante esta materia solo nos centraremos en la electronegatividad aunque debemos dejar en claro que en realidad siempre hay que tener en cuenta los dos factores.

¿Qué es la electronegatividad?

La electronegatividad de un átomo es la capacidad que tiene dicho átomo para atraer hacia sí mismo los electrones, cuando está unido a otro átomo. Cuanto mayor sea su electronegatividad, mayor será su capacidad para atraerlos.

Cuando una molécula presenta un átomo muy electronegativo, este átomo tiende a atraer fuertemente los electrones de la molécula hacia su sector y formar un polo negativo. Mientras que en el sector donde los electrones no son atraídos se forma un polo positivo como observamos en la siguiente molécula:

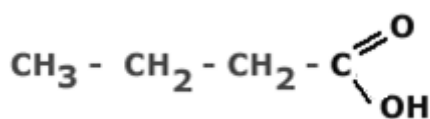


Por lo tanto, este tipo de moléculas que presentan átomos muy electronegativos se dice que son moléculas polares por formar polos positivos y negativos.

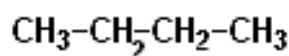
Actividades

4. ¿Cuáles son los dos factores que determinan si una molécula es polar o no polar?
 5. ¿Cuáles son los átomos que generalmente generan polaridad en las moléculas? ¿Por qué? Explica a partir de la definición de electronegatividad.
 6. Indica cuáles de las siguientes moléculas son polares o no polares. Justifica e indica los polos positivos y negativos cuando sea posible.

a.



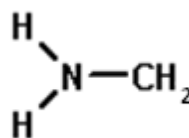
b.



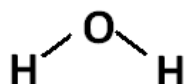
c.



d.



7. La molécula de agua presenta la siguiente estructura:

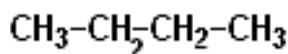


- a. ¿La molécula de agua se trata de una molécula polar o no polar? Justifica e indica los polos positivos y negativos en caso de ser una molécula polar.
 b. ¿Qué sustancias puede disolver mejor el agua? ¿Sustancias polares o no polares?
 c. Indica cuáles de las siguientes sustancias serán solubles en agua. Justifica.

Etanol:



Butano:



- d. Realiza un esquema donde se represente a las moléculas que elegiste en el punto c) disueltas en moléculas de agua. Marca claramente los polos de ambas moléculas y las fuerzas de interacción mediante líneas punteadas.

Simulación en PC

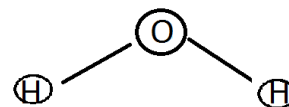
Observa las moléculas del programa en computadora que te mostrará el profesor y responde:

MOLÉCULA FORMADA POR LOS ATOMOS A y B

1. Si el átomo A tiene una electronegatividad mayor a B ¿La molécula es polar? ¿Por qué? Compruébalo en el programa.
 2. ¿Cómo representa el programa las zonas con mayor densidad de electrones?
 3. Si los átomos A y B que forman la molécula presentan la misma electronegatividad ¿la molécula es polar? Justifica y compruébalo en el programa.

MOLÉCULA DE AGUA

4. Teniendo en cuenta la estructura de la molécula formada de la siguiente manera: donde el oxígeno tiene mayor electronegatividad que los hidrógenos.



¿Se trata de una molécula polar? Si es así marca sus polos en el esquema y comprueba con el programa.

5. Si otra molécula formada por 3 átomos como el dióxido de carbono tiene la siguiente estructura:



donde los oxígenos tienen mayor electronegatividad que el carbono, ¿la molécula es polar? Justifica.

CONCLUSIONES

6. a. Observa las siguientes moléculas reales en el programa e indica si son polares o no polares.

I. HF (fluoruro de hidrógeno) II. CO₂ (Dióxido de carbono) III. CH₃F (Fluorometano) IV. O₂ (Oxígeno)
 V. NH₃ (Amoníaco) VI. CH₄ (Metano) VII. CF₄ (tetrafluoruro de carbono)

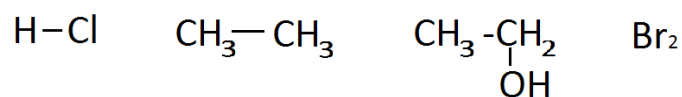
- b. ¿Por qué el metano (CH₄) es una molécula no polar pero el fluorometano (CH₃F) sí lo es?

- c. ¿Por qué el tetrafluorometano (CF₄) es una molécula no polar si cuenta con la presencia muy electronegativa del flúor?

7. Teniendo en cuenta lo observado, ¿Cuáles son las dos variables de las que dependerá si una molécula es polar o no polar?

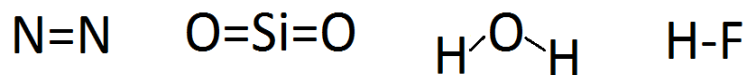
Actividades extra

1. a. Indica si las siguientes moléculas son polares o no, teniendo en cuenta solo la presencia de un átomo electronegativo. Marca sus polos:



b. ¿Cuáles de las sustancias anteriores se disolverán bien en agua?

2. a. Indica si las siguientes moléculas son polares o no, teniendo en cuenta tanto la presencia de un átomo electronegativo como su geometría. Marca sus polos:

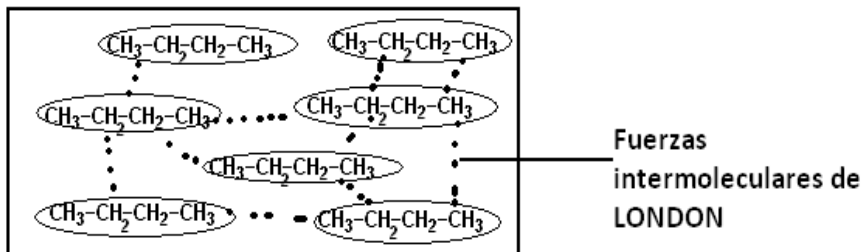


b. Compara la molécula de SiO_2 (dióxido de silicio) con la molécula de agua. Explica sus diferencias.

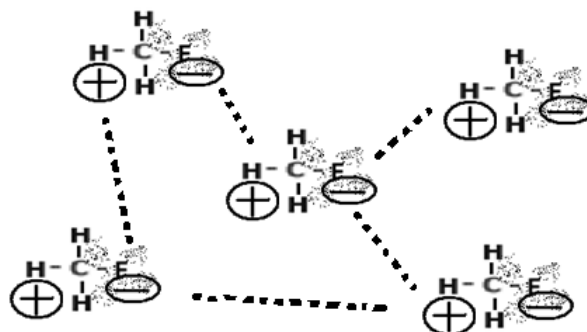
Los tipos de fuerzas intermoleculares

Las fuerzas intermoleculares (también denominadas fuerzas de Van Der Waals) se dividen en tres tipos principales según las polaridades de las moléculas:

- 1. Fuerzas de London:** Son las fuerzas que se generan entre moléculas no polares. Se producen debido a movimientos aleatorios de los electrones. Son las fuerzas intermoleculares más débiles. En general, este tipo de fuerzas se encuentran entre las moléculas de hidrocarburos ya que son moléculas no polares (que no presentan átomos muy electronegativos). A medida que las moléculas no polares son más grandes, aumentan las fuerzas ya que hay mayor contacto entre moléculas. Esto explica por qué cuando estudiamos los hidrocarburos, los que tenían mayor cantidad de carbonos tenían mayor punto de ebullición.

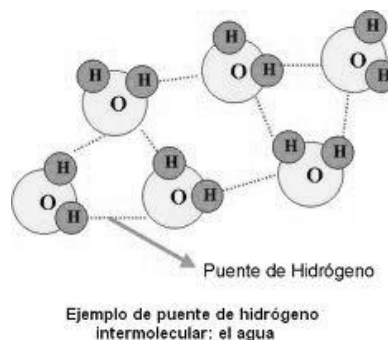


- 2. Fuerzas dipolo-dipolo:** Son las fuerzas que se generan entre moléculas polares. Se producen debido a las uniones entre los respectivos polos positivos y negativos de las moléculas. Son fuerzas más fuertes que las de London.



- 3. Las uniones por puente hidrógeno:** Es una fuerza atractiva entre dos moléculas, donde se atraen un átomo electronegativo con un átomo de hidrógeno unido covalentemente a otro átomo electronegativo. Es el tipo de fuerza intermolecular más fuerte.

Un claro ejemplo es el que sucede en el agua, donde el hidrógeno (unido covalentemente a un átomo de oxígeno muy electronegativo) es atraído por otro átomo de oxígeno de otra molécula de agua.



Entre los átomos electronegativos que interactúan de esta forma, se encuentran el oxígeno, el nitrógeno y el flúor.

Solubilidad según los tipos de moléculas

La solubilidad de una sustancia en otra dependerá de las fuerzas intermoleculares que haya entre sus respectivas moléculas. Para estudiar la solubilidad de las sustancias debemos tener en cuenta la siguiente regla:

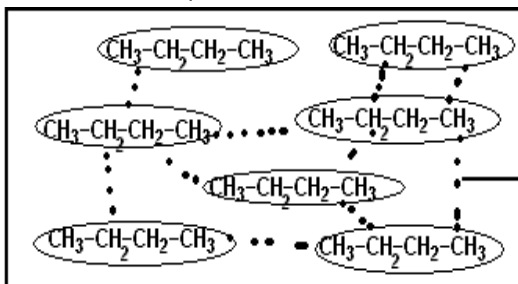
“Lo polar disuelve lo polar. Lo no polar, disuelve lo no polar”

¿Y a qué se debe esto? Cuando dos sustancias son no polares, como vimos anteriormente, se generan fuerzas de atracción denominadas fuerzas de London mientras que en el caso de las moléculas polares se generan las fuerzas dipolo-dipolo o puente hidrógeno. Estas fuerzas son las que permiten que las moléculas de un soluto puedan “esparcirse” por todo el solvente de manera homogénea generando la solución.

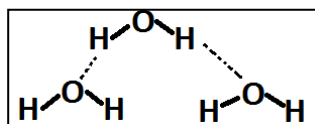
Actividades

8. ¿Qué son las fuerzas intermoleculares? ¿Qué relación tienen las fuerzas intermoleculares con las soluciones?
9. Enumera los tipos de fuerzas intermoleculares que existen. ¿De qué dependen los distintos tipos de fuerzas?
10. a. Indica a partir de los siguientes esquemas a qué tipo de fuerza intermolecular corresponde cada línea punteada. Indica el porqué de tu elección.

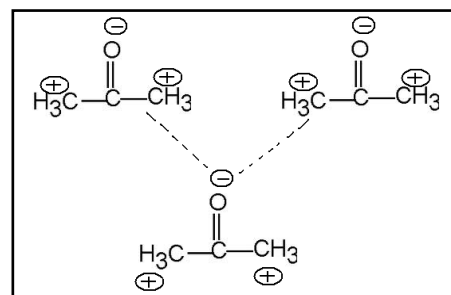
ESQUEMA 1



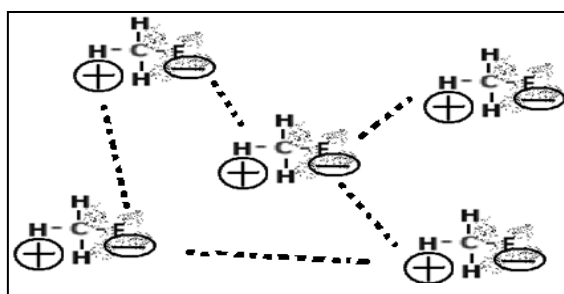
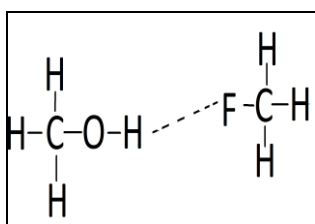
ESQUEMA 2



ESQUEMA 3



- b. ¿Cuál de los siguientes esquemas representa un fuerza intermolecular por puente hidrógeno? Justifica por qué NO elegiste el otro esquema.



Estructura de las soluciones acuosas

Se habla de una disolución acuosa siempre que el disolvente es agua. El agua, como ya observamos es un disolvente polar por lo que disuelve mejor los compuestos polares.

El agua disuelve compuestos iónicos

El agua, como muchas otras sustancias polares tiene la capacidad de disolver compuestos iónicos. Cuando un compuesto iónico se disuelve en agua, las moléculas de H_2O separan y dispersan los iones dentro del líquido. En la siguiente figura se observa un esquema del agua disolviendo cloruro de sodio ($NaCl$), sustancia conocida como sal de mesa.

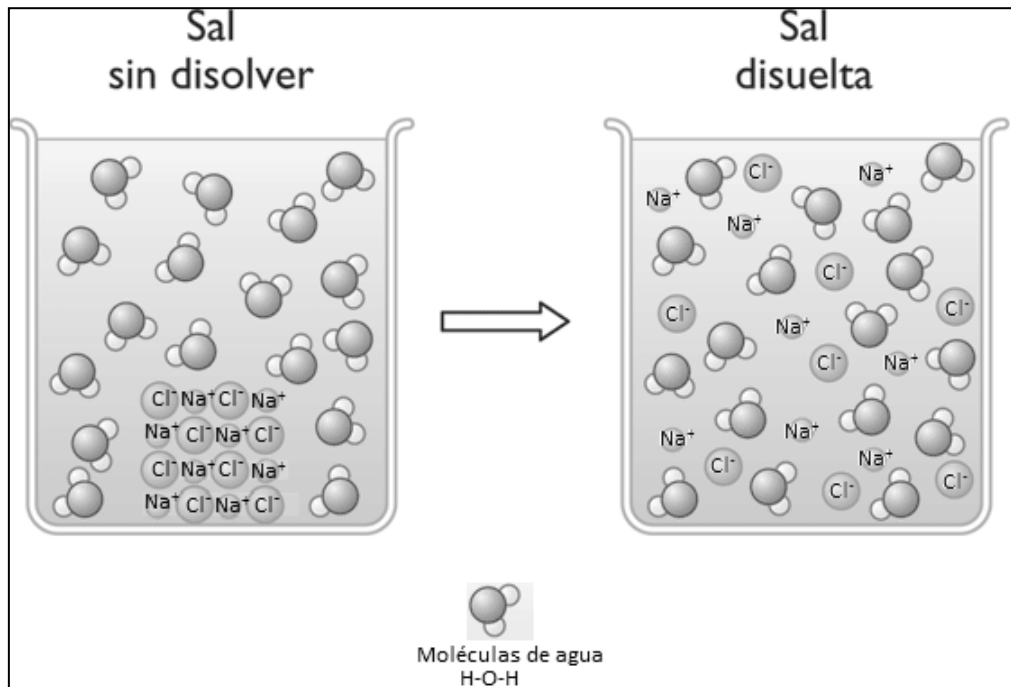


Figura: Disolución de cloruro de sodio en agua.

¿Por qué sucede este fenómeno? Como vimos anteriormente, las moléculas de agua son polares y por lo tanto tienen un sector negativo (cercano al átomo de oxígeno ya que es más electronegativo) y un sector positivo (en este caso posee dos sectores positivos en ambos hidrógenos). Esta polaridad permite que los iones negativos (aniones) del cloruro de sodio sean atraídos por el polo positivo del agua y los iones positivos (cationes) sean atraídos a su vez por los polos negativos de las moléculas de agua.

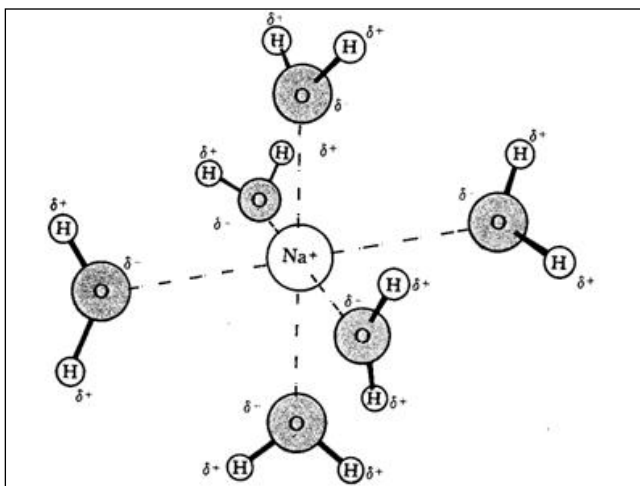


Figura: El catión sodio (Na^+) es rodeado por las moléculas de agua del lado del polo negativo.

En el caso del anion cloruro (Cl^-) las moléculas de agua lo rodean del lado del polo positivo.



En consecuencia las soluciones acuosas pueden clasificarse en:

Soluciones iónicas: Formadas por agua y un compuesto iónico que se disocia en sus respectivos iones.

Soluciones moleculares: Formadas por agua y compuestos covalentes que se dispersan en el solvente sin experimentar disociación iónica.

Actividades

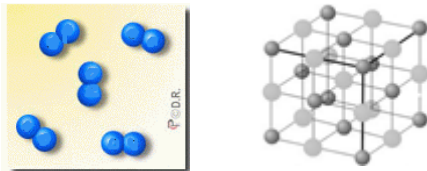
11. Observa el siguiente video y la imagen que representa dicho video, y realiza las siguientes actividades:

VIDEO: <https://www.youtube.com/watch?v=3f0eGGfpiy8>

IMAGEN: *Buscar imagen en la página anterior.*

a. ¿Qué tipo de sustancia es el cloruro de sodio (NaCl)? ¿Cómo te diste cuenta? Realiza la estructura de Lewis de dicha sustancia.

b. Las sustancias iónicas forman estructuras denominadas “redes cristalinas o iónicas”. ¿Cuál de las siguientes estructuras corresponde a la estructura del cloruro de sodio? Explica por qué se organizan de esta manera.

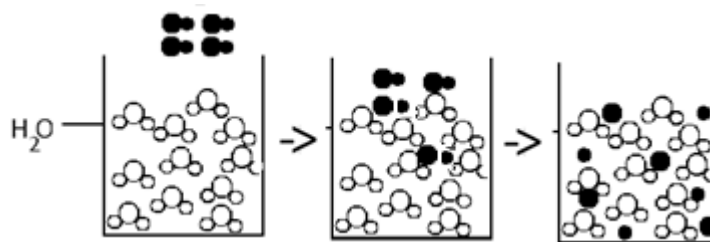


c. ¿Qué sucede cuando las moléculas de agua entran en contacto con la red iónica que forma el cloruro de sodio?

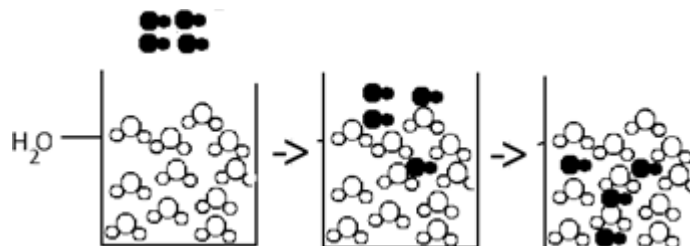
d. ¿Qué parte del agua atrae los iones Cl^- y qué parte atrae los iones Na^+ ? ¿Por qué sucede esto? Esquematiza lo observado en el video y marca los polos de las moléculas de agua.

e. Observa los siguientes esquemas e indica cuál corresponde al comportamiento de una sustancia iónica y cuál al comportamiento de una sustancia covalente en el agua. Explica lo que sucede en cada esquema.

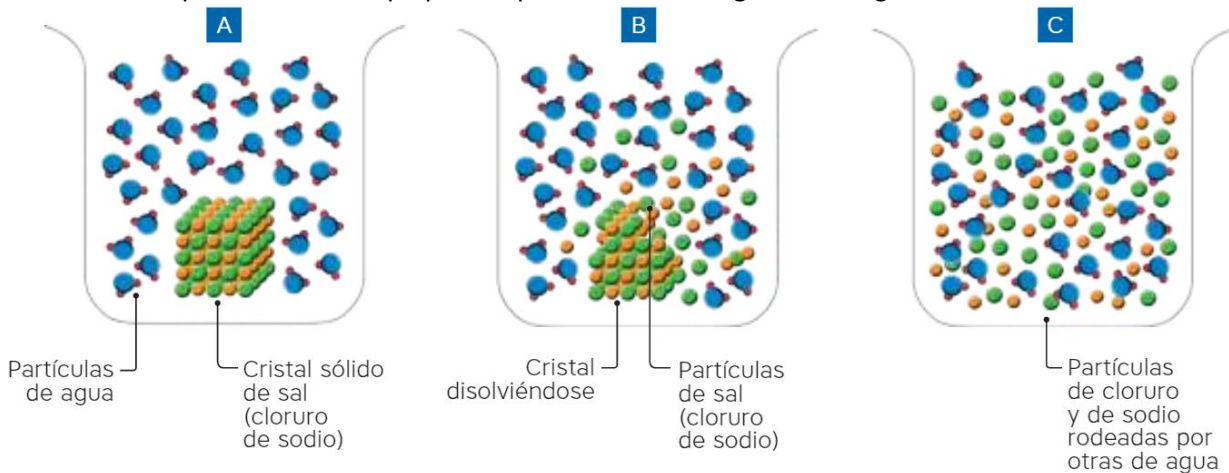
ESQUEMA 1:



ESQUEMA 2:



12. Escribe un párrafo donde expliques lo que sucede en la siguiente imagen:

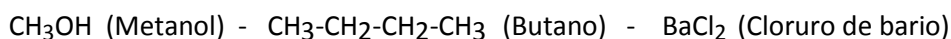


13. ¿Cuáles de los siguientes compuestos serán muy solubles en agua? Justifica tu respuesta.

- a. CaCl_2 (Cloruro de calcio) b. CH_4 (Metano) c. C_5H_{10} (Penteno) d. KI (Ioduro de potasio)
 e. CH_3F (Fluorometano) f. CH_3OH (Metanol)

14. a. Indica cuáles de los compuestos solubles que elegiste en el punto anterior se disociaran en iones (formando soluciones iónicas) y cuáles no (formando soluciones moleculares). Justifica tu respuesta.

b. ¿Cuáles de los siguientes solutos serán solubles en agua? Justifica tu respuesta e indica en el caso de las soluciones formadas si se trata de soluciones iónicas o no.

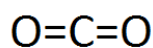


Actividades adicionales de revisión: Soluciones acuosas

15. ¿Cuál de los siguientes conceptos corresponde a la definición de solución? Enciérralos con un círculo y luego realiza un párrafo con los mismos.

MEZCLA HETEROGÉNEA – MEZCLA HOMOGÉNEA – 2 FASES – COMPOSICION CONSTANTE – 1 FASE – 1 SUSTANCIA – FUERZAS DE ATRACCIÓN INTERMOLECULARES DEBILES – FUERZAS DE ATRACCION INTERMOLECULARES FUERTES –SOLUTO - SOLVENTE

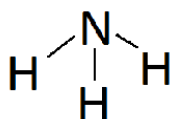
16. a. Indica si las moléculas de las siguientes sustancias son covalentes polares o no polares, o iónicas.



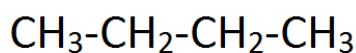
Dióxido de carbono



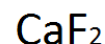
Ácido Fluorhídrico



Amoníaco



Butano



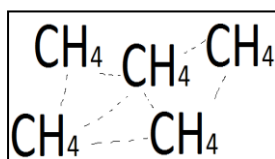
Fluoruro de calcio

b. ¿Cuáles de las sustancias anteriores se disolverán bien en agua? ¿Cómo te diste cuenta?

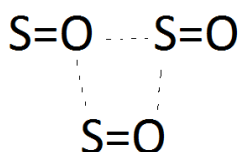
c. La nafta es una mezcla de sustancias no polares ya que está formada por hidrocarburos. ¿Cuál de las 3 sustancias mencionadas en el punto a podrá formar una solución con la nafta? Justifica e indica qué tipo de fuerzas intermoleculares aparecen entre dichas moléculas.

17. Observa los siguientes esquemas e indica qué tipo de fuerza intermolecular aparece.

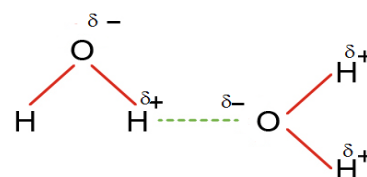
a.



b.



c.



Actividades de revisión: Soluciones

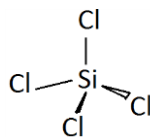
1. a. Indica si las siguientes sustancias son iónicas, covalentes polares o covalentes no polares.

I. NaF (Fluoruro de sodio)

II. CH₃F (Fluorometano)

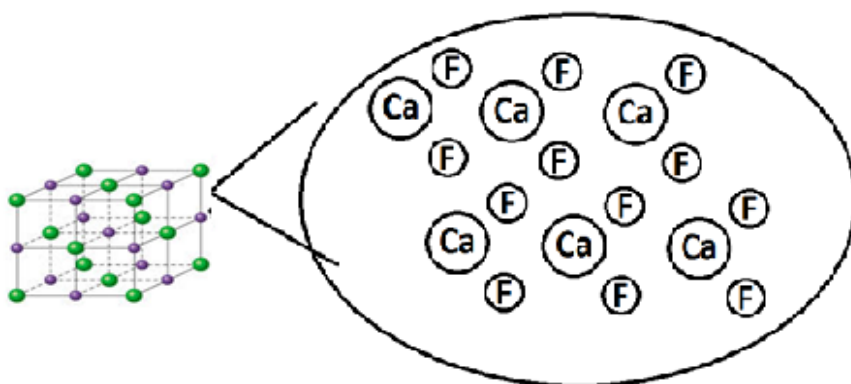
III. SiCl₄ (tetracloruro de silicio)*

*La geometría molecular de tetracloruro de silicio es la siguiente:



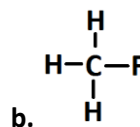
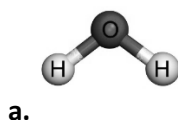
b. ¿Cuál de las sustancias anteriores se disuelve bien en Hexano (C₆H₁₄)? Justifica.

2. a. Observa el siguiente esquema e indica la fórmula química de dicha sustancia. Luego indica si es una sustancia iónica, covalente polar o covalente no polar.



b. ¿Cómo se llama la estructura que forma dicha sustancia? Explica por qué se forma.

3. Indica los polos de las siguientes moléculas polares. Explica por qué



4. Explica si las sustancias iónicas se disolverán en las sustancias del punto anterior. Explica por qué.

5. Indica si las siguientes oraciones son verdaderas o falsas. Corrige en caso de ser falsa:

a. Si disuelvo una sustancia iónica en una sustancia polar, se forma una sustancia nueva.

b. Las sustancias no polares disuelven muy bien las sustancias iónicas.

c. Cuando se rompe la estructura de red cristalina (al disolverse una sustancia iónica en agua, por ejemplo), la sustancia iónica se transforma en dos sustancias nuevas.

6. ¿Qué diferencia hay entre los iones de una sustancia iónica y entre los polos de una sustancia covalente?

Concentración de soluciones

Como observamos hasta el momento, una solución es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. La sustancia disuelta se denomina soluto y está presente generalmente en pequeña cantidad en comparación con la sustancia donde se disuelve denominada solvente. En cualquier discusión de soluciones, el primer requisito consiste en poder especificar sus composiciones, esto es, las cantidades relativas de los diversos componentes.



Se denomina concentración de una solución a la relación entre la cantidad de soluto y la cantidad de solvente (o en algunos casos solución). Para expresar con exactitud la concentración de las soluciones se usan las siguientes unidades de concentración

UNIDAD DE CONCENTRACIÓN	UNIDAD ABREVIADA	SIGNIFICADO
Gramos sobre litro	g/L	Indica la cantidad de gramos de soluto cada litro de solución
Porcentaje en volumen	%v/v ó %vol	Indica la cantidad de ml de soluto cada 100 ml de solución
Porcentaje masa en volumen	%m/v	Indica la cantidad de gramos de soluto cada 100 ml de solución
Molaridad	M	Número de moles de soluto cada 1 litro de solución

Actividades

18. a. Si en el laboratorio leemos un frasco de sulfato de cobre en agua que tiene una concentración de 0,5 g/L. ¿Qué significa esto? Puede haber más de una respuesta:

- I. Que cada 1000 ml de sulfato de cobre hay 0,5 gramos de solución.
- II. Que cada 0,5 gramos de agua hay 1000 ml de sulfato de cobre.
- III. Que cada 1000 ml de solución hay 0,5 gramos de sulfato de cobre.
- IV. Que cada 2000 ml de solución hay 1 gramo de sulfato de cobre.
- V. Que cada 1000 ml de agua hay 0,5 gramos de sulfato de cobre.

b. Para sazonar un caldo de pescado se deben añadir 16 g de sal a 2 litros de caldo.

- I. ¿Cuál es la concentración de sal (en g/l) en el caldo?
- II. Si tomamos 150 ml de dicho caldo y lo transferimos a un plato ¿cuál será ahora su concentración? Justifica.
- III. ¿Qué cantidad de sal contendrán esos 150 ml?

19. La glucosa, un monosacárido, es una sustancia sólida soluble en agua. La disolución de glucosa en agua (suero glucosado) se usa para alimentar a los enfermos cuando no pueden comer.

Si en la etiqueta de una botella de suero de 500 cm³ aparece:

“Disolución de glucosa en agua, concentración 55 g/l”.

- a. ¿Cuál es el disolvente y cuál el soluto en la disolución?
- b. Si colocamos en un plato de 50 cm³ (50 ml) la solución y dejamos que se evapore el agua, ¿Qué cantidad de glucosa quedará en el plato?
- c. Un enfermo necesita tomar 40 g de glucosa cada hora ¿Qué volumen de suero de la botella anterior se le debe inyectar en una hora?

20. Tenemos una disolución de azúcar en agua, de concentración desconocida. Tomamos con una pipeta 10 ml de esa disolución, los colocamos en un cristizador, y medimos que, cuando se evapora el agua, quedan 0,65 g de azúcar. ¿Qué concentración en g/L tiene la disolución?

21. a. Si realizo en el laboratorio 150 ml de una solución con 18 gramos de bicarbonato de sodio y agua, ¿cuál es la concentración en g/L?

b. Si tengo 20 ml de una solución al 250 g/L de bicarbonato de sodio. ¿Cuántos gramos tengo de bicarbonato?

22. Es obligatorio que en las etiquetas del agua mineral aparezca la concentración de las diferentes sales que tiene disueltas, y que en ningún caso pueden superar los límites máximos establecidos por Sanidad. A partir de la siguiente etiqueta, calcular la cantidad de cada sal que contendrá una botella de litro y medio de esa agua mineral.

	C(mg/l)
sodio	21
magnesio	32
potasio	64
bicarbonato	255

23. a. Si en el laboratorio leemos que un frasco tiene una concentración de etanol de 95% en volumen. ¿Qué significa esto? Elige la respuesta correcta:

I. Que tiene 95 ml de agua cada 100 ml de etanol.

II. Que tiene 95 gramos de etanol cada 100 ml de solución.

III. Que tiene 95 ml de etanol cada 100 ml de agua.

IV. Que tiene 95 ml de etanol cada 100 ml de solución.

b. Si tengo 300 ml una solución acuosa de 10%Vol de alcohol. Indica si dicha concentración aumentará, disminuirá o permanecerá igual luego de:

I. Evaporar una parte del alcohol

II. Quitar un poco de agua

III. Tirar 10 ml de la solución

IV. Agregar un poco de alcohol

V. Agregar un poco de agua.

24. En una bebida alcohólica podemos leer que en su etiqueta dice: 13,5 %vol.

a. ¿Qué significa ese número?

b. Si la botella contiene 700 ml de la bebida, ¿Qué volumen de alcohol contiene?

c. Al destilar 120 ml de un vino de mesa se obtuvieron 11,4 ml de alcohol ¿Cuál es la concentración del vino?

d. Una cerveza tiene una concentración de alcohol etílico de 4,5 %vol. ¿Cuál es la cantidad de alcohol que tendrá un vaso de cerveza de 250 ml.?

e. Si en un vaso agrego 5 ml de alcohol etílico y completo con agua hasta llegar a 200 ml, ¿cuál es la concentración en %Vol. de dicha solución?

25. Si se preparan 50 ml de una solución de ácido clorhídrico (HCl) en agua de concentración 0,1 M, ¿Cuántos moles de HCl hay? ¿Cuántas moléculas?

26. Si se preparan 160 ml de una solución de sulfato de cobre (CuSO_4) en agua de concentración 0,4 M, ¿Cuántos moles de CuSO_4 hay? ¿Cuántas moléculas?

27. Si 75 ml de solución de una solución acuosa con 0,3 moles de alcohol etílico como soluto, ¿Cuál es la molaridad de la solución?

28. Un frasco con solución acuosa de ácido nítrico (HNO_3) tiene una concentración 0,1 M.

a. ¿Cuántos moles de ácido nítrico hay en 50 ml de dicha solución?

b. ¿Cuántos gramos hay de ácido nítrico en esos 50 ml?

29. ¿Qué molaridad tiene una solución de ácido sulfúrico (H_2SO_4) si 600 ml de la solución contienen 50 g del ácido?
30. ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 64 g de metanol (CH_3OH) en 500 ml de solución?
31. ¿Cuántos gramos de hidróxido de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) se necesitan para preparar 750 ml de una solución 0,15M?
32. ¿Cuál es la cantidad de moles que hay en 10 ml de una solución 0,1 molar de ácido clorhídrico? ¿Y en 5 ml?
33. Calcula la molaridad de una solución de 250 ml en la que está disueltos 30 gramos de cloruro sódico (NaCl).
34. a. Calcula los moles de hidróxido de sodio (NaOH) de 350 ml de solución 2 M.
b. Calcula los gramos disueltos de hidróxido de sodio en dicha solución.
35. Calcula la molaridad de 5 gramos de ácido sulfúrico (H_2SO_4) en una disolución de 200 cm^3 .
36. Calcula los gramos de sulfato de cobre (CuSO_4) disueltos en 200 ml de una solución de concentración 0,5 M.

Soluciones:

- 18.b. I. 8 g/l II. 8 g/l III. 1,2 g de sal
19. b. 2,75 g glucosa. c. 727 ml.
20. 65 g/l.
21. a. 120 g/L
b. 5 g
22. 31,5 mg; 48 mg ; 96 mg ; 382,5 mg respectivamente
24. b. 94,5 ml alcohol.
25. 5×10^{-3} moles y $3,01 \times 10^{21}$ moléculas
26. 0,064 moles y $3,8 \times 10^{22}$ moléculas
27. 4 M
28. a. 5×10^{-3} moles b. 0,315 g
29. 0.85 M
30. 4 M
31. 8.325 g
32. 1×10^{-3} moles y 5×10^{-4} moles
33. 2,06 M
34. a. 0,7 moles
b. 28 g
35. 0,25 M
36. 15,9 g

Simulación en PC: Concentración y solubilidad

En medio litro de agua agrega sulfato de cobre (CuSO_4) y observa cómo va variando la concentración de dicha solución en la simulación en PC que realizará el profesor:

- a. ¿En qué unidad mide la concentración el programa?
- b. ¿Cómo va variando la concentración a medida que agrego sulfato de cobre?
- c. ¿Qué sucede con la concentración cuando se observan cristales en el fondo del recipiente? Explica.
- d. ¿Cuál es la solubilidad del sulfato de cobre en el agua?
- e. ¿Qué cantidad de moles de sulfato de cobre DISUELTOS hay en el medio de litro solución? ¿Y moléculas?
- f. ¿Qué sucede con la concentración de la solución si luego de agregar el sulfato de cobre realizo las siguientes acciones? Explica en cada caso:
I) Agrego agua II) Evaporo agua III) Dejo salir solución por la canilla.
- g. Expresa la solubilidad del sulfato de cobre en agua en g/L.
- h. Compara la solubilidad del sulfato de cobre con la del permanganato de potasio. ¿Cuál es más soluble? ¿Cómo te diste cuenta?

Soluciones saturadas e insaturadas (o no saturadas)

Como dijimos anteriormente, en una solución, el soluto y el solvente se “atraen” a partir de fuerzas de atracción. ¿Pero cuánta cantidad de soluto puede disolver un solvente? Para poder contestar esta pregunta debemos conocer el concepto de **solución saturada**:

“Se denomina solución saturada a una solución donde el solvente ya no puede disolver más cantidad de soluto”

Por ejemplo, si vamos agregando azúcar a un vaso (como en la siguiente figura) observaremos que inicialmente se forma una solución (es decir un sistema homogéneo). Pero llegará un momento en que cualquier cantidad de azúcar que agreguemos de más, va a depositarse en el fondo del vaso y no se va a disolver. Se formará entonces una **solución saturada** (vaso 3). Es decir que el soluto ya no puede disolver más azúcar.



En el vaso 1 y 2 (antes de la solución saturada) se dice que hay una **solución insaturada (o no saturada)** ya que el solvente puede seguir disolviendo más cantidad de azúcar.

Solubilidad

Como observamos anteriormente la concentración de una solución es **la relación entre la cantidad de soluto y cantidad de solvente**. Teniendo en cuenta este concepto, podemos definir a la solubilidad de la siguiente manera:

“La solubilidad de un soluto en un determinado solvente es igual a la concentración de la solución saturada, a una cierta temperatura”

Como una solución saturada es una solución que tiene la máxima cantidad de soluto que el solvente puede disolver, entonces podemos decir que la solubilidad es la máxima concentración de soluto que puede contener una solución. Es decir que **LA SOLUBILIDAD SE EXPRESA COMO CONCENTRACIÓN**.

¡PARA NO OLVIDAR!

Luego de llegar a una solución saturada, cualquier cantidad de soluto que agreguemos de más no modificará la concentración ya que llegamos a la **máxima cantidad de soluto que puede disolver el solvente**. Cualquier agregado de soluto de más, se depositará en el fondo.

Trabajo práctico: Soluciones saturadas e insaturadas

Lee el siguiente texto y responde las consignas:

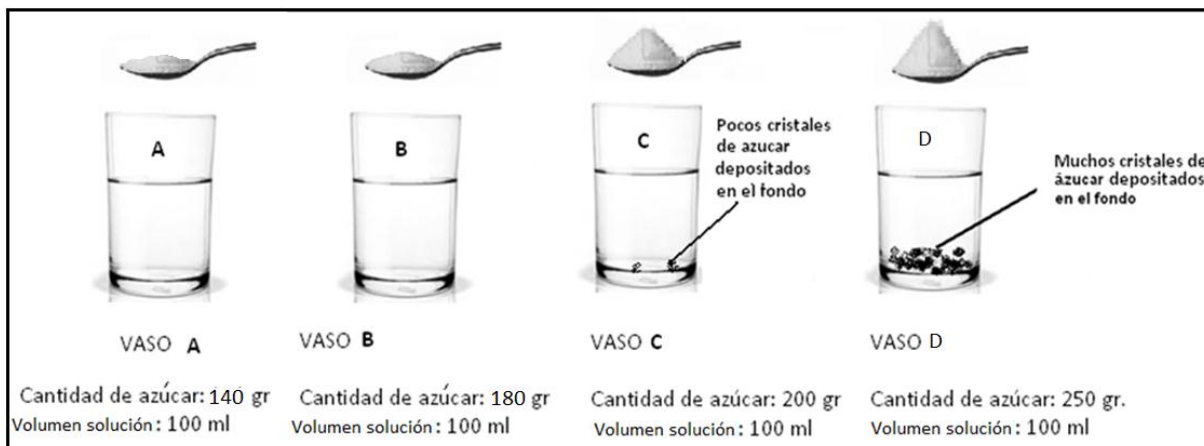
Las soluciones saturadas

Si tenemos un vaso con agua y le agregamos azúcar observaremos que se forma una sola fase ya que el azúcar se disuelve en el agua formando una **solución**. Sin embargo, si seguimos agregando azúcar al mismo vaso observaremos que llega un momento en que se empiezan a observar cristales de azúcar en el fondo debido a que la cantidad de agua que tenemos no puede disolver más azúcar. Es en ese momento donde la solución se vuelve una **solución saturada**.

Se denomina solución saturada a la solución que ya no puede disolver más soluto.

Se denomina solución insaturada a la solución que puede seguir disolviendo soluto.

Si María prepara 4 soluciones como las que se observan en la figura del recuadro:



- ¿cuál de los cuatro vasos poseen soluciones saturadas o insaturadas? ¿Cómo te diste cuenta?
- Como observamos en la figura, en el vaso C y en el vaso D se agregaron 200 gramos y 250 gramos de azúcar respectivamente. Pero, ¿cuántos gramos de azúcar se disolvieron en cada caso? ¿Dónde está el azúcar restante?
- ¿Cuál será la concentración del vaso B expresado en g/L? Suponé que dicha cantidad de azúcar es lo máximo que puede disolver ese vaso.
- Teniendo en cuenta la respuesta del punto anterior, ¿Será diferente la concentración de la solución del vaso B con respecto a la de los vasos C y D? Justifica tu respuesta.

¡Corrige y debate tus respuestas hasta el momento, con el profesor!

- Como vemos, el vaso B tiene la **máxima** cantidad de azúcar que puede disolverse en 100 ml de dicha solución acuosa. ¿A cuánto equivale dicha cantidad de azúcar?

¡LA CONCENTRACION QUE CALCULAMOS EN EL PUNTO C ES LA SOLUBILIDAD DEL AZUCAR EN AGUA!

Por lo tanto, ¿Qué es la solubilidad?...

Podemos decir que la solubilidad es la máxima concentración de soluto que puede contener una solución. Es decir que **LA SOLUBILIDAD SE EXPRESA COMO CONCENTRACIÓN**.

- Define el concepto de solución saturada.
- Define el concepto de solubilidad.
- Indica cuál de las siguientes afirmaciones son verdaderas y cuales falsas. En caso de ser falsas, reescribelas para que sean verdaderas.
 - La solubilidad se expresa como concentración.
 - La solubilidad es la concentración de una solución insaturada
 - Si a una solución saturada le agrego más cantidad de soluto, la concentración del soluto aumentará
 - Si a una solución insaturada le agrego más cantidad de soluto, dicho soluto se depositará si o si en el fondo del recipiente.
 - La solubilidad es la máxima cantidad de soluto que puede disolver un solvente a una temperatura determinada.

Actividades

37. Observa la siguiente tabla y realiza las actividades correspondientes (suponé que el volumen del soluto en la solución puede despreciarse):

Soluto	Solubilidad en agua a 20°C (g/L)
NaCl (cloruro de sodio)	360
C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (Sacarosa)	2039

- a. ¿Cuál de los compuestos observados es más soluble en agua?
b. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas? Reescribe las oraciones que sean falsas y realiza los cálculos apropiados en caso de ser necesario.

- I. La solubilidad del cloruro de sodio es de 36 gramos cada 100 ml de solución acuosa.
II. La solubilidad del cloruro de sodio es de 72 gramos cada 200 ml de solución acuosa.
III. Si agrego 90 gramos de cloruro de sodio a un vaso con 100 ml de solución, tendré una solución insaturada.
IV. La máxima cantidad de sacarosa que puede disolver 100 ml de agua son 100 gramos.
V. Si agrego 150 gramos de sacarosa a un vaso con 100 ml de agua, tendré una solución saturada.
VI. Si agrego 500 gramos de sacarosa a un vaso con 200 ml de agua, observaré cristales de azúcar en el fondo.
VII. Si agrego 500 gramos de sacarosa a un vaso con 300 ml de agua, observaré cristales de azúcar en el fondo.*

- d. Indica alguna mezcla de cloruro de sodio y agua (que no se haya trabajado en los puntos anteriores) donde se forme una solución saturada y otra donde se forme una solución insaturada.
e. Calcula solubilidad de cada sustancia en Molaridad y g/L.

38. Si la solubilidad del sulfato de cobre a 20°C es de 203g/L, responde las siguientes preguntas:

- a. ¿Qué tipo solución obtendré si mezclo 5 gramos de sulfato de cobre con agua formando 75 ml de solución? Justifica mediante cálculos. ¿Cuántos gramos de sulfato de cobre podré seguir disolviendo?
b. ¿Qué tipo de solución obtendré si mezclo 12 gramos de sulfato de cobre con agua formando 50 ml de solución? Justifica mediante cálculos. ¿Cuántos gramos de sulfato de cobre podré seguir disolviendo?

39. Si la solubilidad del cloruro de calcio (CaCl₂) en agua es de 745 g/L:

- a. ¿Qué significa que la solubilidad del cloruro de calcio (CaCl₂) en agua sea de 745 g/L?
b. Si preparo una solución con 160 gramos de cloruro de calcio completando con agua hasta llegar hasta 180 ml de solución ¿Qué tipo de solución tendré; saturada o insaturada? Si la solución es saturada calcula además los gramos de soluto que no se solubilizarán.
c. Si preparo una solución con 7 gramos de cloruro de calcio completando con agua hasta llegar hasta 80 ml de solución ¿Qué tipo de solución tendré; saturada o insaturada? Justifica con cálculos. Si la solución es saturada calcula además los gramos de soluto que no se solubilizarán.
d. Se preparan 250 ml de una solución insaturada con 12 gramos de cloruro de calcio. ¿Cuánto cloruro de calcio más podrá ser solubilizado por la solución?

40. Si la solubilidad del cloruro de sodio en agua es de 360 g/L

- a. ¿Qué tipo de solución obtendré si agrego 1500 g de cloruro de sodio para formar una solución de 3 L con agua?
b. ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio quedarán en el fondo?

41. Si la solubilidad del cloruro de calcio (CaCl_2) en agua es de 745 g/L:

a. Si preparo una solución con 320 gramos de cloruro de calcio completando con agua hasta llegar hasta 360 ml de solución, completa la siguiente frase:

La solución obtenida es una solución _____ . En la solución obtenida se podrá seguir solubilizando _____ gramos de cloruro de calcio y en el fondo se depositaron _____ gramos.

b. Si preparo una solución con 20 gramos de cloruro de calcio completando con agua hasta llegar hasta 40 ml de solución, completa la siguiente frase:

La solución obtenida es una solución _____ . En la solución obtenida se podrá seguir solubilizando _____ gramos de cloruro de calcio y en el fondo se depositaron _____ gramos.

42. La solubilidad en agua de la sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) es de 2039 g/L. Teniendo en cuenta estos datos realiza las siguientes actividades:

a. Si preparo 300 ml de una solución acuosa de sacarosa con 800 g de Sacarosa. ¿Qué tipo de solución obtendré? ¿Cuántos gramos de sacarosa podrá seguir disolviendo la solución? ¿Cuántos gramos se depositarán en el fondo?

b. Si realizo 800 ml de una solución acuosa de sacarosa con 1200 g de Sacarosa. ¿Qué tipo de solución obtendré? ¿Cuántos gramos de sacarosa podrá seguir disolviendo la solución? ¿Cuántos gramos se depositarán en el fondo?

Fundamentos de química 5° año
TP de laboratorio: Solubilidad vs. Temperatura

Hipótesis: Si la solubilidad de un sólido en un líquido aumenta con la temperatura, entonces una solución insaturada se volverá saturada al enfriarse.

Objetivo: Observar y reconocer como varía la solubilidad de un sólido en un líquido frente a la temperatura.

Materiales

- Tubos de ensayo
- Agua caliente y fría
- Nitrato de potasio
- Cámara de video (celular)
- Recipiente
- Vaso de precipitado
- Espátula

Procedimiento

1. Realiza una solución saturada de nitrato de potasio en agua caliente. Para ello debes colocar 100 ml de agua hirviendo en un vaso de precipitado y agregar nitrato de potasio hasta observar cristales en el fondo.
2. Trasvasa una pequeña cantidad a un tubo de ensayo.
3. Deja enfriar la solución del tubo de ensayo. Para aumentar la velocidad del enfriado puedes colocar el tubo en agua fría.

Resultados

- Filma el proceso de enfriado para registrar lo sucedido y utilizar en actividades posteriores.
- Realiza capturas fotográficas para colocar en el informe de laboratorio lo observado.

Conclusiones

Responde las siguientes preguntas:

¿Fue correcta la hipótesis planteada? ¿Cómo te diste cuenta? ¿Cómo es la relación solubilidad-temperatura con respecto del sólido en un líquido?

- 1) ¿Cómo harías para averiguar la solubilidad del nitrato de potasio en agua a temperatura ambiente expresado en g/L? Explica el procedimiento.

Actividades adicionales

1. En base al resultado de la experiencia, ¿cómo varía la solubilidad del nitrato de potasio en el agua? Intenta formular una explicación científica a la respuesta.
2. Observa la siguiente tabla que corresponde a una solución real de nitrato de potasio en agua y responde:

Temperatura (°C)	Solubilidad (g/L)
20	316
40	640
60	1085

a. ¿Qué expresa dicha tabla?

b. ¿Qué solubilidad tiene el nitrato de potasio en agua a 40 °C? ¿Y a 60°C?

c. Si preparo un litro de solución con 700 gramos de nitrato a 40°C, ¿la solución será saturada o insaturada? Explica e indica cuántos gramos quedarán en el fondo o se podrán seguir disolviendo según el caso.

d. Si preparo la misma solución anterior pero a 60°C, ¿la solución será saturada o insaturada? Explica e indica cuántos gramos quedarán en el fondo o se podrán seguir disolviendo según el caso.

e. Si preparo un litro de solución acuosa a 40°C con 400 gramos de nitrato de potasio y luego la dejo enfriar a 20°C, ¿qué sucederá con la solución? Justifica.

Problema extra: En el laboratorio, desarrolla y pone a prueba un procedimiento (con ayuda del profesor) para poder saber cómo varía la solubilidad de un gas en un líquido utilizando una botella de gaseosa.

43. Analiza la siguiente situación y luego responde:

La hermana de Thiago se manchó su saco rojo nuevo con aceite. Antes de que su mamá lo descubra, quiere limpiar la mancha sin que queden rastros. Ella sabe que si sumerge el saco en agua fría la mancha no saldrá y, con agua caliente, el saco seguramente desteñirá y perderá parte de su color rojo. Utilizar agua, entonces, no es la mejor opción. Le pide ayuda a su hermano, que estudia ingeniería química, y él le sugiere que realice un “lavado en seco”.

- a. ¿En qué propiedad se basa la hermana de Thiago para asegurar que la mancha no sale con agua fría?
- b. ¿Por qué el agua caliente puede hacer que el color del saco se estropee?
- c. Averigua en internet qué es el lavado en seco y justifica por qué sería la mejor opción para lavar el saco.

La solubilidad y la temperatura

Realiza las siguientes actividades de análisis de datos para elaborar una conclusión sobre la solubilidad y el efecto que tiene en ella la temperatura:

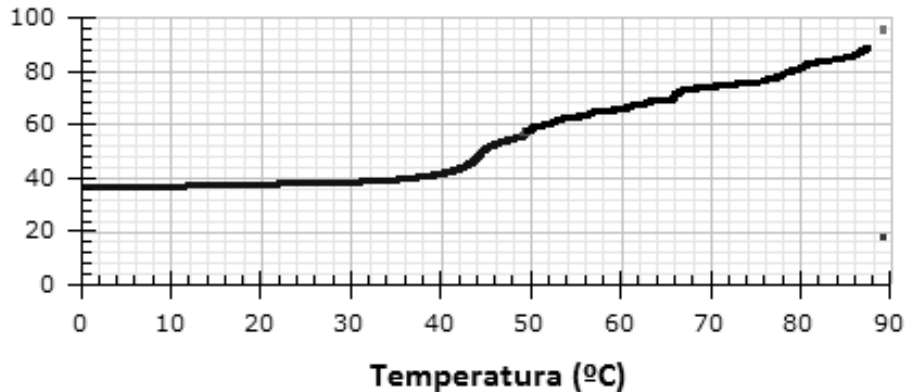
Actividades: Análisis de datos sobre la solubilidad y la temperatura

En las siguientes actividades analizaremos la variación de la solubilidad con la temperatura a partir del cloruro de sodio (sal de mesa), el nitrato de sodio y el oxígeno en agua.

PARTE A: Análisis de una solución de nitrato de sodio en agua

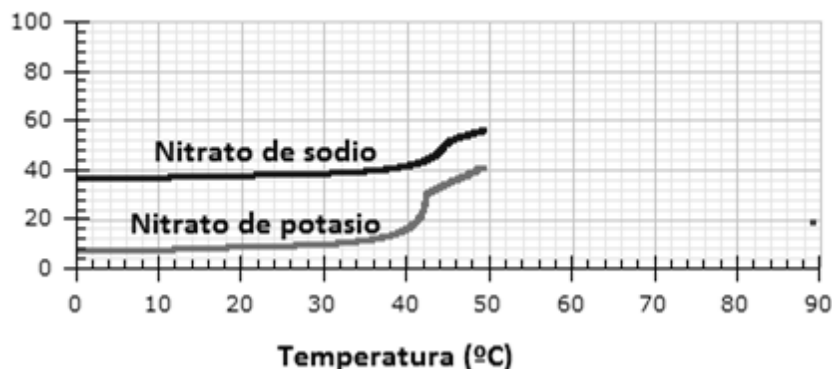
El siguiente gráfico representa la cantidad de nitrato de sodio que puede disolver 50 ml de agua según la temperatura a la que se encuentra el agua.

cantidad máxima de nitrato de sodio disuelto (g) cada 50 ml de agua



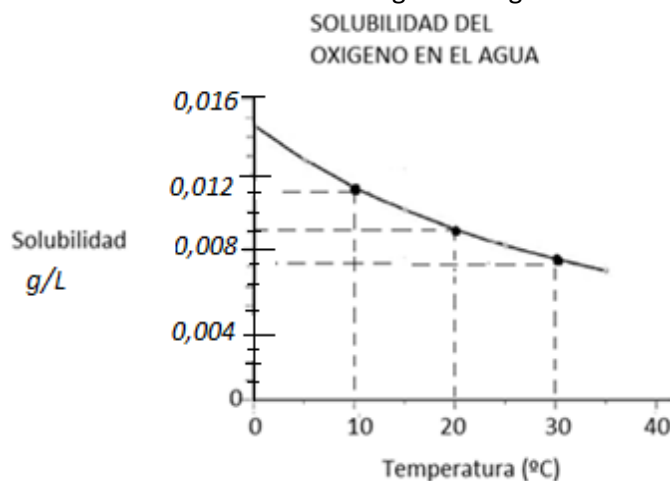
1. ¿Qué sucedió con la cantidad de nitrato de sodio que puede disolver el agua luego de aumentar la temperatura? ¿Supone esto un aumento de la solubilidad?
2. Teniendo en cuenta lo observado a los 50°C, ¿cuál es la solubilidad del nitrato de sodio en agua a dicha temperatura?
3. Observa el gráfico y responde: ¿Qué cantidad de sal disuelta hay en los 50 ml de agua a los 20 °C?
4. ¿Cuál es la solubilidad del nitrato de sodio en agua a los 20°C expresado en g/L?
5. ¿A qué temperatura los 50 ml de agua pueden disolver como máximo 40 gramos de nitrato de sodio?
6. ¿A qué temperatura los 50 ml de agua pueden disolver como máximo 80 gramos de nitrato de sodio?
7. Si disuelvo 80 gramos de nitrato en 50 ml de agua a 50°C ¿se formará una solución saturada o insaturada? ¿Cuántos gramos puede seguir disolviendo esa cantidad de agua? ¿Cuántos gramos se depositarán en el fondo?
8. Si disuelvo 20 gramos de nitrato en 50 ml de agua a los 10°C, ¿se formará una solución saturada o insaturada? ¿Cuántos gramos puede seguir disolviendo esa cantidad de agua? ¿Cuántos gramos se depositarán en el fondo?
9. El siguiente gráfico compara el comportamiento frente a la temperatura de la solución estudiada de nitrato de sodio (línea superior) con otra solución saturada (también de 50 ml) de nitrato de potasio en agua (línea inferior). ¿Puedes decir qué sustancia es más soluble en agua? Explica cómo te diste cuenta.

gramos disueltos



PARTE B: Solubilidad de gases en agua

Si bien estuvimos trabajando solo con soluciones sólido en líquido, habíamos estudiado que existen otros tipos de soluciones como es el caso de las soluciones de gas en líquido. Este tipo de soluciones se comportan de manera diferente que las soluciones de sólido en líquido. Para comprender qué sucede en este caso, observa el siguiente gráfico que corresponde a la variación de la solubilidad de oxígeno en aguas marinas y realiza las actividades:



- ¿Cuál es la solubilidad del oxígeno (O_2) en agua a $20^{\circ}C$? ¿Y a $30^{\circ}C$?
- ¿Cómo varía la solubilidad del oxígeno (al igual que todos los gases) en el agua a medida que aumenta la temperatura?
- Calcula la solubilidad del oxígeno en agua a los $10^{\circ}C$ expresada en g/L
- Calcula la solubilidad del oxígeno en agua a los $30^{\circ}C$ expresada en g/L
- ¿A qué temperatura la solubilidad del oxígeno es de 0,009 g/L
- ¿A qué temperatura la solubilidad del oxígeno es de 0,007 g/L?
- Lee el siguiente artículo e intenta realizar una explicación química a lo que sucede con los peces de la ciudad de Quintana.

Muerte de peces por calentamiento global en Quintana (México)

Las altas temperaturas de hace un mes han provocado que varios ecosistemas resulten afectados, situación nueva para las autoridades

NOTIMEX

EL UNIVERSAL

CHETUMAL, QUINTANA ROO JUEVES 02 DE OCTUBRE DE 2008

11:22

El secretario de Desarrollo Urbano y Medio Ambiente, Javier Díaz Carvajal, señaló que la causa principal de la muerte de miles de peces en cuerpos de agua de comunidades como Laguna Guerrero y Raudales, es el calentamiento global.

Precisó que según estudios realizados por el Colegio de la Frontera Sur, la principal causa de la muerte de peces fue el calor, además de que se encontraron en menor escala parásitos y cierta especie de fertilizante que es comúnmente utilizado en esta zona.

Comentó que las altas temperaturas de hace un mes han provocado que varios ecosistemas resulten afectados, situación nueva para las autoridades.

"Las zonas de agua relativamente de baja profundidad fueron las que se vieron afectadas con el incremento en la temperatura ambiental, donde incluso en algunas ocasiones se llegaron a tener 40 grados centígrados bajo sombra", agregó.

- Dos botellas cerradas con gaseosa (sustancia que, entre otras, posee Dióxido de carbono gaseoso disuelto en agua) se encuentran una expuesta al sol y otra en la heladera. Cuando ambas botellas se abren, una expulsa gaseosa debido a la fuerte presión a la que se encuentra y sale del pico salpicando a todos. ¿Cuál de las botellas es la que expulsa la gaseosa? Explica claramente por qué sucede esto.

Capítulo 2



Reacciones ácido-base

Fundamentos de química – 5º año

Capítulo 2: Reacciones ácido-base

Ácidos y bases

De la gran variedad de sustancias que existen, hay dos grupos que tienen gran importancia para los químicos: el de los ácidos y las bases. Los **ácidos** son todas aquellas sustancias capaces de “ceder” un catión hidrógeno (H^+) en una reacción química, y por el contrario, las **bases** son todas aquellas sustancias capaces de “incorporar” un catión hidrógeno (H^+).

Los ácidos corroen los metales, tienen sabor agrio y reaccionan con las bases. Por su parte, las bases son resbaladizas al tacto, tienen sabor amargo y reaccionan con los ácidos.



Figura: Los cítricos como el limón o la naranja contienen sustancias ácidas.
Los líquidos desengrasantes domésticos poseen sustancias básicas

Propiedades de los ácidos y las bases		
	Ácidos	Bases
En soluciones acuosas	- pH menor a 7. - Al disolverse en agua liberan cationes hidrógeno (H^+)	- Mayor a 7 - Al disolverse en agua Liberan oxhidrilos (OH^-)
Sabor	Agrio (como el ácido del limón)	Amargo
Conductividad eléctrica	Tanto ácidos como bases, en disoluciones acuosas, son muy buenos conductores eléctricos. Ello se debe a su capacidad de generar iones cargados eléctricamente.	
Peligros	Pueden causar quemaduras en la piel.	Pueden causar quemaduras en la piel.
Aplicaciones	Sus propiedades corrosivas son usadas para eliminar la herrumbre y otras impurezas de las sustancias industriales, como los metales, así como en reacciones químicas que permiten la obtención de electricidad, como en el caso de las baterías. Además, forman parte de fertilizantes y son a menudo empleados como catalizadores en reacciones químicas controladas, para obtener productos específicos en laboratorio.	Se emplean a menudo como desecantes o productos para combatir la humedad ambiental, así como sustancias de limpieza y desinfección, tales como el jabón, el cloro de las piscinas, incluso el amoníaco. También se producen como fármacos para contrarrestar la acidez, como el bicarbonato de sodio, o purgantes como la leche de magnesia.

¿Cómo identificamos si una sustancia es un ácido o una base?

Para identificar si una sustancia es un ácido o una base debemos estudiar las moléculas que componen dicha sustancia.

Una de las maneras más sencillas de poder comprender si una sustancia es un ácido o una base es poder identificar si la sustancia posee hidrógenos u oxhidrilos:

- Si la sustancia posee oxhidrilos ($-OH$) unidos a un metal, entonces diremos que es una base ya que dicho oxhidrilo puede “captar” el hidrógeno de un ácido para formar agua. Ej: $NaOH$
- Si la sustancia posee hidrógenos en moléculas que tengan átomos muy electronegativos (O, Cl, N, F), la mayoría de las veces podremos decir que la sustancia es un ácido ya que puede “ceder” dicho hidrógeno. Ej: HCl . (¡Ojo! Existen varias excepciones que no veremos en esta materia).
- Si la sustancia no posee oxhidrilos o hidrógenos se deben adoptar otras reglas que no veremos en esta materia.

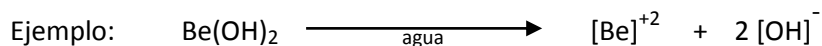
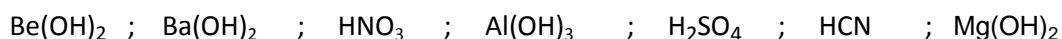
Actividades

1. a. Indica cuáles de las siguientes sustancias son ácidos o bases. Justifica tu respuesta.



b. ¿Qué sustancias del punto a) liberan oxhidrilos cuando se los disuelve en agua? ¿Cuáles liberan cationes hidrógeno?

2. Las siguientes sustancias son ácidos, bases. Indica de qué tipo de sustancia se trata cada una y escribe los iones que se formarán si dichas sustancias se disuelven en agua. Como ejemplo se observará resuelto la sustancia a).



Los indicadores

Para verificar si una sustancia es un ácido o una base se utilizan sustancias que cambian de color según el medio en que se encuentran y que se denominan indicadores.

Por ejemplo, uno de los indicadores más utilizados es el tornasol que se extrae de algunas flores y ciertos líquenes, y que toma color rojo en medio ácido y azul en medio básico. También se utilizan colorantes vegetales, como pigmentos de pétalos de rosas rojas o de hojas de remolachas. Además de indicadores naturales, existen otros de origen artificial como la fenolftaleína y el naranja de metilo.

¡Para utilizar los indicadores, debo tener la sustancia a identificar disuelta en agua y luego agregar el indicador para observar el cambio de color!

En el siguiente cuadro se reúnen algunos de los indicadores más utilizados y los colores que presentan en soluciones ácidas o básicas.

Indicador	Solución	
	Ácida	Básica
Tornasol	Rojo	Azul
Naranja de metilo	Rojo	Amarillo
Fenolftaleína	Incoloro	Rojo-violáceo

Existen otras sustancias que no son ni ácidas ni básicas y que no producen cambios de color en los indicadores. Estas sustancias se denominan **neutras**, como el caso del agua.

Actividades

3. a. ¿A qué se denomina indicador?

b. ¿Cómo debe encontrarse una sustancia para utilizar un indicador?

4. Si agrego 10 gramos de hidróxido de potasio (KOH) a un litro de agua.

a. ¿Qué tipo de solución tengo; ácida, básica o neutra?

b. ¿De qué color se tornará la solución cuando agregue unas gotas de fenolftaleína?

c. ¿El hidróxido de sodio liberó oxhidrilos (OH^-) o cationes hidrógenos (H^+) cuando se lo disolvió en agua? ¿Por qué?

5. Si tengo una solución acuosa de cianuro de hidrógeno (HCN), ¿De qué color se tornará la solución al agregar las gotas de fenolftaleína? ¿Por qué? ¿Qué iones se forman cuando agrego HCN al agua?



TP VIDEO: ¡Para aprender observando! - Ácidos y bases

Observa la experiencia que se realiza en el siguiente video titulado: "Experimentos para la detección de Dióxido de Carbono": <https://www.youtube.com/watch?v=PYSjYqOEyY0>
Luego realiza las siguientes actividades:

1. ¿Qué reacción química se produce en la experiencia? Copia la ecuación.
2. ¿Cuáles son los reactivos de la reacción y cuáles los productos?
3. ¿De dónde obtiene el dióxido de carbono (CO_2) el hombre que realiza la experiencia?
4. ¿Qué tipo de sustancia es el hidróxido de sodio (NaOH)? ¿Cómo se comprueba en la experiencia?
5. ¿Qué tipo de sustancias son los productos? ¿Ácidas, básicas o neutras?
6. ¿Por qué la fenolftaleína al principio de la experiencia da un color rosado y luego de la reacción se decolora?

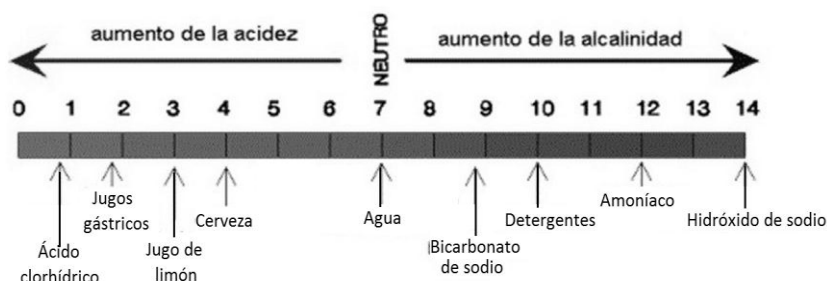
El pH: la medida de acidez o basicidad de una solución acuosa

¿Qué significa pH?

Tal como el "metro" es una unidad de medida de la longitud, y un "litro" es una unidad de medida de volumen de un líquido, **el pH es una medida de la acidez o basicidad de una solución acuosa.**

Cuando, por ejemplo, decimos que el agua está a 91° Celsius expresamos exactamente lo caliente que está. No es lo mismo decir "el agua está caliente" a decir "el agua está a 91 grados Celsius". De igual modo, no es lo mismo decir que el jugo del limón es ácido, a saber que su pH es 2,3, lo cual nos indica el grado exacto de acidez. Necesitamos ser específicos.

Por lo tanto, los químicos usan el pH para indicar de forma precisa la acidez o basicidad de una solución acuosa. Normalmente el pH oscila entre los valores 0 (más ácido) y 14 (más básico). Cuando el pH es 7 se dice que la solución es neutra al igual que el agua (sustancia neutra por definición). En el siguiente esquema se observan algunas soluciones y sus respectivos pH ordenados mayor acidez (pH entre 0 y 7) hasta mayor basicidad (pH entre 7 y 14).



En la siguiente tabla aparecen los valores de pH para algunas soluciones acuosas comunes:

pH que presentan algunas soluciones acuosas corrientes			
Solución acuosa	pH	Solución acuosa	pH
jugos gástricos	2,0	amoníaco casero	11,5
Limonas	2,3	leche de magnesia	10,5
Vinagre	2,9	pasta de dientes	9,9
Refrescos	3,0	disolución saturada de carbonato de sodio	8,4
Vino	3,5	agua de mar	8,0
Naranjas	3,5	huevos frescos	7,8
Tomates	4,2	sangre humana	7,4
lluvia ácida	5,6	saliva (al comer)	7,2
orina humana	6,0	agua destilada (sustancia)	7,0
leche de vaca	6,4	saliva (reposo)	6,6

Actividades

- 6.a.** ¿Qué es el pH de una solución acuosa?
b. Observa la tabla de los pH que presentan algunas soluciones acuosas corrientes (que se encuentra en esta página) e indica 2 soluciones muy ácidas, 2 soluciones poco ácidas, 2 muy básicas y 2 poco básicas.
- 7. a.** ¿Cuál es el pH del jugo de limón (solución de ácido cítrico –y otras sustancias- en agua)?
b. ¿De qué color se tornará dicha solución de jugo de limón si agrego unas gotas de fenolftaleína? ¿Por qué?
- 8 a.** ¿Cuál es el pH de la solución de leche de magnesia? ¿Las sustancias que forman la leche de magnesia son ácidos o bases? ¿Por qué?
- 9.** Indica si las siguientes oraciones son verdaderas o falsas. En caso de ser falsa justifica tu respuesta:
- a.** El pH es la medida de la acidez o basicidad que tiene una sustancia.
b. Una solución de pH 3 es más ácida que una solución de pH 1.
c. Si disuelvo la sustancia de fórmula molecular CH_3COOH en agua la solución tendrá un pH mayor a 7.
d. Si agrego de a poco NaOH a 50 ml de agua voy a observar que el pH de dicha solución va disminuyendo.
- 10.** La lluvia ácida se produce ya que el NO_2 (Dióxido de nitrógeno) liberado por los motores de los autos, reacciona con el agua de la atmósfera generando una sustancia denominada ácido nítrico (HNO_3). ¿Qué pH tendrá la lluvia ácida?
- 11.** Observa la simulación en PC que te mostrará el profesor y responde:

JUGO DE NARANJA:

- a.** La vitamina C (ácido ascórbico) está presente en el jugo de las naranjas. Comprueba esto midiendo el pH del jugo en la simulación. Explica.
b. ¿Cuál es el solvente del jugo de las naranjas?
c. ¿Qué sucede con el pH del jugo de naranja si agrego agua? ¿Y si tiro parte del jugo?
d. ¿Qué sucedería si evaporo solo agua?

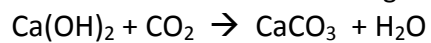
JABON LIQUIDO

- f.** Mide el pH del jabón líquido de la simulación, ¿es una solución ácida o básica?
g. ¿Qué sucede con el pH del jabón si agrego agua? ¿Y si tiro parte del jabón?
h. ¿Qué sucedería si evaporo solo agua?

Actividades adicionales

- 1.** Indica la formación de iones de los siguientes ácidos y bases al disolverlos en agua:
- a.** HBr (Ácido bromhídrico)
b. $\text{Al}(\text{OH})_3$ (Hidróxido de aluminio)
c. $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (Hidróxido de bario)
d. H_2CO_3 (Ácido carbonoso)
e. H_3BO_3 (Ácido bórico)
- 2.** Indica qué sucede con el pH de una solución de ácido acético (CH_3COOH) en agua cuando:
- I. Agregó más agua* *II. Agregó ácido acético* *III. Evaporo agua*
- 3.** ¿Cuál de los siguientes matraces tiene mayor pH? Justifica.
MATRAZ 1: 100 ml de solución 0,1 M de hidróxido de potasio en agua (KOH).
MATRAZ 2: 100 ml de solución 0,2 M de hidróxido de potasio en agua.
MATRAZ 3: 200 ml de solución 0,2 M de hidróxido de potasio en agua.
MATRAZ 4: 100 ml de solución 0,1 M de ácido clorhídrico en agua (HCl).

4. Se hace reaccionar hidróxido de calcio con dióxido de carbono. Dicha reacción produce una sal denominada carbonato de calcio (sustancia presente por ejemplo en el sarro de las pavas). En la reacción se agregan unas gotas de fenolftaleína para ver qué sucede. La ecuación de la reacción es la siguiente:



- a.** Nombra los reactivos y los productos.
- b.** ¿Cómo varía el color de la fenolftaleína a medida que transcurre la reacción? ¿Cómo te diste cuenta?
- c.** ¿Cuál será el pH final de las sustancias formadas en la reacción?

Fundamentos de química - 5° año
Trabajo práctico de laboratorio: Soluciones ácidas y básicas

Objetivos:

- Identificar soluciones ácidas y básicas
- Medir el pH de distintas soluciones acuosas

Materiales: *Completa la lista con los materiales que utilizaste en el laboratorio.*

Diseño experimental

1. Agrega a 4 tubos de ensayo las siguientes soluciones acuosas:

TUBO 1: 3 ml de ácido sulfúrico 0,1 M (H_2SO_4)

TUBO 2: 3 ml de hidróxido de sodio 0,1 M (NaOH)

TUBO 3: 3 ml de vinagre

TUBO 4: 3 ml de hidróxido de sodio 0,1 M (NaOH)

2. Mide el pH de las soluciones 1,2 y 3 con cintas pH. Anota los resultados.

3. Agrega unas gotas del indicador naranja de metilo al tubo 1 y tubo 2 utilizando las pipetas Pasteur. Observa las diferencias.

4. Agrega unas gotas del indicador fenolftaleína al tubo 3 y 4.

5. Mezcla las soluciones del tubo 3 y 4. Antes de mezclar asegúrate que el color rosado del tubo 4 no haya desaparecido. Si desapareció agrega nuevamente unas gotas de fenolftaleína y luego procede a mezclar los contenidos.

Resultados

Completa la siguiente tabla:

Tubo	Solución	pH	Color a la fenolftaleína	Color al naranja de metilo	¿Solución ácida o básica?
1	Ácido sulfúrico (H_2SO_4) 0,1 M		-----		
2	Hidróxido de sodio (NaOH) 0,1 M		-----		
3	Vinagre			----	
4	Hidróxido de sodio (NaOH) 0,1 M			-----	

Conclusiones

a. ¿El vinagre es una solución acuosa ácida o básica? Explica los 2 métodos de laboratorio por los cuales te diste cuenta.

b. Una de las siguientes sustancias es el soluto que se encuentra disuelto en agua para formar la solución denominada vinagre. ¿Cuál de ellas crees que es? Justifica.

I. NaCl

II. CH_3COOH

III. KOH

c. ¿Qué solución es más ácida, el ácido sulfúrico 0,1 M o el vinagre? ¿Cómo te diste cuenta?

d. ¿Por qué desapareció el color de la fenolftaleína en el paso 5 del diseño experimental?

OPCIONAL: (CON PHMETRO)

Fundamentos de química - 5 ° año

Trabajo práctico de laboratorio: Soluciones ácidas y básicas

Objetivos:

- Identificar soluciones ácidas y básicas
- Medir el pH de distintas soluciones acuosas

Materiales: Completa la lista con los materiales que utilizaste en el laboratorio.

Diseño experimental

1. Agrega a 4 tubos de ensayo las siguientes soluciones acuosas:

TUBO 1: 3 ml de ácido sulfúrico 0,1 M

TUBO 2: 3 ml de hidróxido de sodio 0,1 M

TUBO 3: 3 ml de vinagre

TUBO 4: Pizca de cloruro de sodio (NaCl) en agua.

2. Mide el pH de las soluciones con cintas pH. Anota los resultados.

3. Agrega unas gotas de fenolftaleína a cada tubo de ensayo utilizando las pipetas Pasteur. Observa.

4. Mezcla las soluciones del tubo 1 y 2. Antes de mezclar asegúrate que el color rosado del tubo 2 no haya desaparecido. Si desapareció agrega nuevamente unas gotas de fenolftaleína y luego procede a mezclar los tubos.

5. Agrega al tubo 3 (el que tiene vinagre) algún antiácido que se compran en las farmacias o kioscos. Vuelve a medir el pH.

Resultados

a. Completa la siguiente tabla:

Solución	pH	Color a la fenolftaleína	¿Solución ácida o básica?
H ₂ SO ₄ 0,1 M			
NaOH 0,1 M			
Vinagre			
NaCl en agua			
Vinagre con antiácido			

b. Escribe la ecuación química del paso 4 del diseño experimental donde se mezcla y reacciona la solución 0,1 M de hidróxido de sodio con la solución 0,1 M de ácido sulfúrico.

Conclusiones

a. ¿El vinagre es una solución acuosa ácida o básica? Explica los 2 métodos de laboratorio por los cuales te diste cuenta.

b. Una de las siguientes sustancias es el soluto que se encuentra disuelto en agua para formar la solución denominada vinagre. ¿Cuál de ellas crees que es? Justifica.

I. NaCl

II. CH₃COOH

III. KOH

c. Explica qué sucedió con el pH del vinagra cuando agregué el antiácido. ¿Qué tipo de sustancias debe presentar el antiácido?

d. ¿Qué solución es más ácida, el ácido sulfúrico 0,1 M o el vinagre? ¿Cómo te diste cuenta?

e. ¿Por qué desapareció el color de la fenolftaleína en el paso 4 del diseño experimental?

f. ¿Qué tipo de solución es la de cloruro de sodio en agua? ¿Por qué?

Actividades extras (Realizar en el aula. No entregar con el TP)

1. Teniendo en cuenta las siguientes soluciones:

- I. 3 ml de solución acuosa de H_2SO_4 (ácido sulfúrico) de concentración 0,1 M.
- II. 3 ml de solución acuosa de NaOH (hidróxido de sodio) de concentración 0,1 M
- III. 3 ml de solución acuosa de NaOH (hidróxido de sodio) de concentración 0,01 M

- a. ¿Cuál es el soluto y el solvente de cada solución?
- b. ¿Qué cantidad de moles de soluto tengo en cada solución?
- c. ¿Qué tipo de solución es cada una? ¿Ácida, básica o neutra?

2. Según datos teóricos correctos se sabe que el pH de una solución de NaOH 0,1M es de 13 mientras que el pH de una solución de NaOH 0,01 M es de 12. ¿Cuál de las dos soluciones es más básica? ¿Por qué se produce dicha diferencia?

3. ¿Cuál de las siguientes soluciones tendrá un pH mayor? Justifica. ¿Dicho pH será mayor o menor que 7?

- a. Una solución formada por 10 gramos de hidróxido de sodio en 100 ml de agua.
- b. Una solución formada por 5 gramos de hidróxido de sodio en 100 ml de agua.

4. ¿Cuál de las siguientes soluciones tendrá un pH menor? Justifica. ¿Dicho pH será mayor o menor que 7?

- a. Una solución formada por 2 gramos de ácido sulfúrico en 100 ml de agua.
- b. Una solución formada por 2 gramos de ácido sulfúrico en 50 ml de agua.

5. Si tomo una cierta cantidad de vinagre y le voy agregando agua de a poco, ¿Qué sucederá con el pH de dicha solución? Justifica.

6. Si tomo una cierta cantidad de una solución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) y le voy agregando agua de a poco, ¿Qué sucederá con el pH de la solución? Justifica.

Reacciones ácido-base (reacciones de neutralización)

Cuando una base reacciona entre sí con un ácido se produce una reacción ácido base o de neutralización que dan como formación una sal y agua. Por ejemplo, en la siguiente ecuación se observa la reacción entre el ácido clorhídrico (ácido) y el hidróxido de sodio (base).

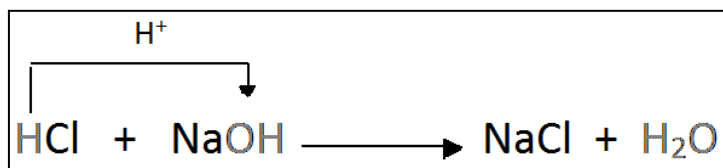
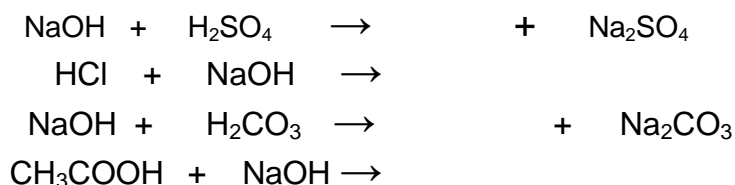


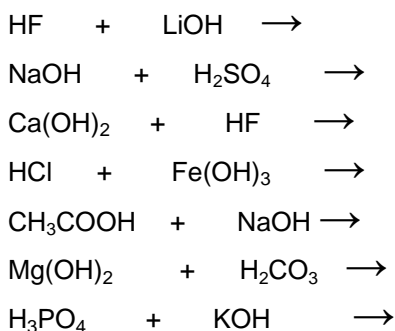
Figura: Observemos cómo el ácido entrega un hidrógeno y como la base la acepta formando agua.

Actividades

12. Completa las siguientes reacciones ácido-base balanceando las ecuaciones cuando sea necesario. Indica cuál de los reactivos es la base y cuál es el ácido. Justifica.



13. Completa y balancea las siguientes ecuaciones ácido base.



14. Los jugos gástricos en el estómago humano contienen aproximadamente el 3 % de ácido clorhídrico (HCl). La acidez es una sensación de ardor dolorosa en el pecho o la garganta que ocurre cuando el ácido del estómago regresa hacia el esófago, el tubo que transporta la comida desde la boca hacia el estómago.

a. ¿Cuáles de las siguientes sustancias se encuentra en los antiácidos que se suelen comprar en la farmacia? Justifica.

I. H₂SO₄ (Ácido sulfúrico)

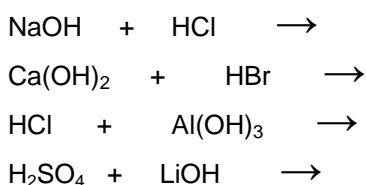
II. Mg(OH)₂ (Hidróxido de magnesio)

III. NaCl (Cloruro de sodio)

b. Realiza la ecuación química de la reacción que se produce entre el medicamento y el ácido clorhídrico.

c. Explica cómo es el pH de los jugos gástricos que provoca la acidez y explica cómo funciona el medicamento.

15. Completa y balancea las siguientes ecuaciones ácido base.



16. Si en el laboratorio tengo un vaso de precipitados con 50 ml de una solución acuosa 0,1 M de ácido clorhídrico (incolora) responde:

- ¿Cuál es el soluto y cuál el solvente de la solución?
- ¿Cuántos moles tengo de ácido clorhídrico en el vaso?
- ¿De qué color se tornará la solución cuando agregue unas gotas de fenolftaleína? ¿Por qué? ¿Es una solución ácida o básica?
- ¿Cuál es la reacción que se producirá si agrego hidróxido de sodio? Escribe la ecuación.
- ¿Qué tipo de solución se formará si agrego 5×10^{-3} moles de hidróxido de sodio? ¿Ácida, básica o neutra?
- ¿Qué tipo de solución se formará si agrego menos cantidad de hidróxido de sodio que en el punto e)? ¿Por qué?
- ¿Qué tipo de solución se formará si agrego más cantidad de hidróxido de sodio que en el punto e)? ¿Por qué?
- ¿Cuántas sustancias habrá en el vaso de precipitados luego de agregar menos de 5×10^{-3} moles de hidróxido de sodio?
- ¿De qué color se tornará la solución si agrego más cantidad de hidróxido de sodio que en el punto e) y luego agrego unas gotas de fenolftaleína?

17. Si en el laboratorio tengo un vaso de precipitados con 100 ml de una solución 0,25 M de ácido acético en agua (solución denominada vinagre) responde:

- ¿Cuál es el soluto y cuál el solvente de la solución?
- ¿Cuántos moles tengo de ácido acético en el vaso?
- ¿De qué color se tornará la solución cuando agregue unas gotas de fenolftaleína? ¿Por qué? ¿Es una solución ácida o básica?
- ¿Cuál es la reacción que se producirá si agrego hidróxido de sodio? Escribe la ecuación.
- ¿Qué tipo de solución se formará si agrego 0,025 moles de hidróxido de sodio? ¿Ácida, básica o neutra?
- ¿Qué tipo de solución se formará si agrego menos cantidad de hidróxido de sodio que en el punto e)? ¿Por qué?
- ¿Qué tipo de solución se formará si agrego más cantidad de hidróxido de sodio que en el punto e)? ¿Por qué?
- ¿Cuántas sustancias habrá en el vaso de precipitados luego de agregar menos de 0,025 moles de hidróxido de sodio?
- ¿De qué color se tornará la solución si agrego más cantidad de hidróxido de sodio que en el punto e) y luego agrego unas gotas de fenolftaleína?

18. Si en el laboratorio tengo un vaso de precipitados con 200 ml de una solución acuosa 1 M de hidróxido de litio (LiOH) responde:

- ¿Cuál es el soluto y cuál el solvente de la solución?
- ¿Cuántos moles tengo de hidróxido de litio en el vaso?
- ¿Cómo será el pH de la solución? ¿Mayor, menor o igual a 7? ¿Por qué?
- ¿De qué color se tornará la solución cuando agregue unas gotas de fenolftaleína? ¿Por qué? ¿Es una solución ácida o básica?
- ¿Cuál es la reacción que se producirá si agrego ácido clorhídrico (HCl)? Escribe la ecuación.
- ¿Qué tipo de solución se formará si agrego 0,2 moles de ácido clorhídrico (HCl)? ¿Ácida, básica o neutra? ¿Cuál será el pH de la solución ahora; mayor, menor o igual a 7?
- ¿Qué tipo de solución se formará si agrego menos cantidad de ácido clorhídrico que en el punto f)? ¿Por qué? ¿Cuál será el pH de la solución ahora; mayor, menor o igual a 7?
- ¿Qué tipo de solución se formará si agrego más cantidad de ácido clorhídrico que en el punto f)? ¿Por qué? ¿Cuál será el pH de la solución ahora; mayor, menor o igual a 7?
- ¿Cuántas sustancias habrá en el vaso de precipitados luego de agregar más de 0,2 moles de ácido clorhídrico?
- ¿De qué color se tornará la solución si agrego más cantidad de ácido clorhídrico que en el punto f) y luego agrego unas gotas de fenolftaleína?
- ¿Cómo irá variando el pH a medida que voy agregando más cantidad de ácido clorhídrico a la solución inicial?

Capítulo 3

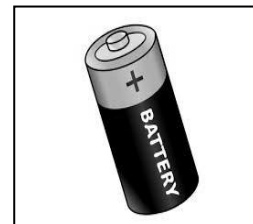


Electroquímica y almacenamiento de energía
Reacciones redox

Fundamentos de química - 5º año
Capítulo 3: Electroquímica y almacenamiento de energía

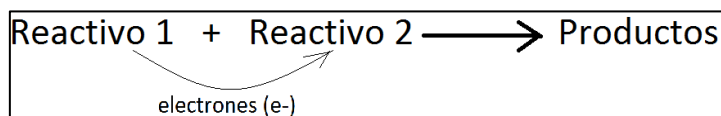
Introducción

La electroquímica es una rama de la química que estudia la transformación entre la energía eléctrica y la energía química. En general, la electroquímica se encarga de estudiar las situaciones donde se dan reacciones denominadas de oxidación y reducción, ya que dichas reacciones químicas son las capaces de generar energía eléctrica. Un claro ejemplo de la importancia de la electroquímica es el uso de las pilas y baterías donde reacciones químicas suceden y nos proveen energía en forma de corriente eléctrica.



Naturaleza e importancia de las reacciones redox

Como dijimos anteriormente, la electroquímica se produce gracias a las reacciones redox (de oxidación-reducción). En ella hay transferencias de electrones desde un reactivo al otro.



Estos electrones que se transfieren de un reactivo a otro, son los que constituyen la **corriente eléctrica**; de allí la importancia de este tipo de reacciones. Pero no solo son importantes en la energía eléctrica; las reacciones redox se producen también en los siguientes casos:

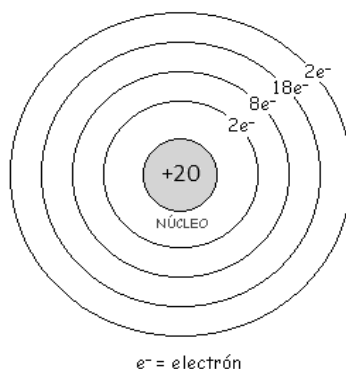
- ✓ Pilas y baterías (energética)
- ✓ Metabolismo (biológica)
- ✓ Corrosión (industrial)
- ✓ Descomposición y conservación de los alimentos (alimenticia)

Entre las reacciones químicas redox más importantes se encuentran la **fotosíntesis**, la **respiración celular** y la **combustión**.

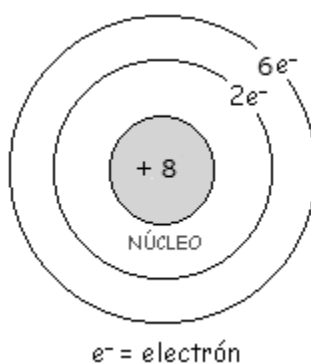
Oxidaciones y reducciones

Para entender el concepto de oxidación y reducción, analizaremos el caso de la formación de óxido de calcio (CaO) formado por un átomo de calcio y un átomo de oxígeno a través de una unión iónica (donde se ceden y se ganan electrones). Cabe recordar que se produce una unión iónica entre los dos átomos ya que la diferencia de electronegatividad es mayor que 1,8.

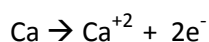
- El metal (calcio) tiene la siguiente configuración electrónica:



- El oxígeno (no metal), tiene la siguiente configuración electrónica:

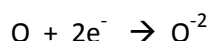


Como el calcio posee 2 electrones en su último nivel de energía, tiende a perder los 2 electrones para quedarse con 8 electrones en el último nivel de energía y cumplir la regla del octeto. Este movimiento de electrones puede expresarse así:



Se dice que el calcio (al perder electrones) se oxidó.

El oxígeno en cambio, tiende a aceptar 2 electrones para quedar con 8 electrones en su último nivel de energía por lo que gana los dos electrones que desprendió el calcio de la siguiente manera:



Se dice que el oxígeno (al ganar electrones) se reduce.

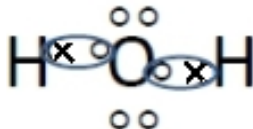
Entonces, cada átomo de calcio le cede electrones al oxígeno y se unen por tener cargas de diferentes signos formando Óxido de calcio (CaO). El calcio cede electrones y se oxida mientras que el oxígeno se reduce ya que gana esos electrones. **Se produce la oxidación del calcio y la reducción del oxígeno.**

CUANDO UN ELEMENTO SE OXIDA, HAY OTRO QUE SE REDUCE

Oxidación y reducción al formarse compuestos covalentes

En los procesos de formación de compuestos iónicos es sencillo detectar que átomo se redujo y qué átomo se oxidó ya que los electrones se ceden y se ganan. En cambio, en la formación de compuestos covalentes, los electrones se comparten formando moléculas. ¿Entonces? ¿Qué átomo se oxidó y qué átomo se redujo? Para contestar a la pregunta debemos estudiar el ejemplo de la formación de la molécula de agua (H₂O).

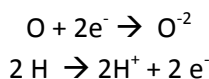
La estructura de Lewis de la molécula de agua es la siguiente:



Como vemos, el átomo de oxígeno y los dos átomos de hidrógeno se comparten electrones por lo que no se puede decir a simple vista que alguno ganó o perdió electrones. Sin embargo, para reconocer si algún átomo se oxidó o ganó electrones debemos tener en cuenta el concepto de **electronegatividad**.

Se define electronegatividad como la capacidad que tiene un átomo para atraer electrones.

Teniendo en cuenta esta definición, podemos decir que el oxígeno (al ser más electronegativo que el hidrógeno) le ganaría un electrón a cada hidrógeno ya que dichos electrones están más cercanos al oxígeno que a los hidrógenos. Por lo tanto si supusiéramos que los átomos no comparten los electrones podríamos establecer el siguiente flujo de electrones:



¡Cuidado! Recuerda que esto es una ayuda para identificar qué átomo se oxidó y qué átomo se redujo. Pero en realidad los electrones no se ceden ni se ganan ya que estos compuestos son covalentes (los electrones se comparten)

Actividades

1. a. Define electronegatividad.
 - b. Indica qué carga tendría cada átomo (número de oxidación) teniendo en cuenta la electronegatividad.
- | | | |
|-------------------------------|--|---|
| a. H ₂ O (Agua) | d. MgO (óxido de magnesio) | g. Na ₂ O (Óxido de sodio) |
| b. NaCl (Cloruro de sodio) | e. CO ₂ (Dióxido de carbono) | h. CCl ₄ (Tetracloruro de carbono) |
| c. NH ₃ (Amoníaco) | f. CaCl ₂ (Cloruro de calcio) | i. Al ₂ O ₃ (Óxido de aluminio) |
- c. Indica que átomo se oxidó y qué átomo se redujo para formar cada compuesto anterior.

El estado (o número) de oxidación de los átomos

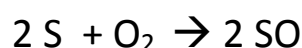
Cuando queremos estudiar reacciones químicas de oxidación-reducción, muchas veces es importante reconocer el estado de oxidación de los átomos de un compuesto químico.

Definimos el estado de oxidación como **“el número de cargas eléctricas que tendría un átomo si los electrones hubieran sido transferidos completamente en la dirección indicada por la diferencia de electronegatividad”**

¿Qué quiere decir esta definición? En las moléculas, como ya sabemos, los electrones del último nivel de energía son compartidos por los átomos ya que se unen por uniones covalentes. En las reacciones químicas orgánicas de oxidación-reducción es conveniente asignar números de oxidación a los átomos para estudiar si se ha producido una oxidación o una reducción en las moléculas. Recordemos que una oxidación implica la pérdida de electrones de un átomo mientras que la reducción implica la ganancia de electrones.

- Oxidación: Pérdida de electrones por parte de un átomo
- Reducción: Ganancia de electrones por parte de un átomo.

Procedamos al estudio del estado de oxidación de la siguiente reacción que produce monóxido de azufre:

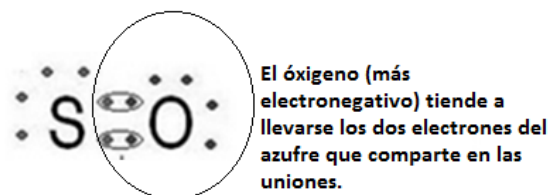


Como el SO (monóxido de azufre) no es un compuesto iónico, sino molecular, en realidad no se transfieren electrones durante su formación. La estructura de Lewis del SO formado (en la que se comparten electrones) es la siguiente:



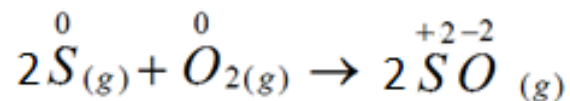
Sin embargo, debido a la electronegatividad, podemos establecer si hay una oxidación o reducción de los átomos que formaron dicho compuesto teniendo en cuenta los electrones que comparten. Analicemos el estado de oxidación del monóxido de azufre haciendo su estructura de Lewis.

Para las moléculas (donde hay electrones compartidos) como en este caso, se supone que ha habido una transferencia completa de electrones, y los átomos ganaron o perdieron electrones. Así, los números de oxidación reflejan el número de electrones que cada átomo hubiera transferido si no compartieran los electrones. El átomo con mayor electronegatividad va a ser el que se llevaría los electrones quedando con número de oxidación negativo. En el caso del monóxido de azufre, **el oxígeno (por tener un doble enlace con el azufre y ser más electronegativo) va a tener un número de oxidación igual a -2 ya que se llevaría los dos electrones del azufre en la unión. Por otra parte, el azufre va a tener un número de oxidación +2 porque perdería dichos electrones.**



En el caso de los reactivos, no hay cargas en los átomos de las moléculas ya que las moléculas no están formadas por distintos átomos con distinta electronegatividad. Por lo tanto, su número de oxidación es cero.

En la siguiente reacción aparecen números colocados encima de los símbolos de los elementos que corresponden a los números de oxidación.



¡IMPORTANTE! Los números de oxidación permiten identificar, a simple vista, los elementos que se han oxidado y reducido. Los elementos que muestran un aumento en el número de oxidación –como el azufre en el ejemplo anterior- se han oxidado. El oxígeno se ha reducido, por lo que sus número de oxidación es menor que al inicio de la reacción.

Números de oxidación

Para poder estudiar las reacciones de oxidación-reducción debemos antes conocer los números de oxidación de cada átomo que interviene en una reacción química. El concepto de número de oxidación lo veremos más adelante; por ahora solo nos centraremos en saber cómo obtener dicho número. Para ello, utilizaremos la tabla que se encuentra en la siguiente hoja:

Reglas para obtener los números de oxidación

Para asignar números de oxidación, deben tenerse presentes las siguientes reglas:

1. El N° de oxidación de un elemento sin combinar es cero. También entran en esta categoría las moléculas diatómicas.

Número de Oxidación:	0	0	0	0
	Al	H ₂	O ₂	O ₂

2. El N° de oxidación del Hidrógeno combinado es +1

Estado de oxidación del H:	+1	+1	+1
	HClO	KOH	H ₂ O

3. Cuando el hidrógeno está unido solo a un metal, su N° de oxidación es -1

Estado de oxidación del H:	-1	-1
	MgH ₂	LiH

4. El N° de oxidación del Oxígeno combinado es -2

Estado de oxidación del O:	-2	-2	-2
	CO ₂	Al ₂ O ₃	H ₂ O

5. En general, los halógenos (F, Cl, I, Br) que se encuentran unidos a otros átomos tienen estado de oxidación -1.

Estado de oxidación del halógeno (F, Cl, Br, I):	-1	-1	-1	-1
	HF	ZnCl	HCl	AgBr ₂

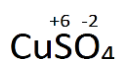
6. En el caso del azufre debemos tener en cuenta que puede poseer varios estados de oxidación. A veces, si está unido a un oxígeno, puede tener estados de oxidación +2 ó +4 ó +6. En cambio, si el azufre se encuentra unido a un hidrógeno, el estado de oxidación es -2.

Estado de oxidación del S:	+6	+4	+2	-2	-1
	CuSO ₄	SO ₂	SO	H ₂ S	FeS ₂

7. Los metales alcalinos como sodio (Na), potasio (K) tienen un estado de oxidación +1. Los metales alcalinos térreos como el calcio (Ca) y el magnesio (Mg) tienen estado de oxidación +2.

8. La suma de los números de oxidación de los compuestos que no poseen carga debe ser CERO:

Para entender esta última regla debemos trabajar sobre el caso del sulfato de cobre (CuSO₄). Según la regla N° 2, el oxígeno posee número de oxidación -2 y el azufre (según la regla 6) tiene estado de oxidación +2.



Según esta regla N°9, la suma de todos los números de oxidación debe ser 0.

Como en la molécula hay 4 átomos de oxígeno, entonces multiplicamos por 4 el número de oxidación de cada oxígeno: $4 \times -2 = -8$

Luego sumamos el número de oxidación del azufre que es +2: $-8 + (+2) = -6$

Finalmente, debemos sumar el estado de oxidación del átomo de cobre (Cu) que aparece en la molécula. A pesar que no haya una regla para dicho átomo, sabemos que el estado de oxidación debe ser +6 de modo que la suma total de los números de oxidación sea 0: $-6 + (+6) = 0$

De esta manera los estados de oxidación de cada átomo en la molécula serían los siguientes: $\overset{+2}{\text{Cu}}\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$

2. Indica el estado de oxidación de cada átomo en los siguientes compuestos:

a. H₂O b. CO₂ c. N₂ d. ZnH₂ e. Zn f. CuCl₂ g. Al(OH)₃ h. CuSO₄ i. SO₂ j. HCl k. AgCl l. Ag₂O m. KMnO₄

Reacciones de oxidación – reducción

Los procesos químicos de oxidación-reducción son frecuentemente observados y ampliamente conocidos, siendo los más comunes las combustiones, la corrosión de los metales, la respiración celular, la producción de electricidad de las pilas, etc. ¿Pero que son las reacciones de oxidación-reducción?

Para entender este proceso debemos analizar el ejemplo de la reacción del metal cinc (Zn) con ácido clorhídrico.

Cuando sumergimos granallas de cinc en una solución acuosa de ácido clorhídrico podremos observar que el metal comienza a degradarse hasta “desaparecer” y se observa desprendimiento de burbujas. La reacción química que sucede es la siguiente:

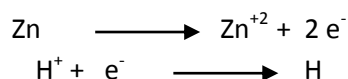


El metal “desaparece” ya que el cinc metálico reacciona con el ácido clorhídrico para formar cloruro de cinc (ZnCl₂) que se disuelve en el agua de la solución y las burbujas corresponden a la formación del gas hidrógeno (H₂).

Si estudiamos los números de oxidación antes y después de la reacción veremos que alguno de los átomos ganó o perdió electrones:



Como vemos según los números de oxidación antes y después de la reacción, podemos establecer que el cinc (Zn) pasó de tener un estado de oxidación 0 a tener un estado de oxidación +2 (perdió electrones). En el caso del Hidrogeno (H) observamos que paso de estado de oxidación +1 a 0 (ganó electrones). Por lo tanto podremos establecer el siguiente movimiento de electrones:



Analizando el anterior proceso redox podemos concluir que el cinc (Zn) se oxida ya que pierde electrones y el ácido clorhídrico (HCl) se reduce ya que el hidrogeno que lo compone gana electrones.



¡Para aprender con la experiencia!

Observa la experiencia que realizará el profesor en el aula sobre dos reacciones redox muy conocidas:

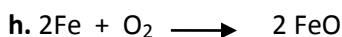
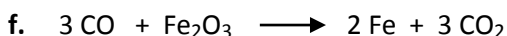
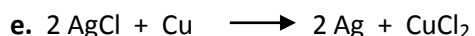
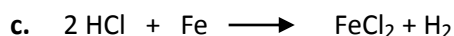
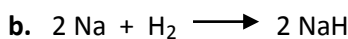
- Cinta de magnesio con oxígeno.
- Zinc en Ácido clorhídrico.

Luego realiza las siguientes actividades:

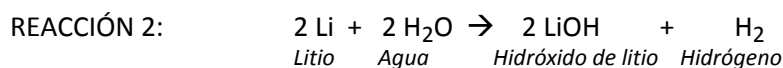
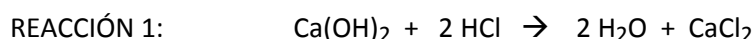
- Escribe las ecuaciones de cada reacción.
- Indica los números de oxidación de cada elemento.
- Escribe las hemirreacciones y luego identifica qué sustancia se oxida y cuál se reduce en cada caso.

Actividades

3. Indica en las siguientes reacciones redox, qué sustancia se oxida y qué sustancia se reduce.



4. Observa las siguientes ecuaciones químicas. La primera es una reacción ácido-base mientras que la segunda es una reacción redox. Luego realiza las actividades correspondientes:

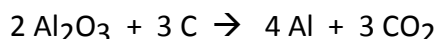


- Indica los estados de oxidación de cada elemento.
- ¿Por qué la reacción ácido-base no es una reacción redox?
- En la reacción 2 (redox) indica qué sustancia se oxida y qué sustancia se reduce.

5. El aluminio es el metal más abundante en la corteza de la Tierra. Compone aproximadamente el 8% del peso de la superficie sólida de la Tierra. La mayor concentración de óxido de aluminio se encuentra en el mineral de bauxita (principalmente Al(OH)_3). El aluminio puro se obtiene al formar alúmina (Al_2O_3) con la bauxita a través de varios procesos químicos. Luego, a partir de una reacción redox, de 1,9 kg de alúmina se obtiene 1 kg de aluminio puro.



Figura: Bauxita

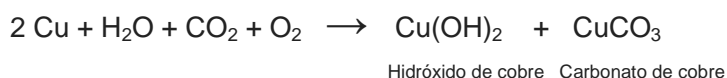


- ¿Cuál es la materia prima para obtener aluminio? ¿Cuál es la importancia del aluminio? Busca información.
- Ordena los siguientes pasos según proceso de obtención del aluminio:

**DESECHO DE DIOXIDO DE CARBONO – EXTRACION MINERA DE BAUXITA – OBTENCION DE ALUMINIO PURO –
OBTENCION DE ALUMINA – EXTRACCION DE CARBON**

- Comprueba mediante la ecuación, que la obtención de aluminio puro es una reacción redox e indica qué sustancia se oxida y cuál se reduce.
- ¿Qué problemas ambientales trae la producción industrial de aluminio?

6. El cobre se corroe con la humedad del aire y se forma carbonato de cobre e hidróxido de cobre. Esta mezcla formada tiene un color verde característico de numerosos objetos que se encuentran a la intemperie, como la cúpula del congreso de la Nación en Buenos Aires. La siguiente ecuación representa la reacción:



- Indica qué sustancia se oxida y cuál se reduce en esta reacción química.
- ¿Dónde están presentes los reactivos de dicha reacción química además del cobre?

Trabajo práctico de laboratorio: Obtención de cobre

☆ Les proponemos realizar **EN GRUPO** una simple experiencia con el fin de comprender el proceso de obtención de un metal. Necesitan: óxido de cobre (II), carbón en polvo, una gradilla, un tubo de ensayo, un mechero, una espátula, una pinza de madera, una varilla de vidrio y una cápsula de porcelana.

a) Antes de comenzar, observen las propiedades del óxido de cobre (II) y del polvo de carbón, y tomen nota.

Paso a paso

1.º Coloquen en el tubo de ensayo tres puntas de espátula de óxido de cobre (II) e igual cantidad de carbón en polvo, y mezclen con la ayuda de la varilla de vidrio. Reserven un parte como testigo. ¿Qué función cumple la muestra testigo?

2.º Enciendan el mechero y, con la ayuda de la pinza de madera, caliente en el contenido del tubo de ensayo directo a la llama, durante tres o cuatro minutos. Dejen enfriar y vuelquen el contenido en una cápsula de porcelana. Observen las paredes del tubo de ensayo y describan lo que ven. ¿Pueden afirmar que se obtuvo cobre metálico? ¿Por qué?

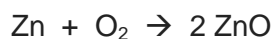
b) Comparen la muestra testigo con el contenido en la cápsula de porcelana y completen el cuadro.

	COLOR	TEXTURA
Muestra testigo		
Contenido en la capsula		

c) La reacción que se produjo en el tubo de ensayo es: $\text{CuO} + \text{C} \rightarrow \text{Cu} + \text{CO}_2$. ¿Cuál es la sustancia oxidante y cuál la reductora?

Lee el texto de la siguiente página titulado “Hombres de hierro” y realiza las siguientes actividades:

1. Realiza una lista con las propiedades del hierro metálico (Fe).
2. Escribe la ecuación química de oxidación del hierro con el oxígeno del aire y comprueba mediante las hemirreacciones que se trata de una reacción redox. Indica además qué sustancia se oxida y cuál se reduce.
3. ¿El hierro se encuentra en La Tierra en forma de hierro metálico (Fe)? Si no es así indica en qué forma se encuentra y el estado de oxidación del hierro en cada caso.
4. ¿A qué se llama corrosión del hierro? ¿Qué ambientes benefician éste deterioro del metal?
5. Una estructura metálica de hierro expuesta al ambiente (como una reja, una puerta de metal, las partes de una bicicleta, etc.) ¿tendría los mismos cambios si se encontrara en una zona desértica, en una zona húmeda o en un ambiente húmedo marítimo? Explica.
6. ¿Qué es el acero? ¿Qué ventajas tiene el acero con respecto al hierro metálico?
7. Para que el hierro no se oxide, se suele realizar un proceso denominado “galvanización”. La función del galvanizado es proteger la superficie del metal sobre el cual se realiza el proceso. El galvanizado más común consiste en depositar una capa de zinc (Zn) sobre hierro (Fe); ya que, al ser el zinc más oxidable, menos noble, que el hierro y generar un óxido estable, protege al hierro de la oxidación al exponerse al oxígeno del aire. La ecuación de la oxidación del zinc es la siguiente:

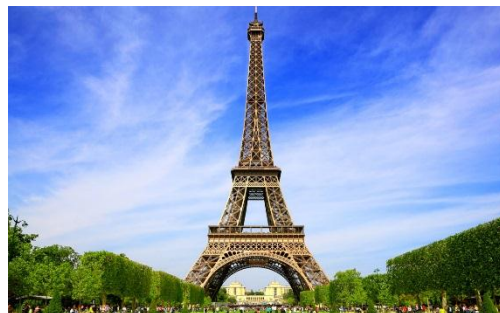


- a. Corroborar la oxidación del cinc con oxígeno realizando las hemirreacciones correspondientes.
- b. Lee el siguiente fragmento y explica cómo se relaciona el proceso de galvanizado con el texto.

Curiosidades: Para que la Torre Eiffel no se oxide

Como sabes, la Torre Eiffel es una enorme estructura de hierro considerada como el símbolo de París. Se construyó en poco más de dos años y se inauguró en 1889, con motivo de la Exposición Universal que ese año tuvo lugar en París. Tiene 325 metros de altura hasta la punta de la antena, y durante más de cuarenta años fue el edificio más alto del mundo.

Para evitar que el hierro se oxide y se debilite, necesita un mantenimiento global cada 7 años, en que se gastan nada menos que 70 toneladas de pintura, ya que se debe pintar una superficie de 200 000 m².



Si se hubiera pintado después de un galvanizado (tratamiento anticorrosión), se ahorrarían 10 millones de euros cada 7 años, porque no haría falta más que retocar la pintura.

8. Observa el video titulado “Acero inoxidable” y responde:

(<https://www.youtube.com/watch?v=u9H9a5j1GZw&feature=youtu.be>)

- a. Al calentar el pedazo de acero en el horno, el video dice que el metal aumenta su peso ¿A qué se debe esto? Indica la ecuación química correspondiente.
- b. ¿Qué elemento extra tiene el acero inoxidable? Explica porque se lo considera “inoxidable”.
- c. Escribe la ecuación química de “pasivación” del acero y mediante las hemirreacciones, justifica qué sustancia se oxida y cuál se reduce. (Información en el texto “Hombres de hierro”)
- d. ¿Por qué crees que los cubiertos de cocina se fabrican con acero inoxidable y no con hierro?

LECTURA: "Hombres de hierro"

Introducción

Pocos metales han influido tanto en el curso de la humanidad como el hierro. El hierro revolucionó la agricultura, el comercio, la industria y la guerra. Y aún sigue siendo así. Su explotación generalizada a partir del primer milenio a.C. permitió comenzar a dejar atrás los últimos rastros de tecnología prehistórica e inaugurar de lleno la era de las grandes civilizaciones.

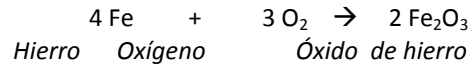


Propiedades

El hierro es un elemento metálico, magnético, maleable y de color blanco plateado. Su número atómico es 26. Tiene un punto de fusión de unos 1535° C y un punto de ebullición de 2750° C.

Químicamente el hierro es un metal muy activo. Se combina con otros elementos como los halógenos (flúor, cloro, bromo, yodo y astato) y también con el azufre, fósforo, carbono y silicio.

Además reacciona fácilmente con el oxígeno del ambiente en un proceso denominado oxidación. La ecuación química de dicho proceso es la siguiente:



Estado natural

El hierro sólo existe en estado libre en unas pocas localidades, como al oeste de Groenlandia.

En forma de compuestos químicos, está distribuido por todo el mundo, y ocupa el cuarto lugar en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre; después del aluminio, que es el más abundante de todos los metales. Los principales minerales de hierro son las hematitas (Fe_2O_3), la magnetita (Fe_3O_4) y la pirita (FeS_2). También existen pequeñas cantidades de hierro combinadas con aguas naturales y en las plantas; además, es un componente de la sangre.



Hierro natural

**En la magnetita por cada molécula hay dos hierros de estado de oxidación +3 y un hierro de estado de oxidación +2.*

Corrosión del hierro

La corrosión puede definirse como el ataque destructivo de un metal por una reacción redox con su medio ambiente. Este es un ejemplo de reacción química en el que se produce una transferencia de electrones espontánea. Este intercambio conduce a la formación de óxidos, compuestos más estables que los materiales de partida en condiciones ambientales.

En el caso del hierro, la corrosión se puede observar al detectar una capa superficial rojiza que genera cierta fragilidad en las zonas afectadas. Para que la corrosión del hierro ocurra, uno de los factores necesarios es la presencia de oxígeno. Sin embargo, esta condición no es suficiente ya que el otro factor imprescindible es un ambiente húmedo. O sea que además de oxígeno, es necesaria la presencia de agua. Si además el agua es salada, la corrosión se acelera porque hay mayor circulación de cargas eléctricas en el proceso redox.

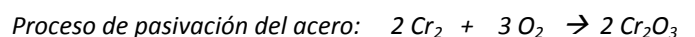
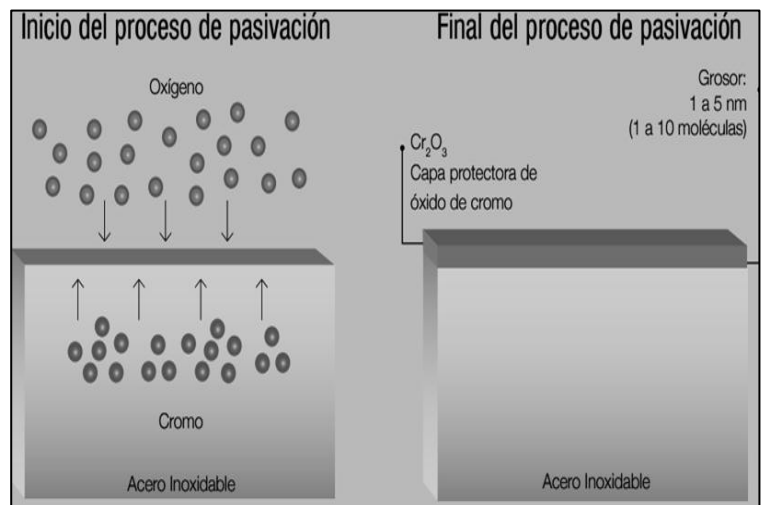
La corrosión del hierro reviste gran importancia. El hierro es un metal que ha tenido muchas aplicaciones a lo largo de la historia de la humanidad y su deterioro ocasiona importantes pérdidas económicas.

El acero

Se denomina **Acero** a aquella aleación (solución de al menos un metal) formada por hierro y por carbono. El **Acero** es uno de los materiales de fabricación y construcción más versátil y adaptable. Ampliamente usado y a un precio relativamente bajo, el **Acero** combina la resistencia y la trabajabilidad, lo que se presta a fabricaciones diversas. El **Acero** tiene la propiedad de poder moldearse más fácilmente que el Hierro.

Además resulta más resistente.

El acero inoxidable es una aleación de acero mezclado con, como mínimo, un 10% de cromo. Dicha composición confiere al acero grande resistencia contra la corrosión, ya que el cromo tiene una enorme afinidad por el oxígeno, y reacciona con éste formando, lo que se llama, una capa pasiva, pudiendo de ésta manera evitar la corrosión del hierro que contiene la aleación del acero.



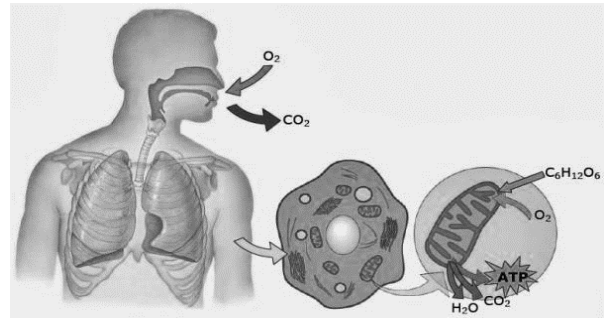
Trabajo práctico: Respirar y comer; "la redox" para vivir

ACTIVIDADES: Lee el siguiente artículo y luego realiza las actividades:

¿Respirar es comer y comer es respirar?

Lo que estamos haciendo es ingerir glucosa (azúcar principal de nuestra alimentación de fórmula $C_6H_{12}O_6$) y el oxígeno necesario para que reaccione con dicha glucosa. Este proceso donde la glucosa y el oxígeno reacciona para obtener energía se denomina **respiración celular**.

La respiración (denominada respiración aeróbica) es un tipo de metabolismo energético en el que los seres vivos extraen energía de moléculas orgánicas, como la glucosa, por un proceso complejo en el que dicha glucosa es oxidada y en el que el oxígeno procedente del aire es el oxidante empleado. Este proceso proporciona energía aprovechable por la célula (principalmente en forma de ATP). En otras variantes de la respiración, muy raras, el oxidante no es el oxígeno (respiración anaeróbica). Estos casos se dan en muchas bacterias.



La respiración aeróbica es el proceso responsable de que la mayoría de los seres vivos, los llamados por ello aerobios, requieran oxígeno. La respiración aeróbica es propia de los organismos eucariotas en general y de algunos tipos de bacterias.

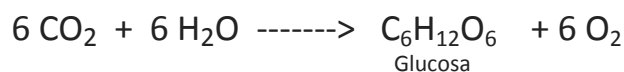
El proceso para oxidar el alimento es complejo y requiere de muchos pasos, pero si debemos resumir el proceso en una reacción química global, la respiración se representaría de la siguiente manera:



***Estado de oxidación del carbono oxidado en la glucosa = +1**

Actividades

1. ¿Qué relación hay entre la alimentación y la respiración? ¿Qué sustancias son necesarias para poder "Respirar"?
2. Escribe la ecuación global de la respiración e indica mediante el método de las hemirreacciones, qué sustancia se oxida y cuál se reduce.
3. ¿Qué sucede con el dióxido de carbono producido en la reacción química?
4. ¿Qué diferencia hay entre la respiración aeróbica y la anaeróbica?
5. La fotosíntesis es el proceso por el cual las plantas convierten el agua y el dióxido de carbono en carbohidratos y oxígeno utilizando la energía del sol. La principal reacción química que se produce durante la fotosíntesis es:



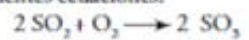
- a. ¿Qué sustancias son necesarias para que las plantas realicen la fotosíntesis?
- b. Indica mediante el método de las hemirreacciones, qué sustancia se oxida y cuál se reduce.
***Estado de oxidación del carbono oxidado en la glucosa = +1**
- c. Explica la importancia de la fotosíntesis para la vida en nuestro planeta.
- d. Relaciona el proceso de fotosíntesis con el proceso de respiración.

Actividad integradora; Lluvia ácida

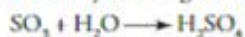
 Analiza el texto y responde.

Se considera lluvia ácida a aquella que registra valores de pH inferiores a 5,6. Esto se debe a la presencia de óxidos de azufre y de nitrógeno en la atmósfera. Su formación ocurre en dos etapas:

- **Etapla fotoquímica.** Requiere de la radiación ultravioleta y se produce en fase gaseosa. Se expresa mediante las siguientes ecuaciones:



- **Etapla catalítica.** Consiste en la transformación del SO_3 en ácido sulfúrico (H_2SO_4), reacción catalizada por sales de hierro y de manganeso presentes en las gotas de agua.



Los óxidos de nitrógeno forman ácido nítrico (HNO_3), que también aparece disociado en las gotas de lluvia. Ambas reacciones tiene lugar en fase líquida.



- a) ¿Cómo clasificarías las reacciones de la etapa fotoquímica desde el punto de vista energético? Fundamentá.

- b) ¿Por qué se trata de dos reacciones de óxido-reducción? ¿Qué elemento se reduce? ¿Cuál se oxida? Escribí para ambas las dos hemirreacciones. ¿Cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor?

- c) ¿Cómo se disocia el ácido sulfúrico en las gotas de agua en la etapa catalítica?

- d) ¿Cómo se disocia el ácido nítrico en las gotas de agua?

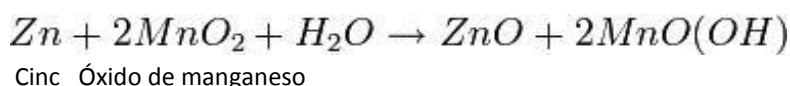
- e) ¿Por qué disminuye el pH?

Pilas

Lee el texto “La energía de las pilas” que se encuentra adjunto y contesta las siguientes preguntas antes de ir al laboratorio:

- ¿Qué es una pila?
 - ¿Cómo se llaman las reacciones químicas que permiten obtener energía eléctrica?
 - ¿Qué es la corriente eléctrica? ¿Cómo se relacionan con las reacciones redox?
 - Realiza un esquema de la pila de Volta e indica sus partes.
 - Indica los 3 pasos químicos que ocurren dentro de la pila de Volta. ¿Por qué los electrones viajan del zinc al cobre y no al revés? Escribe los procesos de oxidación – reducción que ocurren en la pila de Volta y la reacción global.
 - En la pila de Volta, los metales están sumergidos en un ácido denominado ácido acético (CH_3COOH) ¿Por qué hay cationes hidrógenos “suelos” en la solución de ácido acético en agua?
 - ¿Cuándo deja de funcionar la pila?
 - Observa en el laboratorio el armado de una pila de Volta y confecciona un informe de laboratorio teniendo en cuenta todo lo que observes.
- i. Se realiza una pila voltaica con electrodos de cobre y aluminio en ácido clorhídrico. Se sabe que el aluminio es la sustancia que se oxida.
- ¿Cuál de los dos metales se oxida frente a los cationes hidrógenos?
 - Indica la dirección del movimiento de los electrones.
 - ¿Qué metal comienza a desaparecer y cuál se mantiene intacto?

h. Las pilas alcalinas, como las que se venden en los kioscos, son un tipo de pilas eléctricas que obtiene su energía de la reacción química entre el zinc y el dióxido de manganeso (MnO_2). La ecuación química que representa la reacción es la siguiente:



Las pilas y baterías alcalinas reciben su nombre porque las sustancias reaccionan en un medio básico o alcalino (hidróxido de potasio) en lugar de un medio ácido como lo observado en la pila de Cinc/cobre en el aula.

- Indica los estados de oxidación de cada elemento de la reacción.
- Realiza las hemireacciones correspondientes e indica qué sustancia se oxida y cuál se reduce.

TEXTO ADJUNTO: “La energía de las pilas”

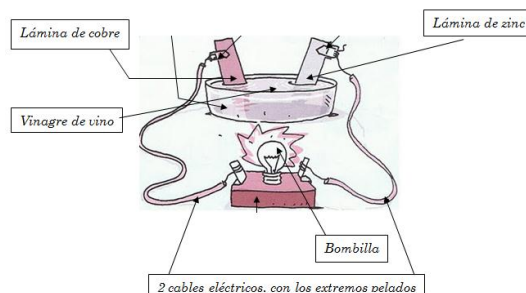
Una pila es un dispositivo que es capaz de convertir la energía química (almacenada en las moléculas) en energía eléctrica. Para ello, dentro de una pila ocurre una serie de reacciones químicas denominadas **reacciones redox** que ya hemos estudiado previamente.



En toda reacción redox, hay ganancia y pérdida de electrones por parte de las sustancias que reaccionan. La oxidación es el proceso en el cual una sustancia pierde electrones mientras que la reducción ocurre cuando una sustancia gana los electrones. Si conectamos algún aparato a las terminales de una pila, se produce una reacción redox que genera electrones, los cuales viajan por los cables del aparato. Este movimiento de electrones se conoce como **corriente eléctrica**.

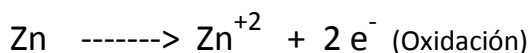
¿Cómo funciona una pila?

La pila que vamos a estudiar se denomina PILA DE VOLTA O PILA VOLTAICA. La pila de Volta consiste en sumergir dos metales distintos (en este caso cobre y zinc) dentro de un vaso con vinagre. El vinagre está formado por ácido acético (de fórmula química CH_3COOH) disuelto en agua. Los dos metales deben estar sujetos a un cable donde se conectará el aparato para hacer funcionar (una calculadora o un Led).

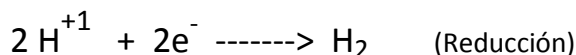


En dicha pila ocurren los siguientes 3 pasos:

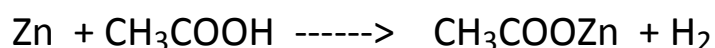
1. El cinc (Zn) pierde electrones frente al cobre (Cu). Esto ocurre ya que el cobre es un metal que tiene más fuerza para captar los electrones que el cinc. Por lo tanto el cinc pierde dos electrones y se disuelve en la solución como Zn^{+2} . La hemirreacción sería la siguiente:



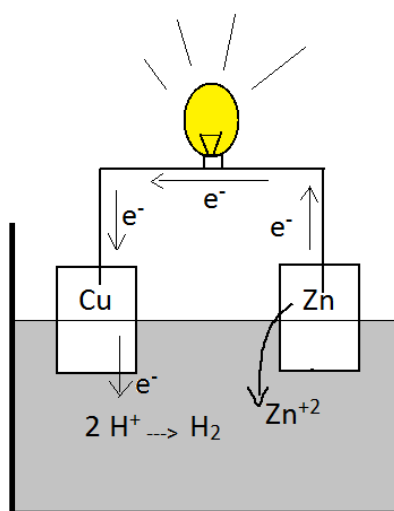
2. Los electrones que pierde el cinc (Zn) viajan por los cables hacia el cobre (Cu) donde son aceptados por los cationes hidrógenos (recordar que los metales están disueltos en una solución acida donde se liberan H^{+}). Al aceptar los electrones, los cationes hidrógenos forman gas hidrógeno (H_2) reduciéndose.



3. Por lo tanto la reacción global de oxidación-reducción de la pila sería la siguiente:



El proceso anterior (paso 1,2 y 3) esquematizado sería el siguiente:



La pila finalmente deja de funcionar cuando todo el zinc pasa a la solución como Zn^{+2} o cuando ya no hay más cationes hidrógenos en la solución.

Potenciales de oxidación y electroquímica

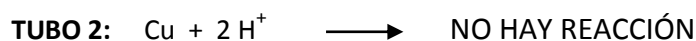
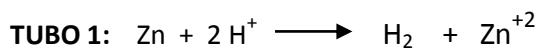
Introducción

Hasta el momento hemos estudiado las reacciones químicas denominadas reacciones Redox donde una sustancia se oxida (pierde electrones) y otra sustancia se reduce (gana electrones). Pero en varias ocasiones, estas reacciones no se producen espontáneamente por lo que es necesario estudiar cuando se van a producir y cuando no. Para ello, debemos tener en cuenta varios aspectos que presenta este módulo.



¿Cuándo un elemento oxida a otro?

Cuando colocamos una solución acuosa de ácido clorhídrico (HCl) en dos tubos de ensayo e introducimos en uno de ellos una granalla de cinc (Zn) y en el otro un trozo de cobre (Cu), observamos que en el tubo con Zn se produce desprendimiento de abundantes burbujas de gas hidrógeno y en el tubo con Cu no hay reacción. Este hecho puede representarse así:



En el caso del tubo 1, los cationes hidrógeno (H^+) presentes en la solución acuosa del ácido clorhídrico se reducen formando H_2 mientras que los átomos de cinc (Zn) se oxidan formando cationes Zn^{+2} . Es decir que el cinc pierde sus electrones frente a los H^+ .

En el caso del tubo 2, el cobre atrae más fuerte a sus electrones externos y por lo tanto los cationes hidrógenos (H^+) no lo pueden reducir.

Por lo tanto, la tendencia a ceder electrones en los casos anteriores se puede ordenar de la siguiente manera.



La posibilidad de que un elemento oxide o no a otro, depende de la menor o mayor tendencia que tiene para ceder electrones

Potenciales de oxidación

Para poder predecir con mayor facilidad cuando un elemento oxida a otro, se realizó una tabla de "Potenciales de oxidación". Esta tabla establece que la oxidación del H_2 a H^+ vale 0 (medido en volts) y desde ese punto establece relaciones comparando la capacidad de oxidación de otros elementos frente al hidrógeno.

El potencial de oxidación de un elemento indica la tendencia que tiene dicho elemento a ceder electrones (oxidarse) en comparación con el hidrógeno.

Los potenciales de oxidación de los elementos permiten predecir cuáles son las reacciones de oxido-reducción que son posibles y cuáles no. La siguiente tabla nos permite observar los potenciales de oxidación de algunos elementos:

	Potencial de oxidación (Volt)
$Li \longrightarrow Li^+ + e^-$ (litio)	+ 3,02 V
$Na \longrightarrow Na^+ + e^-$ (sodio)	+ 2,92 V
$Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^-$ (magnesio)	+ 2,34 V
$Al \longrightarrow Al^{3+} + 3e^-$ (aluminio)	+ 1,67 V
$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ (cinc)	+ 0,76 V
$Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ (hierro)	+ 0,44 V
$Pb \longrightarrow Pb^{2+} + 2e^-$ (plomo)	+ 0,13 V
$H_2 \longrightarrow 2H^+ + 2e^-$ (hidrógeno)	0.00 V (referencia)
$Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ (cobre)	- 0,34 V
$Ag \longrightarrow Ag^+ + e^-$ (plata)	- 0,80 V
$Au \longrightarrow Au^{3+} + 3e^-$ (oro)	- 1,30 V
$Cl^- \longrightarrow Cl_2 + e^-$ (cloro)	- 1,36 V

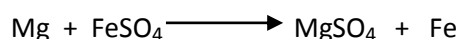
Figura: Tabla de potenciales de oxidación de algunos elementos comunes.

IMPORTANTE

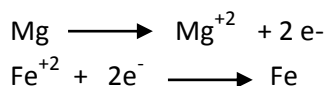
Por convención, en química se suele utilizar la tabla de potenciales de REDUCCIÓN en lugar de la de oxidación. La tabla es similar a la que estamos utilizando pero en lugar de oxidaciones presenta reducciones. Por lo tanto el orden de las reacciones es inverso al que estamos observando ya que los potenciales de reducción tienen el mismo valor de esta tabla pero con los signos cambiados pues las reacciones son inversas.

¿Cuándo es posible que suceda una reacción de oxido-reducción?

Para poder predecir si se va a producir una reacción de oxido-reducción debemos trabajar con los potenciales de oxidación de cada elemento que interviene en la reacción. Para ello vamos a trabajar con la siguiente reacción química para poder predecir si se va a producir o no:



Si estudiamos los números de oxidación de los elementos de la reacción, el magnesio (Mg) pasa de tener estado de oxidación 0 a estado de oxidación +2 mientras que el hierro (Fe) pasa de tener estado de oxidación +2 a estado de oxidación 0.



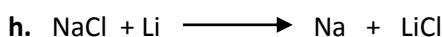
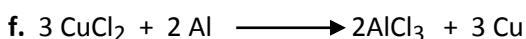
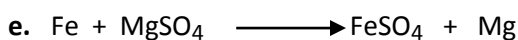
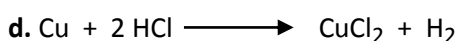
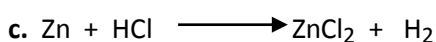
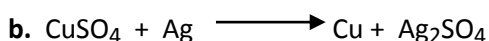
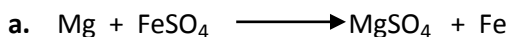
¿Pero esta reacción puede ocurrir?

Para poder saber si en realidad esta reacción ocurre, debemos tomar los potenciales de oxidación de los átomos intervinientes (en este caso el Mg y el Fe). El magnesio, según la tabla de potenciales de oxidación tiene un potencial de oxidación igual a 2,34 V mientras que el del hierro es de 0,44 V. Como el potencial de oxidación del magnesio es más elevado que el del hierro podemos predecir que el magnesio tiende a oxidarse con mayor facilidad que el hierro. Entonces, la reacción SI VA A OCURRIR. Si hubiera sido al revés la reacción no ocurriría.

Actividades

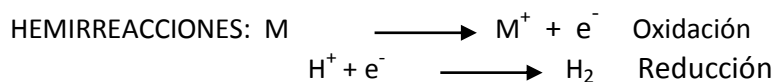
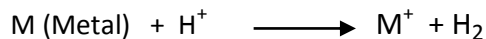
7. Observa las siguientes reacciones químicas y para cada una de ellas indica:

- Los números de oxidación de cada átomo,
- Los elementos que se oxidan y que se reducen (Escribe las 2 hemireacciones redox)
- Si es posible o no la reacción química espontáneamente.



8. Se desea preparar un recipiente metálico para conservar una solución de sulfato de cobre (CuSO_4). Se sabe que el cobre (Cu^{+2}) del sulfato de cobre, en presencia de algunas sustancias oxidantes, se reduce a Cu^0 . ¿Cuál de los siguientes metales puede utilizarse para conservar la solución: cinc, plomo, hierro o plata?

9. Se sabe que muchos metales en presencia de ácidos como el ácido clorhídrico se corroen ya que reaccionan de la siguiente manera:



Se realiza una experiencia donde en un vaso de precipitado con una solución acuosa de ácido clorhídrico se agregan 3 metales: Oro (Au), Magnesio (Mg) y Sodio (Na).

- a. ¿Qué metales reaccionan y cuáles no reaccionan? Justifica y escribe la reacción química balanceada que se produce.
- b. ¿Por qué es necesario que el ácido este disuelto en agua para que la reacción se produzca?

10. Se sabe que el metal Cadmio (Cd) se oxida a Cd^{+2} en presencia de una solución acuosa de ácido clorhídrico (HCl) ya que los cationes hidrógenos se reducen a gas hidrógeno (H_2). En base a esto, realiza las siguientes actividades:

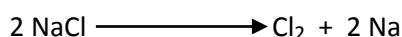
- a. Realiza las hemireacciones (sin balancear) que suceden al ingresar cadmio a una solución acuosa de ácido clorhídrico.
- b. ¿En qué posición de la tabla de potenciales de oxidación deberías ubicar al cadmio; por debajo o por encima de la oxidación del hidrógeno? Justifica claramente tu respuesta:
- c. Encierra con un círculo cuáles de estos metales necesitarán de electrólisis para reaccionar con el ácido clorhídrico.

PLATA – SODIO - COBRE – MAGNESIO

Electrólisis

Así como se genera electricidad a partir de una reacción química, ¿puede producirse mediante el pasaje de corriente una reacción redox que no sea espontánea? ¿Cómo hacer para que esto suceda?

El cloruro de sodio puede descomponerse según la siguiente ecuación:



En esta reacción el sodio se reduce (pierde electrones ya que pasa de estado de oxidación +1 a estado de oxidación 0), mientras que el cloro se oxida (gana electrones ya que pasa de estado de oxidación -1 a estado de oxidación 0.)

¿Les parece que esta reacción ocurre de manera espontánea? Para predecir si esta reacción ocurre debemos realizar los pasos aprendidos anteriormente utilizando la tabla de potenciales de oxidación. Los elementos intervinientes son el sodio y el cloro por lo que buscamos los valores de potenciales de oxidación para cada uno:

$\text{Na} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{e}^-$ (sodio)	+ 2,92 V
$\text{Cl}^- \longrightarrow \text{Cl}_2 + \text{e}^-$ (cloro)	- 1,36 V

Como vemos, el que se va a oxidar de manera espontánea es el sodio ya que tiene mayor potencial de oxidación. Por lo tanto la reacción estudiada no va a ocurrir espontáneamente.

Sin embargo, cuando se coloca dentro de cloruro de sodio fundido dos electrodos conectados a una batería se produce en uno de los electrodos la oxidación de Cl^- a Cl_2 mientras que en el otro electrodo se reduce el sodio de Na^+ a Na.



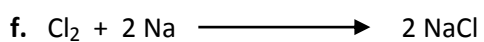
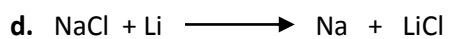
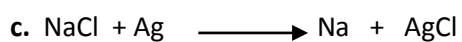
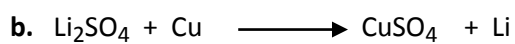
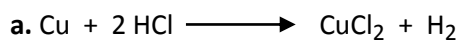
La energía eléctrica entregada por la batería ha producido la reacción química redox que no era espontánea en un proceso denominado **ELECTROLISIS**.

Se denomina electrólisis a toda reacción química no espontánea que se lleva a cabo mediante el empleo de energía eléctrica.

Actividades

11. Define electrolisis. ¿Cuándo es necesaria una electrolisis en una reacción redox?

12. Indica cuáles de las siguientes reacciones se deben llevar a cabo por medio de la electrolisis para que ocurran. Justifica.



Capítulo 4



Química inorgánica
y procesos industriales

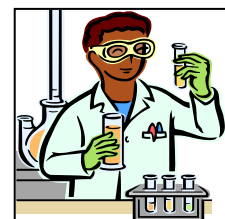
Fundamentos de química – 5º año

Capítulo 4: Química inorgánica y procesos industriales

La siguiente guía tiene como finalidad, acercar los procesos químicos estudiados durante el año (Soluciones, Reacciones ácido-base y Reacciones de oxido-reducción) hacia algunos procesos industriales importantes. Además conoceremos los distintos grupos de compuestos químicos inorgánicos, su nomenclatura y sus características físicas y químicas.

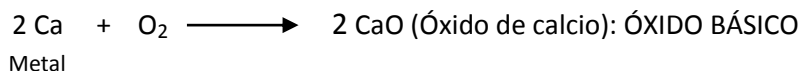
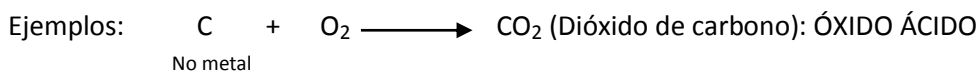
Introducción: Formación de compuestos inorgánicos

Durante el transcurso de este año escolar, hemos observado distintas reacciones químicas (de oxido-reducción, ácido base, entre otras) donde participan distintos compuestos químicos. Es necesario ahora agrupar los distintos compuestos químicos inorgánicos en grupos para facilitar su estudio. Los grupos de compuestos químicos que estudiaremos son los siguientes:



1. Formación de óxidos

Los óxidos son compuestos binarios formados por oxígeno y otro elemento de la tabla periódica. Si ese elemento es un metal, se denominan **óxidos básicos** mientras que si el otro elemento es un no metal se denominan **óxidos ácidos**.



Los óxidos en la naturaleza

Los óxidos son compuestos binarios formados por oxígeno y otro elemento. Cierta cantidad de ellos existe en la corteza terrestre como minerales tales como la arena de sílice (SiO_2) con la que se prepara el vidrio, la hematita (Fe_2O_3) de donde se obtiene luego el hierro puro; y en la atmósfera como el dióxido de carbono (CO_2) en forma de gas; y el agua (H_2O).



Proceso de formación

La mayor parte de los elementos reaccionan con oxígeno en condiciones apropiadas de presión y temperatura, y varios óxidos se pueden preparar directamente. Casi todos los metales reaccionan con el oxígeno lentamente a la temperatura ambiente ya que primero se forma una película de óxido que protege al metal (por ejemplo en la realización de acero inoxidable) u otras veces genera un material frágil y quebradizo como el óxido de hierro. El oro es excepcional por su resistencia al oxígeno, y su óxido (Au_2O_3) se debe preparar por métodos indirectos. Los otros metales nobles, aunque suelen ser resistentes al oxígeno, reaccionan a temperaturas altas para formar óxidos gaseosos.

Propiedades físicas de los óxidos

Las propiedades físicas de los óxidos son extraordinariamente variadas. Algunos son gaseosos a temperatura ambiente, como el dióxido de carbono; otros por el contrario son sólidos de elevadas temperaturas de fusión, como los óxidos de magnesio y de calcio y otros son líquidos a temperatura ambiente, como el agua.

Actividades

- 1. a.** Identifica los óxidos de la naturaleza que nombra el texto e indica sus usos. ¿Cuáles son óxidos ácidos o básicos?
b. Lee los procesos de formación de los óxidos y responde: ¿Por qué crees que el oro y la plata son materiales muy utilizados en joyería? ¿Por qué conviene fabricar aceros que sean inoxidable?

2. Indica cuáles de los siguientes compuestos son óxidos ácidos o básicos. Luego nómbralos siguiendo las reglas de atomicidad o por numeral de stock.

- a.** Al_2O_3 **b.** CO_2 **c.** CO **d.** K_2O **e.** Cl_2O_7 **f.** Cl_2O_5 **g.** Fe_2O_3

3. Realiza la fórmula química de los siguientes óxidos.

- a.** Dióxido de silicio. **d.** Óxido de cloro (I) **g.** Monóxido de hierro.
b. Óxido de hierro (III) **e.** Óxido de hierro (II) **h.** Dióxido de azufre.
c. Óxido de aluminio (III) **f.** Óxido de plomo (IV) **i.** Óxido de nitrógeno (V)

5. Nombra los siguientes óxidos según su forma tradicional:

- a.** N_2O_3 **b.** CO_2 **c.** SO_3 **d.** K_2O **e.** I_2O_7 **f.** I_2O_5 **g.** Fe_2O_3 **h.** FeO **i.** Cu_2O **j.** N_2O_5

6. Realiza la fórmula química de los siguientes óxidos.

- a.** Óxido sulfuroso
b. Óxido bórico
c. Óxido perbrómico
d. Óxido cúprico
e. Óxido hiposulfuroso
f. Óxido potásico

7. a. Nombra los siguientes compuestos y clasifícalos según sean hidróxidos y oxoácidos:

- a.** NaOH **b.** H_2SO_4 **c.** H_2SO_3 **d.** $\text{Fe}(\text{OH})_3$ **e.** $\text{Cu}(\text{OH})_2$ **f.** HNO_2 **g.** HClO **i.** HBrO_4

b. ¿Cuáles de los anteriores compuestos darán un pH menor a 7 al disolverlos en agua? ¿Y mayor a 7?

8. Realiza la fórmula química de los siguientes compuestos:

- a.** Hidróxido de litio
b. Ácido hipobromoso
c. Ácido nítrico
d. Hidróxido férrico
e. Ácido sulfuroso
f. Hidróxido de aluminio
g. Ácido peryódico

9. Identifica el tipo de sustancia y nombra los siguientes compuestos:

- a.** Ni_2O_3 **b.** H_2SO_2 **c.** H_2SO_3 **d.** AgOH **e.** HBrO_2
f. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ **g.** HBrO_4 **h.** BeO **i.** HClO_3 **j.** $\text{Al}(\text{OH})_3$

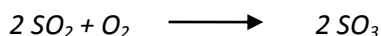
10. Lee el siguiente texto y luego resuelve las consignas.

La lluvia ácida, uno de los contaminantes de la atmósfera se debe principalmente a la formación de óxidos de nitrógeno y azufre, que en contacto con el agua se convierten en ácidos.

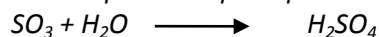
Los óxidos de azufre pueden provenir de los procesos metalúrgicos de recuperación de metales a partir de los minerales que los contienen, generalmente en forma de sulfuros. Por ejemplo el metal Níquel (Ni) se encuentra en la tierra en forma de sulfuro de níquel (NiS). En la industria, en la etapa denominada tostación se obtienen un óxido de níquel (NiO) y dióxido de azufre (SO₂) a partir de la siguiente ecuación:



El óxido de níquel (NiO) luego, por reacciones de oxido-reducción se transforma en Níquel metálico (Ni). Sin embargo, el otro producto (el dióxido de azufre –SO₂–) es un gas que al salir a la atmósfera reacciona con el oxígeno (O₂) para dar trióxido de azufre (SO₃).



Luego, el trióxido de azufre (SO₃) que también es un gas, se combina con el agua de la atmósfera para dar un ácido de fórmula molecular H₂SO₄, uno de los componentes principales de la lluvia ácida.



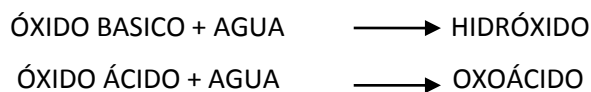
La lluvia ácida genera la acidificación de lagos y arroyos afectando a animales y plantas que viven en estos ecosistemas. En los seres humanos puede generar afecciones respiratorias y en las construcciones, daños al exterior de los edificios descomponiendo materiales.

ACTIVIDADES

- ¿A qué sustancia se debe el nombre “Lluvia Ácida”? Nómbrala.
- Indica las reacciones químicas que se producen para llegar a formar la lluvia ácida. ¿Qué tipos de compuestos se forman en dichas reacciones? Nombra cada uno de los compuestos que conozcas.
- ¿De dónde pueden salir los óxidos de azufre que inician el proceso de la lluvia ácida?
- ¿Qué consecuencias trae la lluvia ácida? ¿En qué zonas crees que hay más probabilidades de contaminación por lluvia ácida?

2. Formación de hidróxidos y oxoácidos

Los hidróxidos (sustancias básicas) son compuestos formados por la reacción química entre los óxidos básicos y el agua. Los oxoácidos (sustancias ácidas) son compuestos químicos formados por la reacción entre los óxidos ácidos y el agua.



Ejemplos:

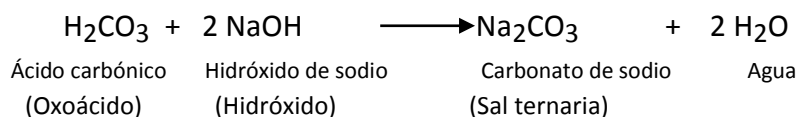
Formación de hidróxidos	Hidróxido formado	Características de los hidróxidos en general
Ejemplo: $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{NaOH}$	Ejemplo: NaOH (Hidróxido de sodio)	<ul style="list-style-type: none"> • Queman al contacto con la piel. • Son solubles en agua. • Son bases ya que al disolverse en agua liberan los aniones oxhidrilos (OH^-) formando soluciones básicas.

Formación de oxoácidos	Oxoácido formado	Características generales de los oxoácidos
Ejemplo: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$	Ejemplo: H_2CO_3 (Ácido carbónico)	<ul style="list-style-type: none"> • Solubles en agua • Son ácidos ya que en solución acuosa liberan cationes hidrógenos (H^+) • Suelen reaccionar con algunos metales a partir de reacciones redox, oxidando dichos metales y liberando gas hidrógeno.

3. Formación de sales ternarias

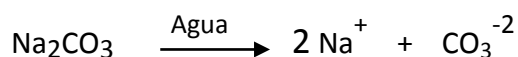
Las sales ternarias surgen de la reacción ácido-base (o de neutralización) entre un hidróxido y un oxoácido. Además de las sales se forma agua, al igual que en todos los tipos de reacciones ácido-base.

Ejemplo:



Propiedades de las sales

- Algunas de las sales ternarias tienen la característica de separarse en sus respectivos iones cuando se disuelven en agua formando **electrolitos (iones libres)**. Por ejemplo, el carbonato de sodio (Na_2CO_3) se separa de la siguiente manera:

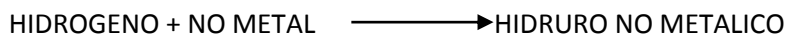
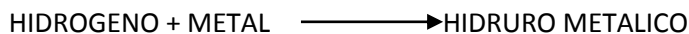


Como vemos, en general el metal suele separarse por sí solo formando un catión (carga positiva) mientras que el no metal queda unido al oxígeno formando un anión (carga negativa).

- Las sales que se disuelven en agua y forman electrolitos, forman soluciones que conducen la corriente eléctrica.

4. Formación de hidruros metálicos y no metálicos

Son compuestos binarios que resultan de la combinación del hidrógeno con otro elemento de la tabla periódica. Si ese elemento es un metal, el hidruro es metálico y si es un no metal, el hidruro será no metálico.



Formación de hidruro metálico	Hidruro formado	Características generales
Ejemplo: $\text{H}_2 + \text{Mg} \longrightarrow \text{MgH}_2$	Ejemplo: MgH_2 (Hidruro de magnesio)	<ul style="list-style-type: none"> El hidrógeno del compuesto tiene la particularidad de tener estado de oxidación -1 por lo que estos compuestos actúan como bases.

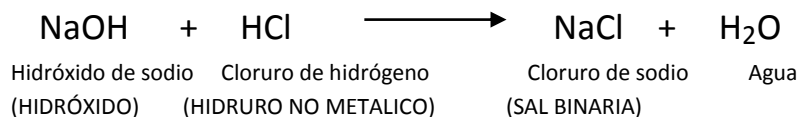
Formación de hidruro no metálico	Hidruro formado	Características generales
Ejemplo: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{HCl}$	Ejemplo: HCl (Cloruro de hidrógeno o Ácido clorhídrico –en solución-)	<ul style="list-style-type: none"> Son ácidos. En soluciones acuosas suelen disociarse en sus respectivos iones liberando cationes hidrógenos (H^+). Cuando los hidruros no metálicos se disuelven en agua forman los hidrácidos.

5. Sales binarias

Las sales binarias se producen gracias a una reacción química ácido-base entre un hidróxido y un hidruro no metálico (que como ya vimos son sustancias ácidas). Esta reacción, al ser una reacción ácido-base también libera agua.

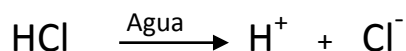


Ejemplo:



Propiedades de las sales binarias

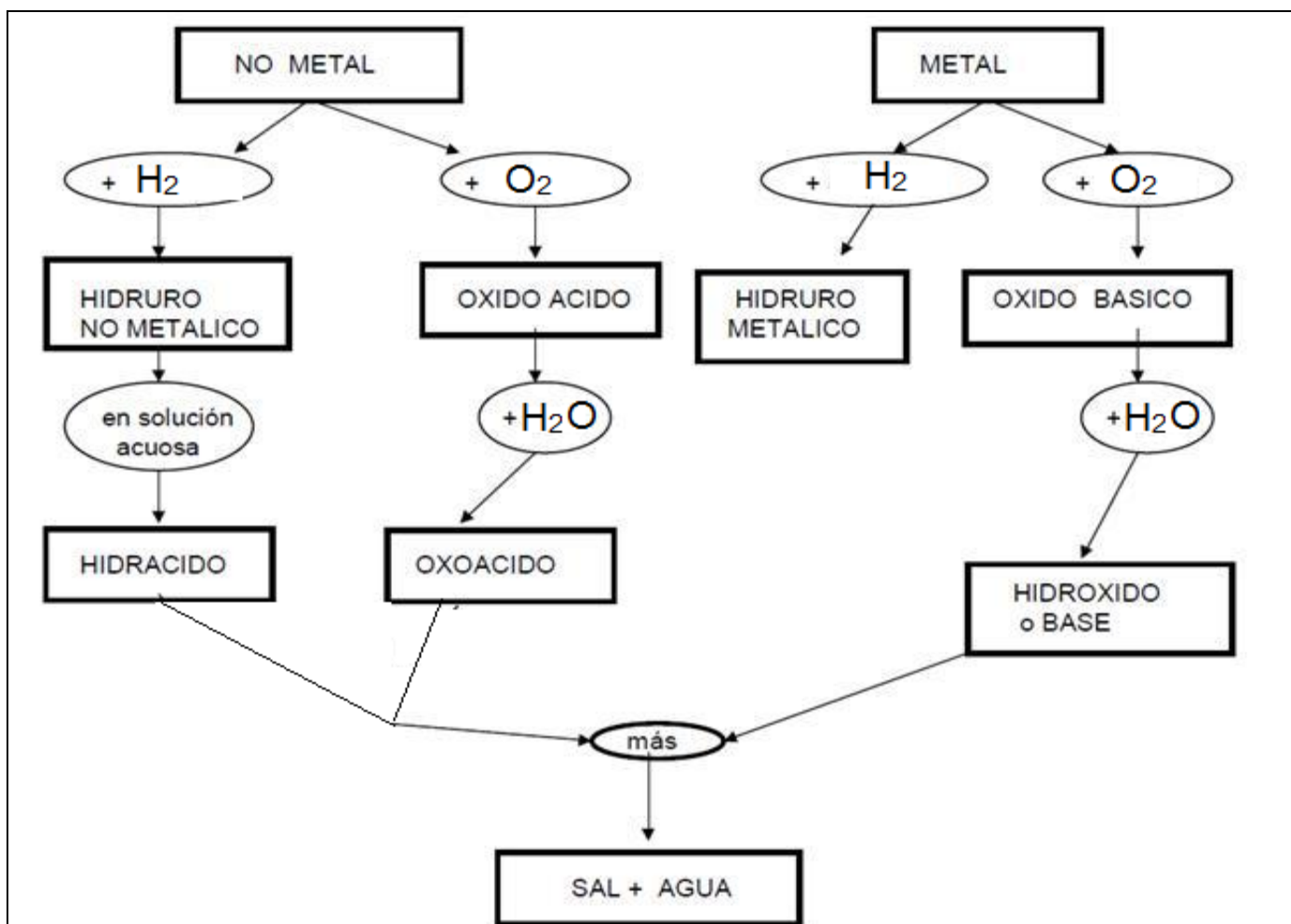
- Las sales binarias, al igual que las sales terciarias tienen la característica de separarse en sus respectivos iones cuando se disuelven en agua formando **electrolitos (iones libres)**. Por ejemplo, el cloruro de hidrógeno (HCl) se separa de la siguiente manera:



Como vemos, en general el metal suele separarse por sí solo formando un catión (carga positiva) mientras que el no metal queda unido al oxígeno formando un anión (carga negativa).

- Las sales binarias, al igual que las terciarias al disolverse en agua y formar electrolitos, forman soluciones que conducen la corriente eléctrica.

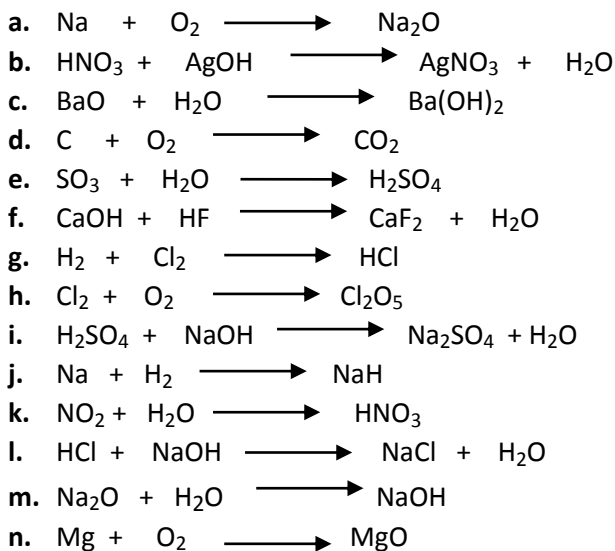
Tabla resumen de formación de compuestos inorgánicos



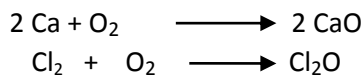
Actividades

11. Observa las siguientes reacciones químicas y realiza las actividades propuestas:

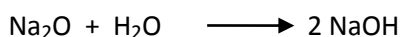
- Balancea cada una de las ecuaciones
- Indica los tipos de compuestos que reaccionan y los tipos de productos formados (Óxidos básicos o ácidos, Hidróxidos, Oxoácidos, etc.)



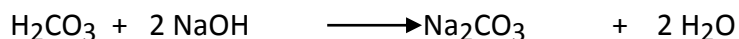
12. Observa las siguientes reacciones químicas pertenecientes a la formación de óxidos e indica si se tratan de reacciones redox o no. Justifica con los números de oxidación de cada átomo e indica (en el caso de tratarse de reacciones redox) qué sustancia se oxida y qué sustancia se reduce.



13. Observa la siguiente reacción química perteneciente a la formación de hidróxidos e indica si se tratan de reacciones redox o no. Justifica con los números de oxidación de cada átomo.

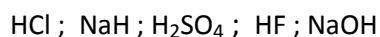


14. Observa las siguientes reacciones químicas pertenecientes a la formación de sales ternarias e indica si se tratan de reacciones redox o no. Justifica con los números de oxidación de cada átomo. En caso de no pertenecer al grupo de las reacciones redox, ¿a qué tipo de reacciones químicas pertenecen las reacciones de formación de sales ternarias?



15. a. ¿Cómo se denomina a los hidruros no metálicos que se disuelven en agua? ¿Qué tipo de solución son los hidrácidos; ácida, básica o neutra? Justifica.

b. ¿Cuáles de los siguientes compuestos forman hidrácidos al disolverse en agua?:



16. Completa y balancea las siguientes ecuaciones e indica qué tipo de compuesto se formó (recuerda utilizar las moléculas diatómicas):

- a. + O₂ → BaO
 b. H₂SO₄ + Ca(OH)₂ → +
 c. + → HF
 d. CO₂ + → H₂CO₃
 e. KOH + HCl → +
 f. Li + → Li₂O
 g. Na₂O + → NaOH

17. ¿Cuáles de las siguientes sustancias formarán electrolitos (iones en solución) al mezclarlos en agua? Indica la reacción de formación de los iones en dichos casos. Justifica.

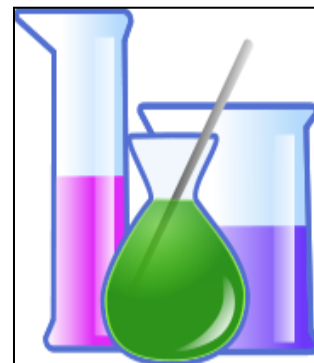
- a. SO₂
 b. Na₂CO₃
 c. Ca(OH)₂
 d. HCl
 e. NaCl
 f. NO₂

18. ¿Qué sustancias del punto anterior formarán soluciones que sean conductoras de la corriente eléctrica? Justifica.

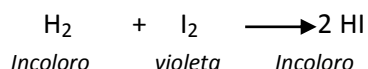
Equilibrio químico

Hasta el momento habíamos visto que en una reacción química las sustancias denominadas **reactivos** reaccionan entre sí para formar nuevas sustancias denominadas **productos** sin tener en cuenta que en la naturaleza la mayor parte de las reacciones químicas son **reversibles**. ¿Qué quiere decir que una reacción química sea reversible?:

Cuando estamos en presencia de una reacción química, los reactivos se combinan para formar productos a una determinada velocidad. Sin embargo, los productos también se combinan para formar reactivos. Es decir, la reacción toma también el sentido inverso y llega a un punto de equilibrio dinámico cuando ambas velocidades se igualan. Se dice que las reacciones químicas llegan a un **equilibrio químico**.



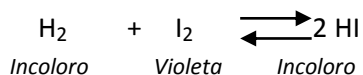
Por ejemplo, analicemos la siguiente reacción química entre el gas hidrógeno (H₂) y el gas Yodo (I₂). Si en un recipiente tengo gas hidrógeno y Yodo la reacción que se produce es la siguiente:



Si suponemos que tenemos 1 mol de hidrógeno y 1 mol de Yodo antes de producirse la reacción, el color de la mezcla de los dos gases en el recipiente es violeta (ya que el Yodo le da ese color). Cuando la reacción comienza a producirse, el color violeta va desapareciendo ya que el Yodo (I₂) reacciona con el hidrógeno (H₂) para dar Yoduro de hidrógeno (HI) que es incoloro.

Uno tendería a pensar que el color violeta va a desaparecer ya que el mol de Yodo reacciona con el mol de hidrógeno pero sin embargo, el color violeta se hace menos intenso pero sigue apareciendo. ¿A qué se debe?

Esto ocurre ya que el sistema llega al equilibrio porque es una reacción reversible; una parte del HI formado vuelve a transformarse en hidrógeno y Yodo manteniendo el color violeta del Yodo hasta que las velocidades de formación de productos se igualan a la de formación de reactivos (reacción inversa). Por este motivo la reacción puede expresarse de la siguiente manera:



Las dobles flechas en química simbolizan que la reacción es reversible.

Actividades

Lee y analiza el texto "Equilibrio químico" y responde las siguientes preguntas:

19. a. Define reactivos y productos de una reacción química.

b. ¿Qué significa que una reacción química sea reversible? Explica con tus palabras.

20. Analiza la reacción química que se explica en el texto entre el Hidrógeno (H₂) y el Yodo (I₂) contestando las siguientes preguntas:

a. Si tengo una mezcla en un recipiente de 1 mol de hidrógeno con 1 mol de Yodo, ¿Qué color tendrá dicha mezcla antes de reaccionar? ¿Por qué?

b. Escribe la reacción química producida e indica qué sustancias son reactivos y qué sustancias son productos. ¿Qué tipo de compuesto inorgánico se forma en dicha reacción?

c. ¿Qué significa la doble flecha en la reacción química?

d. ¿Qué color tendrá el recipiente luego de producirse la reacción? Explica por qué sucede esto.

e. ¿Qué color debería tener el recipiente luego de producirse la reacción si dicha reacción no fuese reversible? ¿Por qué?

f. En la naturaleza, ¿Las reacciones suelen ser mayormente reversibles o irreversibles?

¿Cómo alteramos el equilibrio para favorecer la formación de productos?

Cuando hablamos de equilibrio químico tenemos que tener en cuenta que a veces las reacciones inversas no suelen ser deseadas ya que obtenemos menos producto. Y si los ingresos de una industria dependen del producto formado entonces es importante que tengamos el mayor rendimiento en una reacción química. Por lo tanto, es conveniente tratar de llevar la reacción a la generación de mayor cantidad de productos, es decir alterar el equilibrio para formar más productos. Entre las variables que pueden alterarse para aumentar la cantidad de los productos se encuentran:

- Cambios en la presión del recipiente donde se produce la reacción (en caso de haber reactivos o productos gaseosos)
- Cambios en el volumen (también en caso de haber reactivos o productos gaseosos)
- Cambios en la cantidad de reactivos o productos (por ejemplo, cuando se retira el producto formado a medida que transcurre la reacción, el equilibrio se desplaza hacia la formación de mayor cantidad de productos)
- Cambios en la temperatura (muchas veces, aumentar o disminuir la temperatura en el lugar donde se produce la reacción química ayuda a formar más productos).

Reacciones a nivel industrial: El proceso Haber-Bosch

En química, el **proceso de Haber - Bosch** es la reacción de nitrógeno (N₂) e hidrógeno (H₂) gaseosos para producir amoníaco (NH₃). La importancia de la reacción radica en la dificultad de producir amoníaco a un nivel industrial. Alrededor del 78,1% del aire que nos rodea es nitrógeno molecular, N₂. El elemento como molécula diatómica gaseosa es muy estable y relativamente inerte debido al enlace triple que mantiene los dos átomos fuertemente unidos. No fue sino hasta los primeros años del siglo XX cuando este proceso fue desarrollado para obtener nitrógeno del aire y producir amoníaco, que al oxidarse forma nitritos y nitratos. Éstos son esenciales en los fertilizantes.



Como la reacción natural es muy lenta, se acelera con un catalizador de hierro (Fe^{3+}) y óxidos de aluminio (Al_2O_3) y potasio (K_2O). Un catalizador propiamente dicho es una sustancia que está presente en una reacción química en contacto físico con los reactivos, y acelera, induce o propicia dicha reacción **sin actuar en la misma**.

Además hay otros factores que aumentan el rendimiento de la reacción a nivel industrial, al desplazar el equilibrio de la reacción hacia los productos, son las condiciones de alta presión (150-300 atmósferas) y altas temperaturas (400-500°C). Y también suele retirarse el producto (amoníaco) a medida que la reacción progresa para forzar el equilibrio hacia la formación de amoníaco.

Actividades

- 21.** ¿Por qué muchas veces en la industria es necesario cambiar algunas variables en las reacciones químicas? Relaciona la respuesta con las reacciones reversibles y la economía de una industria.
- 22.** ¿Cuáles son las variables que podemos cambiar para favorecer la formación de productos en una reacción química reversible?
- 23.** Lee el fragmento del texto donde se explica el proceso Haber-Bosch para la obtención de amoníaco y realiza las siguientes actividades:
 - a.** Escribe la reacción de obtención de amoníaco en el proceso Haber-Bosch. ¿Qué tipo de compuesto inorgánico se forma?
 - b.** ¿Para qué se utiliza el amoníaco?
 - c.** ¿Qué variables se deben cambiar para favorecer la formación de productos en el proceso Haber-Bosch?
 - d.** ¿Qué es un catalizador? ¿Cuáles son los catalizadores que se utilizan en el proceso Haber-Bosch?

Tabla de estados de oxidación más comunes

Elemento	Símbolo	Número de Valencia	Elemento	Símbolo	Número de Valencia
Aluminio	Al	3	Astato	At	1, 3, 5 y 7
Arsénico	As	3 y 5	Bario	Ba	2
Azufre	S	2, 4 y 6	Bismuto	Bi	3 y 5
Berilio	Be	2	Bromo	Br	1,3,5 y 7
Boro	B	3	Calcio	Ca	2
Carbono	C	2 y 4	Cobalto	Co	2 y 3
Cinc	Zn	2	Cromo	Cr	2, 3, 4, 5 y 6
Cloro	Cl	1, 3, 5 y 7	Estaño	Sn	2 y 4
Cobre	Cu	1 y 2	Flúor	F	1
Estroncio	Sr	2	Hierro	Fe	2 y 3
Fósforo	P	1,3 y 5	Litio	Li	1
Hidrógeno	H	1	Manganeso	Mn	2, 3, 4, 6, 7
Magnesio	Mg	2	Molibdeno	Mo	2, 3, 4, 5 y 6
Mercurio	Hg	1 y 2	Níquel	Ni	2 y 3
Niobio	Nb	3	Oro	Au	1 y 3
Nitrógeno	N	3 y 5	Oxígeno	O	2
Plata	Ag	1	Platino	Pt	2 y 4
Plomo	Pb	2 y 4	Potasio	K	1
Selenio	Se	2, 4 y 6	Silicio	Si	4
Sodio	Na	1	Talio	Tl	1 y 3
Titanio	Ti	3 y 4	Yodo	I	1,3, 5 y 7

Entre las excepciones a las reglas de anhídridos para la nomenclatura tradicional están los óxidos de nitrógeno y óxidos de fósforo. Estos compuestos se nombran así:

N₂O Anhídrido hiponitroso

N₂O₃ Anhídrido nitroso

NO₂ Óxido nitroso

P₂O₃ Anhídrido fosforoso

P₂O₅ Anhídrido fosfórico

NO Óxido hiponitroso

N₂O₄ Óxido nitroso

N₂O₅ Anhídrido nítrico

PO₂ Óxido fosforoso

Tabla de electronegatividades

Period	1A												3A					4A	5A	6A	7A
	H	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Br	I	At			
1	2.1																				
2	1.0	1.5																			
3	0.9	1.2																			
4	0.8	1.0	1.3	1.5	1.6	1.6	1.5	1.8	1.8	1.8	1.9	1.7	1.6	1.8	2.0	2.4	2.8				
5	0.8	1.0	1.2	1.4	1.6	1.8	1.9	2.2	2.2	2.2	1.9	1.7	1.7	1.8	1.9	2.1	2.5				
6	0.7	0.9	1.1	1.3	1.5	1.7	1.9	2.2	2.2	2.2	2.4	1.9	1.8	1.8	1.9	2.0	2.2				
7	0.7	0.9	1.1	*Lanthanides: 1.1-1.3			†Actinides: 1.3-1.5														