

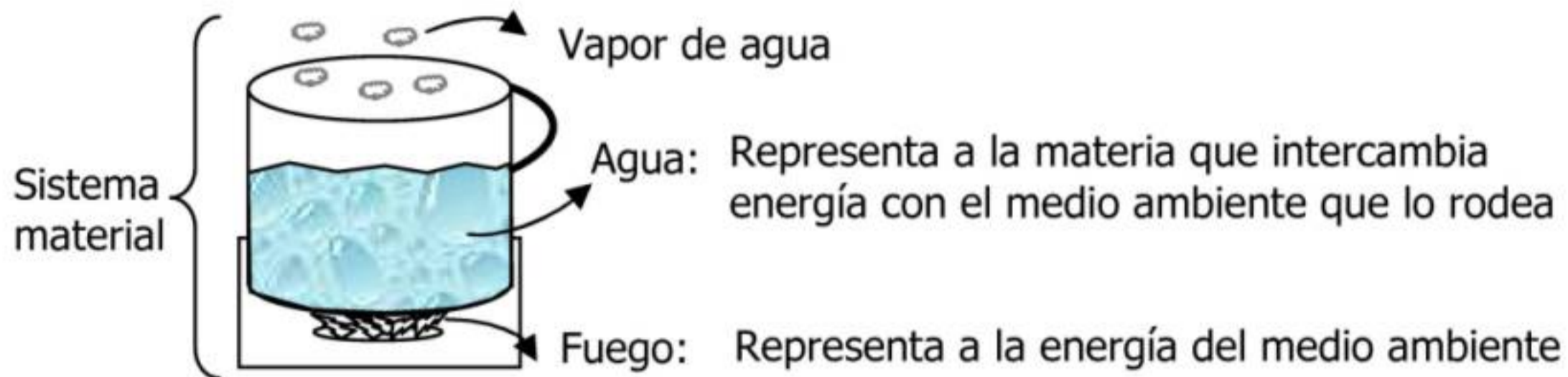
# Química



**Q01 - Sistemas Materiales**

## Sistemas materiales

Desde la química estudiaremos y conoceremos cómo es el mundo que nos rodea. Todos los objetos que nos rodean los llamaremos cuerpos. Dichos cuerpos están formados por materia y energía. Toda materia posee una masa determinada y por lo tanto, ocupa un lugar en el espacio o universo. Por esto mismo, la materia puede intercambiar con el medio ambiente materia y/o energía. Veamos el ejemplo del hervor del agua: aquí el agua (cuerpo o materia) hierve porque recibe la energía calórica del ambiente (o sea, del fuego) y de esta manera el agua líquida se transforma en vapor de agua, que se dispersa hacia el ambiente. Por esto mismo, consideramos a los cuerpos como un sistema material, ya que está continuamente relacionado con el ambiente.



Los sistemas materiales por estar íntimamente relacionado con el medio que los rodean, pueden cambiar de un estado de agregación a otro solamente por haber sufrido un cambio de temperatura o de presión desde el medio que los rodea.

La materia se puede encontrar en diferentes estados, según la relación con el ambiente que la rodea.

Estados de la materia: { Sólido  
Líquido  
Gaseoso

## Clasificación de sistemas materiales

Un sistema material puede estar formado una o más fases y de esta forma los clasificamos en:

Sistemas materiales { Homogéneos: 1 fase  
Heterogéneos: 2 ó más fases  
Inhomogéneos: Las fases no son distinguibles



Ejemplo: aceite

Homogéneo: 1 fase



Ejemplo: aceite y agua

Heterogéneo: 2 fases



Ejemplo: agua jabonosa

Inhomogéneo: fases no distinguibles

A su vez, todo sistema material homogéneo puede tener una o más componentes y de esta forma los clasificamos en:

Sistemas Homogéneos { Sustancias Puras: 1 componente { Simples: 1 especie de átomo  
Compuestas: 2 ó más especies de átomos  
Soluciones: 2 ó más componentes



Ejemplo: mercurio (Hg)

Sustancia pura: { 1 fase  
1 componente simple



Ejemplo: Agua (H<sub>2</sub>O)

Sustancia pura: { 1 fase  
1 componente compuesta



Ejemplo: agua salada (H<sub>2</sub>O + NaCl)

Solución: { 1 fase  
2 componentes compuestas

A su vez, todo sistema material puede tener o no fases distinguibles y por ello se clasifican en:

Sistemas Heterogéneos { 2 o más fases (distinguibles)  
1,2 o más componentes (simples o compuestas)

Sistemas Inhomogéneos { Fases no distinguibles  
1, 2 o más componentes



Ejemplo: aceite y agua (aceite y H<sub>2</sub>O)

Heterogéneos: { 2 fases  
2 componentes



Ejemplo: agua jabonosa (H<sub>2</sub>O y residuos de jabón)

Inhomogéneos: { Las fases no son distinguibles  
2 componentes

Cómo reconozco que un sistema material es homogéneo:

Si puedo reconocer a simple vista o a través del microscopio características uniformes a lo largo de todo el sistema material, entonces es un sistema homogéneo. En estos casos, las propiedades intensivas del sistema son iguales en cualquier parte del mismo y por eso se dice que el sistema homogéneo es de una sola fase.

Solución:

Si 2 ó más componentes pueden mezclarse (o sea son solubles entre sí) al sistema homogéneo lo llamaremos solución

Una solución está formada por un soluto y un solvente. El soluto es la componente en menor proporción y el solvente la componente en mayor proporción. Luego, veremos cómo separar los componentes de una solución.

Por ejemplo, el agua salada es un sistema material homogéneo llamado solución, ya que posee dos componentes (agua y sal) que se mezclaron para formar el sistema.

Sustancia Pura:

Si existe una única componente, al sistema homogéneo lo llamaremos: sustancia pura. En este caso, no podremos separar las componentes del sistema porque es una única componente.

Las sustancias puras serán los elementos de la Tabla Periódica.

Por ejemplo, un bloque de oro es un sistema material homogéneo llamado sustancia pura, ya que el único componente es el oro, y a su vez es un elemento de la Tabla Periódica.

Soluciones (2 ó más componentes)	{ Solute Solvente	{ Se pueden separar o fraccionar las componentes
Sustancias Puras (1 componente)	{ Elementos químicos de la Tabla Periódica	{ No se pueden separar las componentes

### Cómo reconozco que un sistema material es heterogéneo:

Si puedo reconocer a simple vista, dos o más fases diferentes en el sistema material, lo clasificaremos como sistema heterogéneo. En estos casos, llamaremos fase a la porción de sistema material con características particulares, y que no se mezcla con el resto del sistema material. Veremos que las propiedades intensivas no son uniformes a lo largo de todo sistema material completo, sino que cada fase tiene sus propiedades intensivas particulares.

### Cómo reconozco que un sistema material es inhomogéneo:

Si no puedo reconocer ninguna fase bien delimitada, diferenciada y definida, entonces el sistema es inhomogéneo. La atmósfera terrestre es un sistema inhomogéneo ya que presenta propiedades diferentes en toda su extensión. Por ejemplo, no tiene una fase definida de la concentración de oxígeno, sino que hay más presencia de oxígeno en la capa más cercana a la Tierra, y dicha concentración disminuye en las capas superiores.

### **Separación de fases: Sistemas heterogéneos**

Como dijimos, un sistema heterogéneo está formado por dos o más fases, y para estudiar al sistema material tendremos que analizar cada fase por separado. Por eso aprenderemos algunos métodos experimentales de separación de fases.

### **Métodos de separación de fases:**

#### Decantación con vaso de precipitado:

Es un método utilizado cuando observas bien diferenciada la fase líquida de la fase sólida. En este caso el sistema material se deja en reposo en un vaso de precipitado para que la fase líquida se separe de la fase sólida por diferencias en las densidades. Ejemplo: agua y arena. En este caso la arena que es el componente de mayor densidad (o más pesado), queda depositado en el fondo del recipiente; y el componente de menor densidad (o más liviano) queda suspendido por encima de la fase de arena. Al cabo de un tiempo, se puede volcar la fase líquida en otro recipiente, quedando así la fase sólida separada de la fase líquida.



Al cabo de un tiempo, el sistema decanta o precipita por diferencia de densidades para que se puedan separar las fases.



Vaso de precipitado con un sistema heterogéneo de 2 fases (agua y arena) y dos componentes ( $H_2O$  y arena)

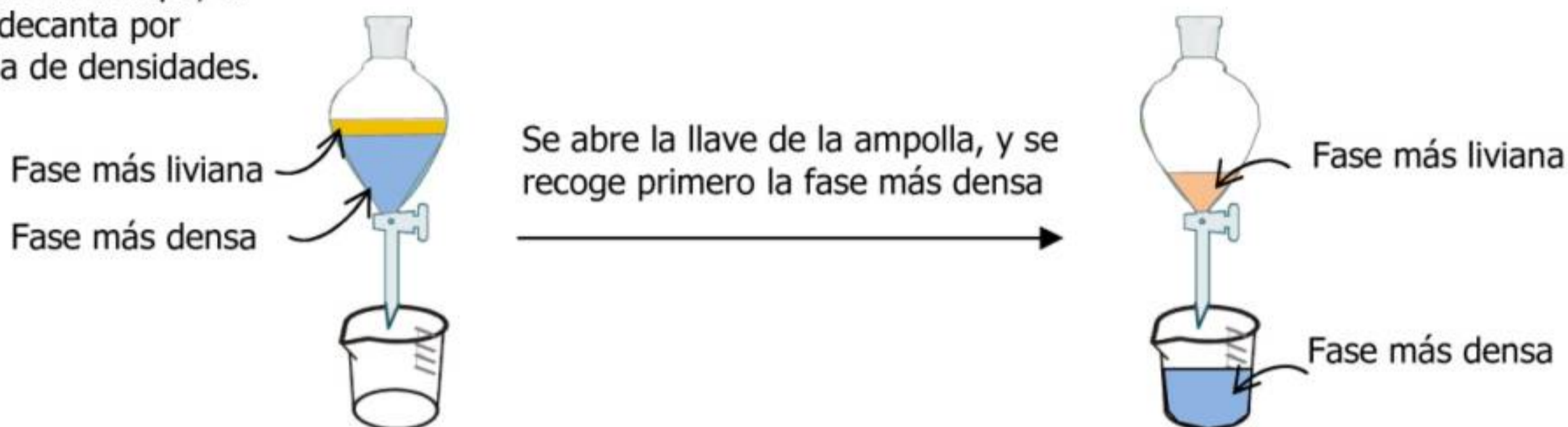
#### Decantación con ampolla:

Si observas 2 fases líquidas que no se mezclan (o sea inmiscibles) utilizamos el método de decantación con un instrumento especial llamado ampolla.

En este caso, si quisiéramos dejar en reposo el sistema en un vaso de precipitado y querer verter una de las fases en otro recipiente, al intentarlo se mezclarían las fases y fallaríamos en el intento por separar las fases. Por eso, para poder separar bien cada fase, usaremos la ampolla de decantación, en donde colocamos el sistema material heterogéneo con la llave de paso previamente cerrada.

Como consecuencia de la diferencia de densidades, la fase de mayor densidad queda abajo, y la fase de menor densidad queda por encima de la anterior. Luego de esperar un tiempo, abriremos la llave de paso hasta el límite de separación entre fases. De esta manera, recogeremos primero en un recipiente la fase más densa, logrando así, separar las fases.

Al cabo de un tiempo, el sistema decanta por diferencia de densidades.



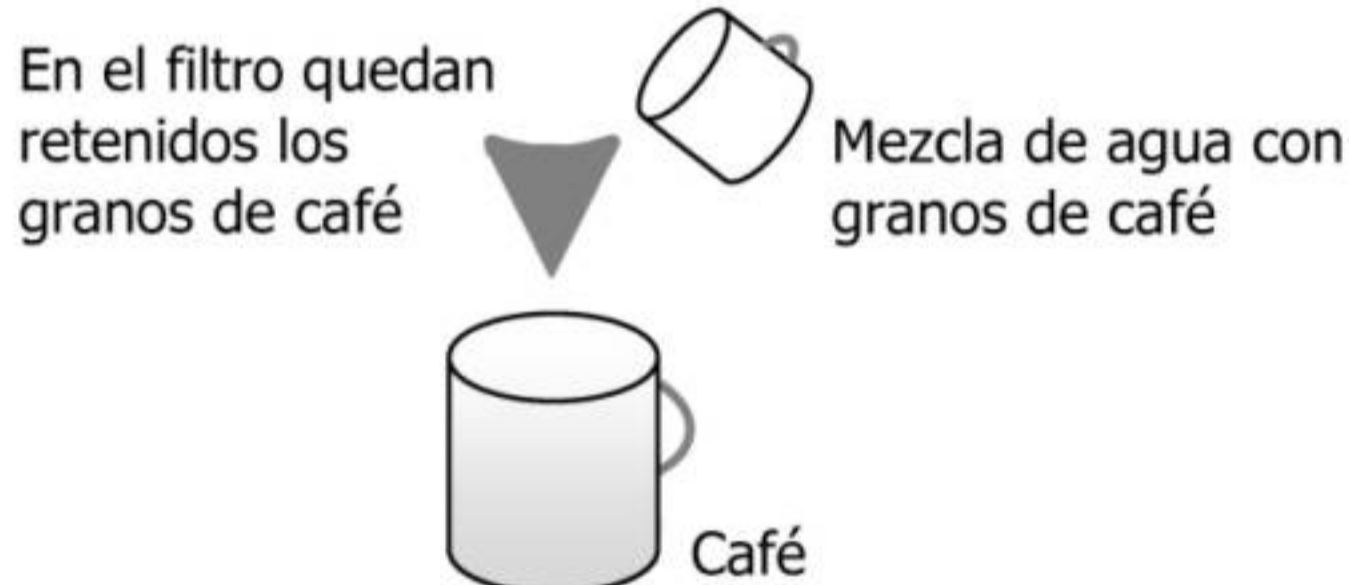
### Filtración:

Es un método utilizado cuando observas una fase sólida suspendida en una fase líquida.

Si la fase sólida son partículas apreciables a simple vista, podemos separar las fases vertiendo el sistema en un embudo con papel de filtro y recogiendo la fase líquida en un recipiente. De esta manera, la fase sólida quedaría retenida en el papel de filtro.

Por ejemplo, para preparar café de filtro (a partir de granos de café molido) se vierte la mezcla agua con granos de café a través de un filtro para separar la fase líquida "café" que se recoge en una taza y la fase sólida "granos de café" que queda retenida en el filtro de papel.

Ejemplo: Sistema heterogéneo



### Filtración en vacío

Este método se usa en los laboratorios para filtrar de manera precisa y rápida el componente sólido de un sistema. Se usa un embudo llamado embudo de Buchner con un filtro de papel y un recipiente llamado frasco Kitasato que dispone de un conector para la bomba de vacío.



### Centrifugación:

Es un método de separación de componentes en un sistema heterogéneo donde dichos componentes sólo son visibles al microscopio y presentan diferentes densidades. Por eso es muy usado en los laboratorios de análisis clínicos.

El método consta de verter el sistema material en un tubo de vidrio y colocarlo en un equipo llamado centrifugadora. Por efecto de las altas revoluciones de la centrifugadora, las partículas de mayor densidad quedan depositadas en el fondo del tubo de vidrio (o sea, sedimentan). De esta manera, queda separada la fase más densa de la más liviana. Luego la fase superior (la más liviana) se vierte en un tubo de vidrio nuevo.

Por ejemplo: si de una muestra de sangre necesitamos separar los diferentes componentes: glóbulos blancos, plaquetas, glóbulos rojos, etc., verteremos la muestra de sangre en un tubo de vidrio para luego, colocarlo en la centrifugadora. Al finalizar el equipo, tendremos en el tubo de vidrio un gradiente con las diferentes densidades de cada componente.



Tubo de vidrio con muestra de sangre



Luego de la centrifugación, podemos observar el gradiente de densidades de los distintos componentes del sistema material



Plaquetas  
Glóbulos blancos  
Glóbulos rojos

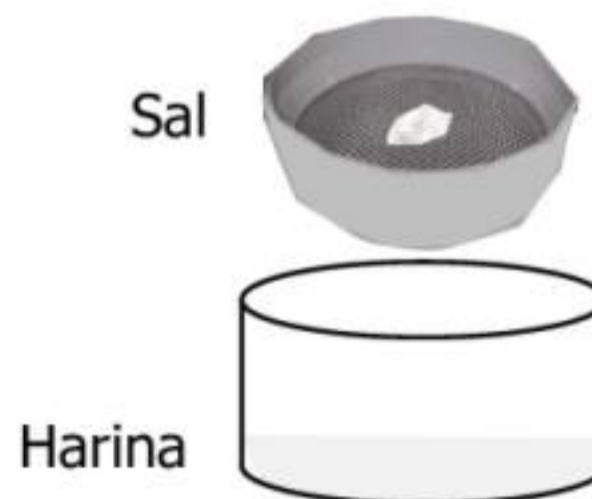
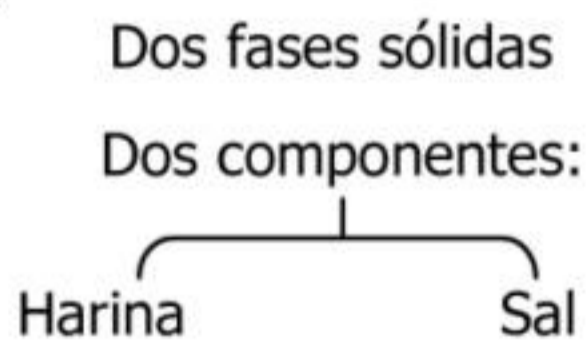
Si observas dos o más fases sólidas

**Tria:** es un método donde usamos una pinza para separar una fase sólida de otra. Si alguna de las fases sólidas es bien diferenciable a la vista en cuanto al tamaño y se pueden tomar los componentes con una pinza, entonces puedo usar este método. Por ejemplo, un balde de arena con piedras. En este caso puedo separar la fase de piedras con una pinza y recolectar todas las piedras en otro recipiente (elegí las piedras porque es de mayor tamaño que la arena). Al finalizar, obtendría las dos fases completamente separadas

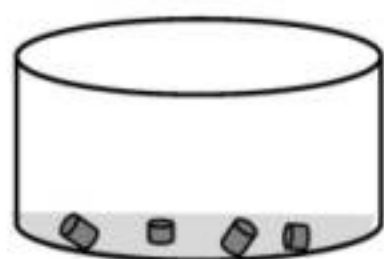
**Tamización:** este método se usa cuando las fases (ambas sólidas) presentan partículas de diferentes tamaños pero que no es posible usar una pinza para separar la fase.

Supongamos que tenemos un recipiente con sal gruesa y harina. Si bien son de tamaños diferentes, no puedo tomar con una pinza todos los granos de sal, por lo tanto, lo más conveniente y rápido es pasar el sistema material por un tamiz, el cual consta de una malla con pequeños orificios para que separe una fase sólida de la otra. De esta manera en otro recipiente recojo la fase que haya pasado por el tamiz o sea la de menor tamaño.

Ejemplo: Sistema heterogéneo

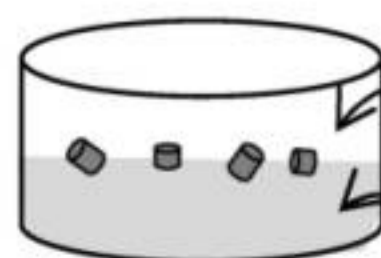


**Flotación:** este método lo vamos a usar cuando tenemos sólidos de diferentes densidades. Por ej. Arena y trozos de corcho. A este sistema le vamos a agregar agua, para que las porciones de corcho por tener menor densidad floten y se separen de la arena. Luego podremos separar el corcho y el agua con una tria, y el agua de la arena por decantación.



Corcho con arena

Agrego agua →



Corchos  
Agua con arena

**Levigación:** cuando tenemos dos fases sólidas con mínimas diferencias de densidad, y que por lo tanto no pueden separarse por flotación. Por ejemplo, cuando se busca oro, se hacen canales con desniveles para que cuando pase el torrente de agua, arrastre por el canal la mezcla de arena y oro, decante en los desniveles del canal (o sea se deposite en el fondo) el componente de menor densidad.

### Imantación:

Cuando tenemos fases sólidas y alguna de ellas es un metal, podemos usar las propiedades de magnetismo para separar una componente de la otra.



## **Fraccionamiento de un sistema homogéneo: soluciones**

Como dijimos, una solución presenta una única fase y según cada caso, incluye 2 ó más componentes. Para estudiar a la solución, tendremos que analizar cómo separar las componentes de este sistema homogéneo.

### **Métodos de separación de componentes:**

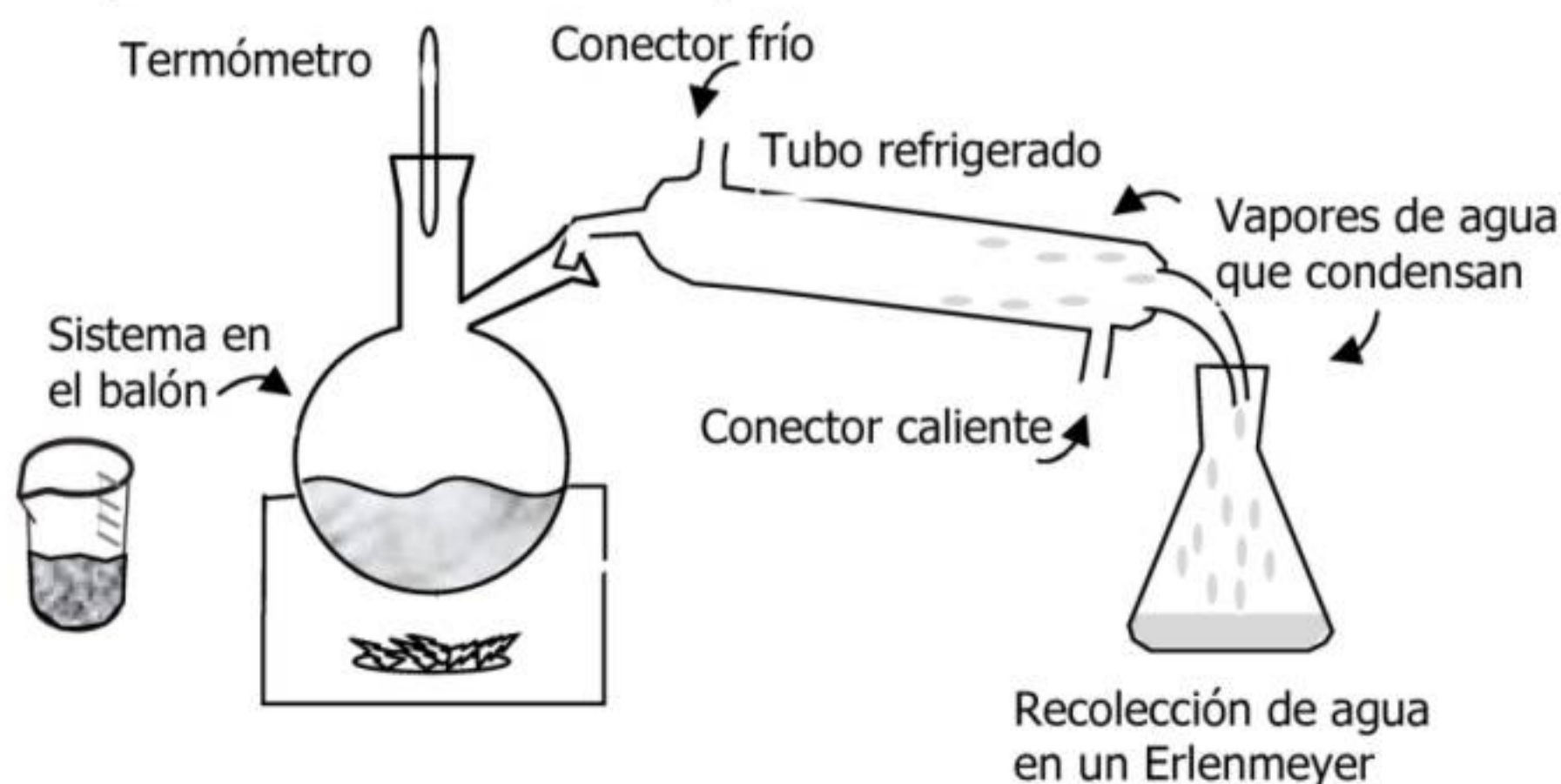
#### Destilación simple:

Sabemos que un sistema homogéneo tiene una única fase cuyas propiedades intensivas son iguales en toda su extensión. Esta única fase puede tener dos o más componentes y nuestro objetivo será separarlos (o bien, fraccionarlos). La destilación simple nos ayudará a fraccionar un sistema homogéneo cuyas componentes tengan puntos de ebullición diferentes. Por ejemplo podremos usar el método de destilación si queremos fraccionar agua salada en sus componentes de agua y sal, ya que el agua tiene punto de ebullición  $100^{\circ}\text{C}$  y la sal punto de ebullición aproximado de  $1700^{\circ}\text{C}$ .

A continuación se describen los pasos:

- 1° Colocamos el sistema en el balón
- 2° Conectamos el balón con un tubo refrigerado. Sellamos bien y colocamos un termómetro
- 3° Colocamos un recipiente debajo de tubo refrigerado
- 4° Calentamos el balón. Los primeros vapores que se desprenden son los del componente con menor punto de ebullición, en el caso los vapores de agua. Dichos vapores ascienden a través del balón y pasan por el tubo refrigerado produciendo la condensación de los vapores.
- 5° Continuamos calentando y aumentado la temperatura del sistema, hasta lograr que todo el agua haya pasado por el tubo y se haya evaporado y condensado. Así recogeremos agua en un recipiente llamado Erlenmeyer, producto de la destilación. En el balón quedarán cristales de sal (o sea, en estado sólido)

#### Esquema simplificado de destilación simple

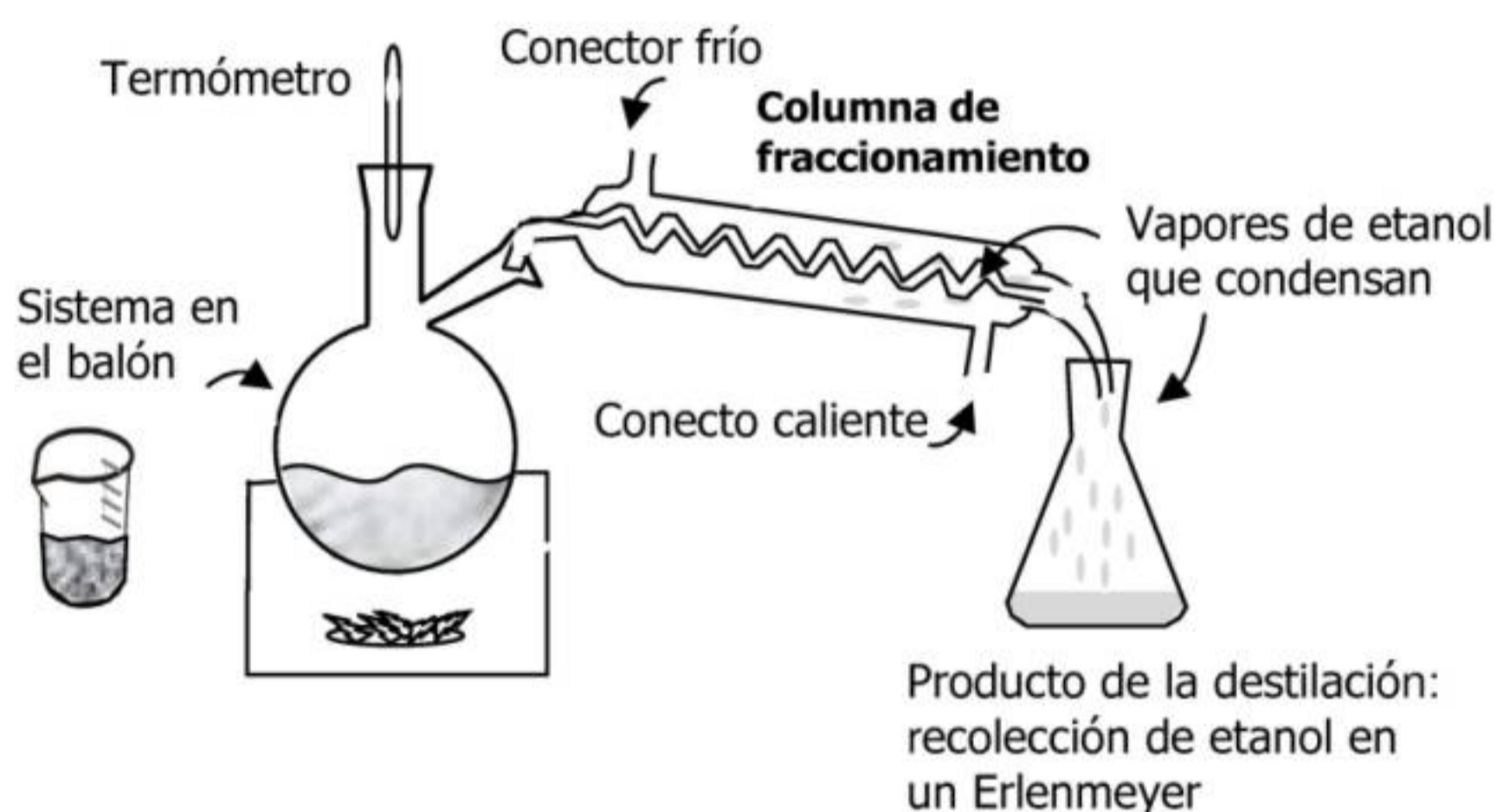


Cabe aclarar que el líquido (en este caso el agua) que se recoge no es 100 % puro ya que los primeros vapores condensados arrastran partículas del otro componente (en este caso la sal). Sin embargo, es un efectivo método de separación para sistemas homogéneos (soluciones) donde un soluto sólido es soluble, o se disuelve en un solvente.

### Destilación fraccionada:

Usaremos este método si los componentes del sistema homogéneo tienen puntos de ebullición diferentes y son dos líquidos solubles entre sí, o sea, que se mezclaron y forman una única fase uniforme. Por ejemplo, la solución agua (PE 100°C) con alcohol (etanol PE 75°C). El método es similar en todos los pasos enunciados en la destilación simple, salvo que se utiliza una columna de fraccionamiento refrigerada por donde los vapores de alcohol continúan evaporando y condensándose por cada espacio de dicha columna. Como el alcohol (etanol) tiene punto de ebullición menor al agua, esta componente será la que primero destile, o sea, los primeros vapores que se condensan y recogen son del alcohol.

### Esquema simplificado de destilación fraccionada

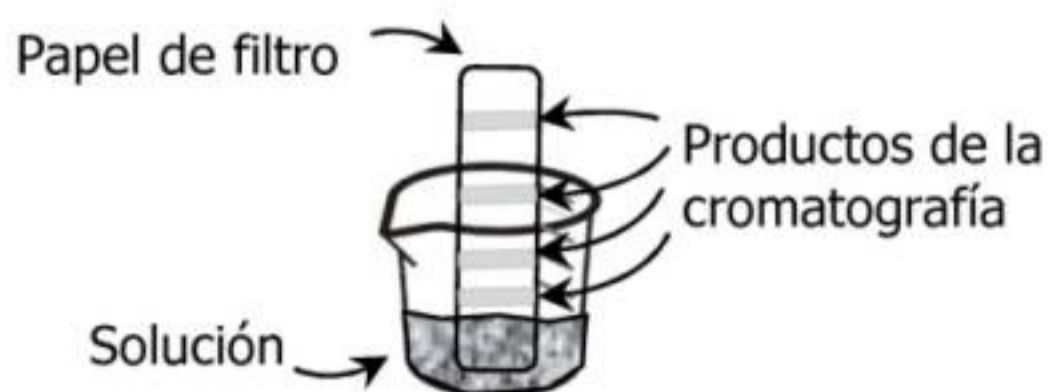


Cromatografía: este método nos permite separar los componentes (soluto) de una solución. Es muy utilizado en sistemas homogéneos no solo para separar los componentes, sino también para identificar los mismos según su masa molecular.

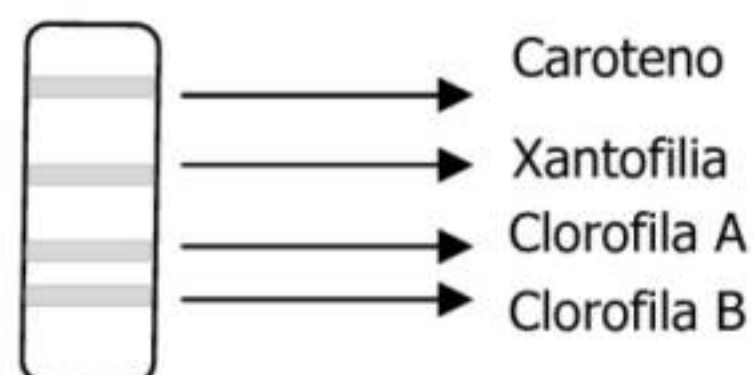
Los pasos son los siguientes:

Se embebe un papel de filtro absorbente en la solución. Luego de un tiempo veremos que los componentes ascienden por el filtro de papel absorbente gracias a la propiedad de capilaridad. Dichos componentes van a ascender según la afinidad con el solvente y con el soporte de papel.

De esta manera, se determinan bandas bien definidas a distintas distancias de la base del papel, observándose que el soluto que más se aleja del lugar de siembra (o que asciende por capilaridad) es el de menor masa molecular y de mayor afinidad por el solvente.



Identificación de los productos resultantes de la cromatografía



### **Composición centesimal de un sistema**

Además de separar las fases y componentes de un sistema material de manera experimental a través de técnicas e instrumentos, nos interesa saber qué porcentaje de masa se separa (del



sistema heterogéneo) o se fracciona (del sistema homogéneo). Para ellos aprenderemos algunos cálculos.

Cálculo de composición centesimal de un sistema heterogéneo:

En un sistema formado por 130g limadura de hierro, 50 g de trozos de corcho y 70 g de agua, calcular la composición centesimal del sistema.

1º Vamos a calcular la masa total del sistema:  $130g + 50g + 70g = 250g$

2º Vamos a calcular el porcentaje de la cantidad de masa de cada una de las fases:

Buscar la composición centesimal es calcular la cantidad masa de fase cada 100g de sistema (recordemos que la palabra centesimal se refiere al número 100)

Planteo para calcular cantidad en gramos de composición:

En 250g de sistema  $\longrightarrow$  hay 130 g de limaduras de Hierro  
En 100g de sistema  $\longrightarrow$  qué cantidad en gramos de limaduras de Hierro hay?

$$\frac{250g}{100g} = \frac{130g}{X} \quad X = \frac{130g \cdot 100g}{250g} \quad \text{Simplificamos} \quad \boxed{X = 52g \text{ De limaduras de Hierro}}$$

Planteo para calcular porcentaje de composición:

250g de sistema  $\longrightarrow$  es el 100 % de la composición total  
130g de limaduras de Hierro  $\longrightarrow$  qué porcentaje de composición es?

$$\frac{250g}{130g} = \frac{100\%}{X} \quad X = \frac{100\% \cdot 130g}{250g} \quad \text{Simplificamos} \quad \boxed{X = 52\% \text{ De limaduras de Hierro}}$$

Hasta ahora sólo tenemos la composición centesimal de la fase de limaduras de Hierro, así calculemos la composición centesimal de los trozos de corcho y del agua.

$$\frac{250g}{50g} = \frac{100\%}{X} \quad \boxed{X = 20\% \text{ De trozos de corcho}} \quad \frac{250g}{70g} = \frac{100\%}{X} \quad \boxed{X = 28\% \text{ De agua}}$$

Cálculo de composición centesimal de un sistema homogéneo (solución):

Una solución de agua salada presenta 32gs de agua (H<sub>2</sub>O) y 8g de sal (NaCl), ¿cuál es la composición centesimal de cada componente?

Masa total de la solución:  $32g + 8g = 40g$

$$\frac{40g}{8g} = \frac{100\%}{X} \quad \boxed{X = 20\% \text{ De sal (solute de la solución)}} \quad \frac{40g}{32g} = \frac{100\%}{X} \quad \boxed{X = 80\% \text{ De agua (solvente de la solución)}}$$

Cálculo de composición centesimal de un sistema homogéneo (sustancia pura):

¿Cuál es la composición centesimal de cada componente de la sustancia pura compuesta H<sub>2</sub>O?

Masa total de la sustancia pura:  $2 \cdot (1g) + 16g = 18g$  (la masa de cada átomo está en la Tabla Periódica)

$$\frac{18g}{2g} = \frac{100\%}{X} \quad \boxed{X = 11.11\% \text{ De Hidrógeno}} \quad \frac{18g}{16g} = \frac{100\%}{X} \quad \boxed{X = 88.88\% \text{ De Oxígeno}}$$

- 1) Responder brevemente las siguientes preguntas:
- 2) ¿Qué es un sistema material? ¿Cuál es su clasificación?
- 3) ¿Qué es una fase? ¿Qué es un componente?
- 4) ¿Con qué métodos se pueden separar un sistema heterogéneo?
- 5) ¿Con qué métodos se pueden separar un sistema homogéneo?
- 6) Dar 3 ejemplos de sistema heterogéneo y 3 ejemplos de homogéneo. Indicar el número de fases y el número de componentes
- 7) A los mismos 6 ejemplos anteriores, nombrar el método separativo más apropiado e indicar el paso a paso hasta obtener todas las fases o componentes separados.

8) Clasificar los siguientes sistemas como soluciones o sustancias puras

	Solución	Sustancia Pura		Solución	Sustancia Pura
Agua			Te con leche		
Hierro			Acero		
Talco			Arena		
Polvo de jugo diluido con agua			Oxígeno		
Carbono			Almibar		
Agua de mar			Agua sucia con tierra		
Aluminio			Vino diluido con soda		
Vidrio			Lavandina		
Plástico			Bronce		

9) Clasificar los siguientes sistemas materiales e indicar N° de fases y el N° de componentes:

	Homogéneo	Heterogéneo	N° Fases	N° Componentes
Agua dulce				
Vapor de agua				
Galletitas saladas				
Agua con alcohol				
Niebla				
Cobre				
Flan				
Café con leche				
Ensalada de frutas				

10) Dar un ejemplo de cada uno de los sistemas materiales formados por :

- 1 fase 1 componente
- 1 fase 2 componentes
- 1 fase 3 componentes
- 2 fases 1 componente
- 2 fases 2 componentes
- 2 fases 3 componentes
- 3 fases 1 componente
- 3 fases 2 componentes
- 3 fases 3 componentes

Ejemplo de sistema material


11) Un sistema material está formado por jugo de naranja exprimido y agua

- a) Clasificar el sistema
- b) Indicar cuántas fases hay y cuáles son
- c) Indicar cuántos componentes ha y cuáles son
- d) Escribir los pasos para separar todas las fases y todos los componentes

12) Un sistema material está formado por arena y piedras:

- Clasificar el sistema
- Indicar cuántas fases hay y cuáles son
- Indicar cuántos componentes ha y cuáles son
- Escribir los pasos para separar todas las fases y todos los componentes

13) Un sistema material está formado por tierra, hojas de árbol y ramas:

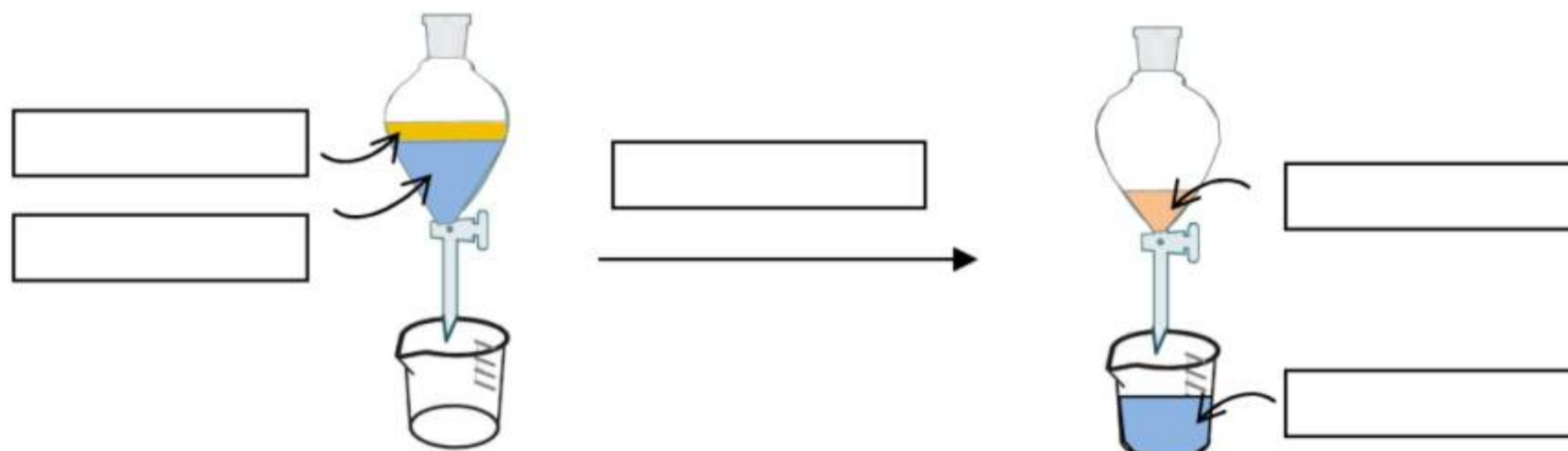
- Clasificar el sistema
- Indicar cuántas fases hay y cuáles son
- Indicar cuántos componentes ha y cuáles son
- Escribir los pasos para separar todas las fases y todos los componentes

14) Un sistema material está formado por naftalina en polvo, limaduras de cobre y trozos de telgopor:

- Clasificar el sistema
- Indicar cuántas fases hay y cuáles son
- Indicar cuántos componentes ha y cuáles son
- Escribir los pasos para separar todas las fases y todos los componentes

15) Se quiere separar un sistema formado por agua y aceite y para ello se usa la ampolla de decantación, completar los cuadros como corresponda en cada caso

Nombre del sistema y clasificación: \_\_\_\_\_



16) Para cada uno de los siguientes sistemas materiales indicar:

- Clasificar el sistema
- Indicar número de fases y cuáles son
- Indicar número de componentes y cuáles son
- Indicar el paso a paso para separar todas las fases y todos los componentes

- Clavos y talco
- Arroz con leche
- Agua con pedacitos de telgopor
- Te con leche
- Mezcla de corcho con arena
- Limaduras de hierro en un vaso con agua
- Polvo de jugo diluido con agua

Tipo de sistema	Nº Fases	Nº Componentes	Métodos separativos

17) Clasificar los siguientes sistemas materiales como homogéneo y heterogéneo e indicar número de fases y el número de componentes:

	Homogéneo	Heterogéneo	Nº Fases	Nº Componentes
Sopa				
Rodaja de pan de salvado				
Leche				
Polvo de carbón en agua				
Vaso de vino				
Gelatina con frutas				
Agua saborizada				
Fluor				
Vaso de agua con hielo				

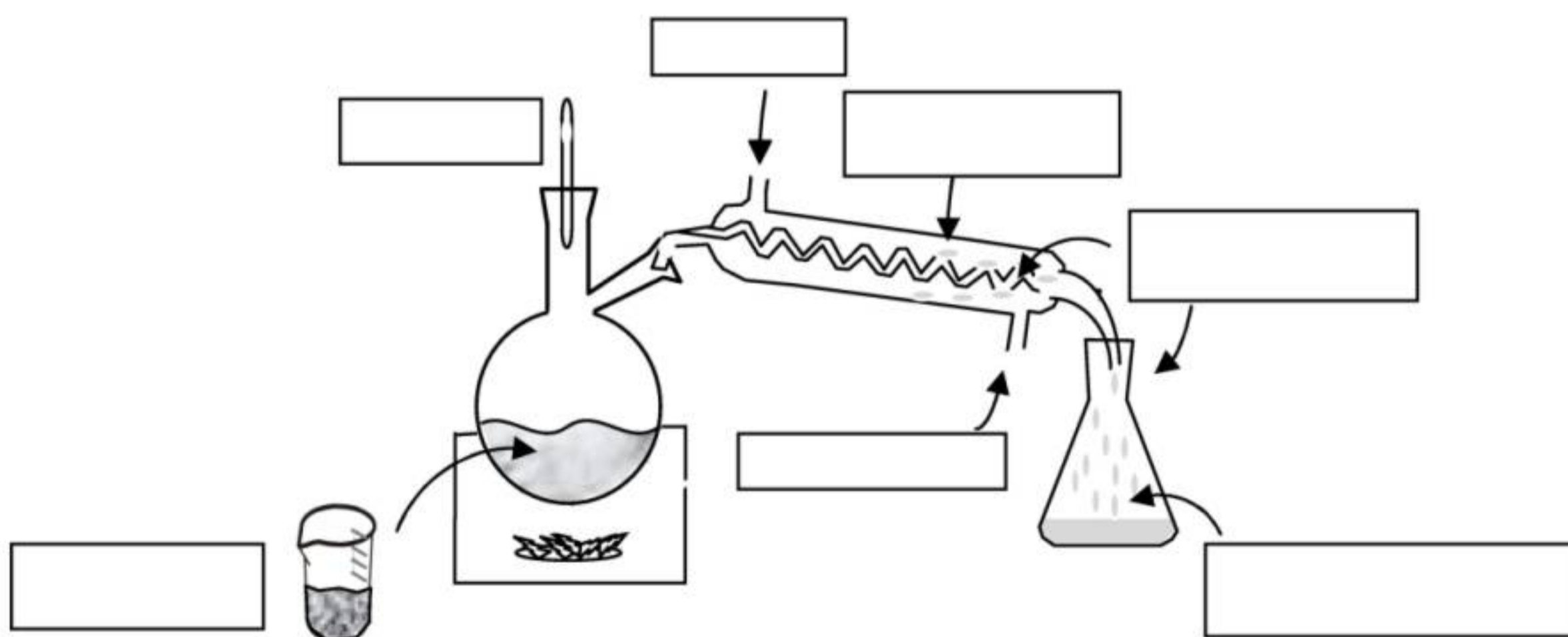
18) Dar un ejemplo de sistema heterogéneo formado por tres fases que se puedan separar por decantación y tría

19) Dar un ejemplo de sistema heterogéneo formado por dos fases que se puedan separar imantación y tamización

20) Dar un ejemplo de sistema heterogéneo formado por tres fases que se puedan separar por flotación y tría

21) Se quiere fraccionar un sistema formado por agua y alcohol y para ello se usa un equipo de destilación fraccionada, completar los cuadros como corresponda en cada caso

Nombre del sistema y clasificación: \_\_\_\_\_



22) Dar un ejemplo de sistema homogéneo formado por dos componentes que se puedan fraccionar por destilación simple

23) Dar un ejemplo de sistema homogéneo formado por tres componentes que se puedan fraccionar por destilación fraccionada

24) El vino es una solución formada por agua, alcohol y otros solutos sólidos en menor proporción, ¿a través de qué método fraccionarías el sistema para obtener todos los componentes por separado?

25) Un sistema heterogéneo contiene Hierro, aceite y agua. La composición centesimal de la fase aceite es 25% y de la fase agua es 60%, cuál es la composición centesimal de la fase Hierro?

26) Calcular la composición centesimal de cada componente en una solución formada por 169g de agua, 65 g de sal y 91 g de azúcar.

27) Un sistema heterogéneo está formado por dos fases, calcular la masa total y la composición centesimal de la 1° fase

Masa total	Fase 1 (g)	Fase 2 (g)	Fase 1 (%)	Fase 2 (%)
	17.25	57.75		77.0%
	14	98		87.5%
	115.2	140.8		55.0%
	13.86	28.14		67.0%
	18.84	138.16		88.0%
	6.48	74.52		92.0%
	328.6	201.4		38.0%
	149.6	190.4		56.0%
	22.25	66.75		75.0%
	78.84	67.16		46.0%

28) Un sistema heterogéneo está formado por tres fases, calcular la masa total y la composición centesimal de la 1° y 2° fase

Masa total	Fase 1 (g)	Fase 2 (g)	Fase 3 (g)	Fase 1 (%)	Fase 2 (%)	Fase 3 (%)
	24.86	51.98	149.16			66.0%
	288.6	48.75	52.65			13.5%
	24.18	117	118.82			45.7%
	18.24	31.68	46.08			48.0%
	176.4	58.8	254.8			52.0%
	39	20.8	200.2			77.0%
	50.58	174.22	56.2			20.0%
	28.42	43.12	26.46			27.0%
	23.8	29.75	65.45			55.0%
	36.57	85.86	36.57			23.0%

29) Un sistema heterogéneo está formado por 4% de cobre, 18% de trozos de corcho y el resto de arena. Partiendo de 150g de sistema material, ¿cuál es la proporción en gramos de cada una de las fases? Escribir los pasos y métodos para la separación de las fases de dicho sistema.

30) Tengo que preparar una 1000g de jugo de manzana en una jarra. Quiero que contenga un 80% de agua. ¿Cuántos gramos de polvo de manzana tengo que disolver para lograr 1000g de jugo?

# Química



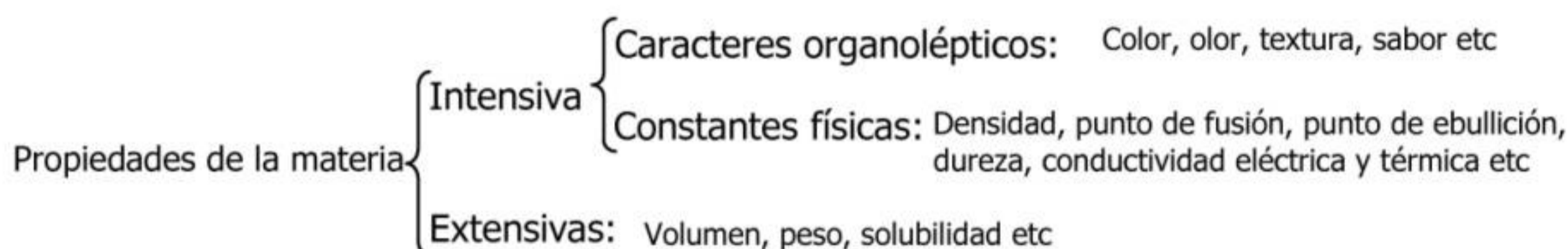
**Q02 - Propiedades de la Materia**

## Propiedades de la materia

Son las características de la materia que podemos percibir con los sentidos (el tacto, el olfato, el gusto, el oído, la vista) o bien por medio de instrumentos, para ayudarnos a identificar la sustancia.

Si la característica del material varía según la cantidad de masa, la llamaremos propiedad extensiva. Por ejemplo, el volumen, el peso, la solubilidad son propiedades que dependen o varían según la masa del cuerpo.

En cambio, si la propiedad no depende de la masa del cuerpo, la llamaremos propiedad intensiva. A su vez podemos clasificar en: los caracteres organolépticos y las constantes físicas. Los primeros son las propiedades (que no depende de la masa del cuerpo) y que podemos percibir con los sentidos de tacto, olfato, gusto etc. Y las segundas son las propiedades que tampoco depende de la masa del cuerpo y que se determinan a través de instrumentos de medición en el laboratorio



## Densidad

Es la relación entre la masa y el volumen que ocupa dicha sustancia. Es una propiedad específica de cada materia, y no depende de la cantidad de materia ya que si aumenta (o disminuye) la masa, aumenta (o disminuye) el volumen que ocupa dicha masa. Por eso es una propiedad intensiva.

$$\text{Densidad } (\delta) = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Recordemos: la equivalencia entre volumen y capacidad está dada por  $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$

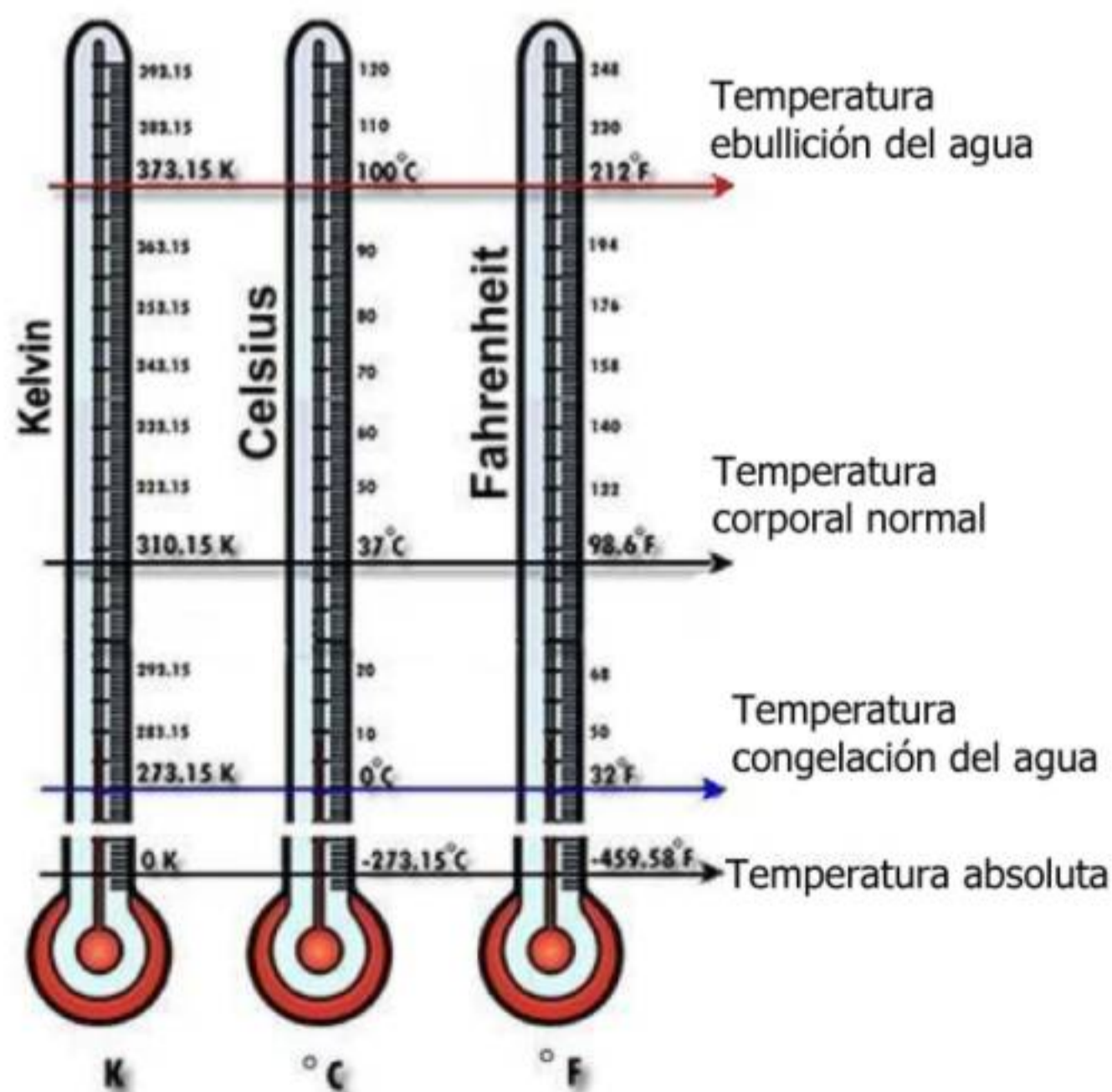
O bien también puede expresarse como  $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$

En SIMELA las unidades son  $\text{kg/m}^3$

La densidad suele expresarse como  $\text{g/mL}$  o bien,  $\text{g/cm}^3$  (ambas son unidades equivalentes)

## Punto de ebullición

Es la temperatura en la cual una sustancia cambia del estado líquido al estado vapor, mientras que la presión interna del líquido se iguala con la presión externa o atmosférica. Mientras ocurre el cambio de estado, la temperatura de ebullición permanece constante en todo el proceso. A continuación se indican las escalas de temperatura:



Tanto la escala en Celsius como la escala en Kelvin la diferencia entre el punto de ebullición y el punto de fusión son 100 grados o unidades. En cambio, en la escala Fahrenheit la diferencia es de 180° grados o unidades.

La temperatura se puede expresar en cualquiera de las tres escalas. Por ejemplo el pronóstico del tiempo en Argentina se nombran las temperaturas en la escala Celsius. En cambio, en Inglaterra, se nombran en escala Fahrenheit.

Temperatura Fahrenheit a Celsius  $T(^{\circ}\text{C}) = (^{\circ}\text{F} - 32^{\circ}\text{F}) \cdot \frac{5^{\circ}\text{C}}{9^{\circ}\text{F}}$

Temperatura Celsius a Fahrenheit  $T(^{\circ}\text{F}) = (^{\circ}\text{C}) \cdot \frac{9^{\circ}\text{F}}{5^{\circ}\text{C}} + 32^{\circ}\text{F}$

Temperatura Kelvin a Celsius  $T(^{\circ}\text{C}) = (K) - 273$

Temperatura Celsius a Kelvin  $T(K) = (^{\circ}\text{C}) + 273$

### **Punto de fusión**

Es la temperatura a la cual en una sustancia conviven (o coexisten) en equilibrio el estado sólido y el estado líquido al mismo tiempo. Por eso en la mayoría de las sustancias el punto de fusión es igual al punto de solidificación. Por otra parte, mientras ocurre el proceso, la temperatura de fusión permanece constante. Así por ejemplo a presión atmosférica normal de 1 atm el punto de fusión del agua es 0 °C y en equilibrio con el mismo punto de solidificación.

### **Dureza**

Es una propiedad intensiva, ya que la característica de dureza no depende de la cantidad de masa, sino del tipo de material. Experimentalmente, el grado de dureza se mide rayando el material sólido. De esta manera, se forma un surco y se mide la profundidad del mismo. Cuanto más profundo sea, menor valor de dureza tendrá (o sea, será mas blando que otro material).

### **Conductividad eléctrica y térmica**

Es una propiedad intensiva, o sea, que no depende de la masa de la sustancia y se refiere a la capacidad de dicha sustancia de conducir a través de sí mismo la corriente eléctrica (conductividad eléctrica) o el calor (conductividad térmica)

Un ejemplo de conductividad térmica se observa cuando un recipiente de metal puesto al fuego conduce calor para lograr calentar el contenido.

Un ejemplo de conductividad eléctrica es el agua

### **Volumen**

Es una propiedad extensiva porque depende de la cantidad de masa: al aumentar la masa, aumenta el volumen, que se observa a simple vista por el aumento de tamaño de la sustancia.

Por ejemplo, no es lo mismo una botella de un litro de agua que una botella de dos litros de agua, ya que al aumentar la masa de agua, aumenta el volumen del mismo.



1) Responder brevemente las siguientes preguntas:

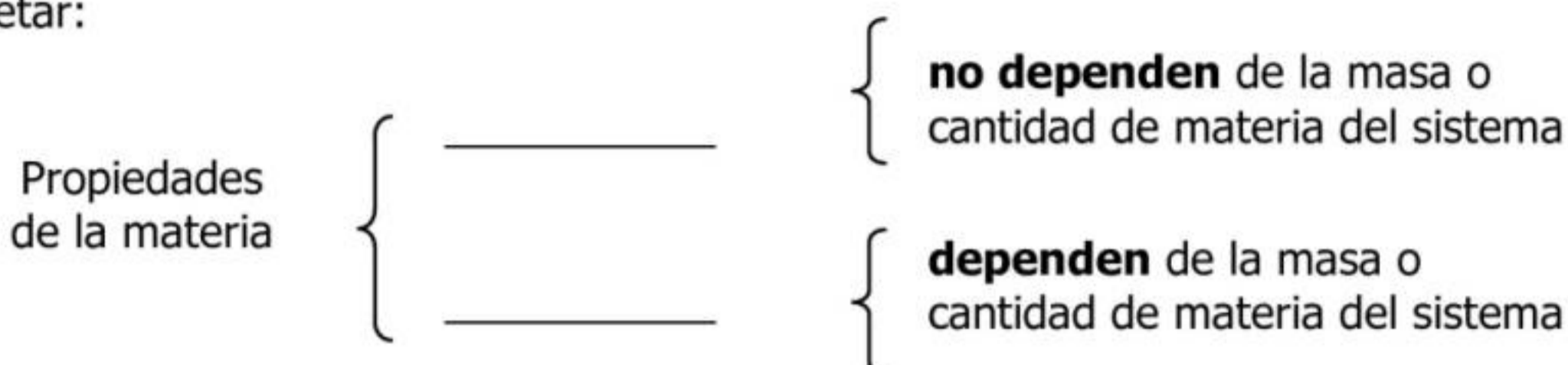
¿Qué es una propiedad intensiva? - Dar 3 ejemplos

¿Qué es una propiedad extensiva? - Dar 3 ejemplos

¿Cómo se detecta el carácter organoléptico de una sustancia? - Dar 3 ejemplos

¿Cómo se determina la constante física de una sustancia? - Dar 3 ejemplos

2) Completar:



3) Dibujar y marcar en las tres escalas: la temperatura del ambiente donde te encuentres, la temperatura corporal normal, la temperatura de un cubo de agua helada y la temperatura del vapor de agua.

4) Completar:

°C	K	°F
108		
72		
		115
		20
	291	
	480	
9		
441		

°C	K	°F
		100
		50
	354	
	543	
333		
	336	
		300
		25

5) Ordenar en forma creciente las siguientes temperaturas:

-85°C , 150°C , 291K, -5°C, 20°F, 115°F, 0°C, 328K, 25°F, 300°C, 55°F, -33°C, 100°C

4) Buscar e investigar cuál es el material más blando y cuál es el material más duro que existe en la naturaleza

5) Responder V o F

\*Las propiedades extensivas de la materia dependen de la cantidad de masa del cuerpo

\*Si tengo 1 Litro de una sustancia es equivalente a decir que tengo 1 dm<sup>3</sup> de sustancia

\*Los caracteres organolépticos son propiedades intensivas

- \*El punto de fusión es la temperatura a la cual hierve una sustancia que se encuentra en estado de vapor
- \*Para medir el grado de dureza, cuanto más profundo sea el surco, más blando es el material
- \*Si un metal se funde a 1200 °C es equivalente a decir que se funde a 927 K

6) Ordenar en forma creciente los siguientes volúmenes:  
100 cm<sup>3</sup> , 15 mL , 78 dm<sup>3</sup> , 24mL , 55 cm<sup>3</sup> , 1 L , 200 mL, 721 dm<sup>3</sup> , 81 cm<sup>3</sup>, 1.5 mL

7) Sabiendo la fórmula de densidad, completar los siguientes datos.

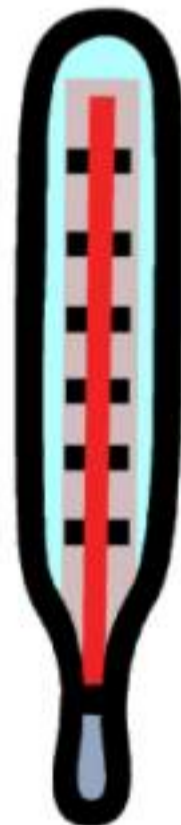
Masa (g)	Volumen (ml)	Densidad (g/ml)
75	6	
187.5	25	
87		5.8
202.8		10.4
	23	4.9
	3.5	6.1
31.98	12.3	
200.64	13.2	

Masa (g)	Volumen (ml)	Densidad (g/ml)
90		7.5
225		37.5
	15	8.7
	13	19.5
172.84	11.6	
419.04	14.4	
	4.5	8.8
316.59	17.3	

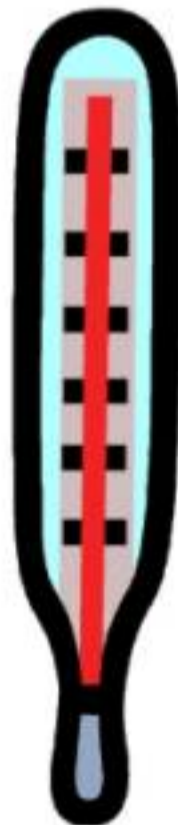
8) Escribir y marcar en los termómetros, la temperatura de punto de fusión y punto de ebullición de las siguientes sustancias:

**Sodio**

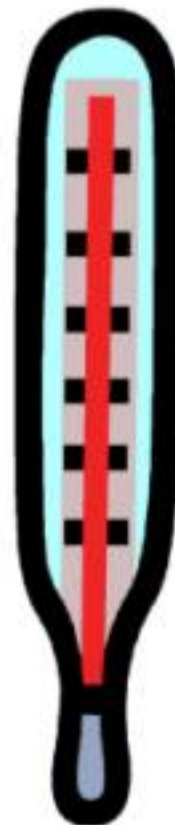
Celsius



Kelvin

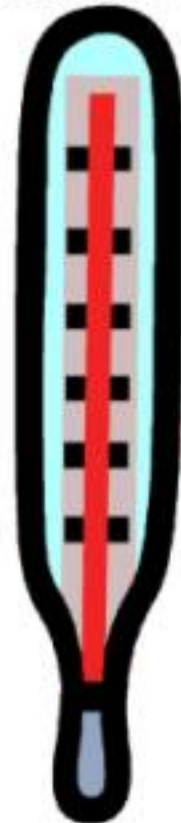


Fahrenheit

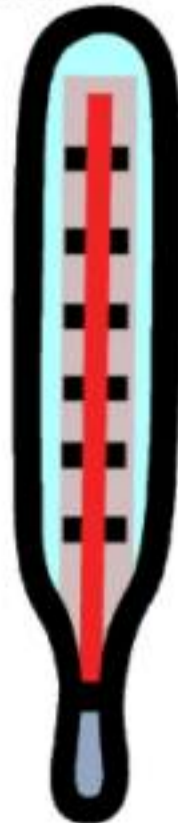


**AGUA**

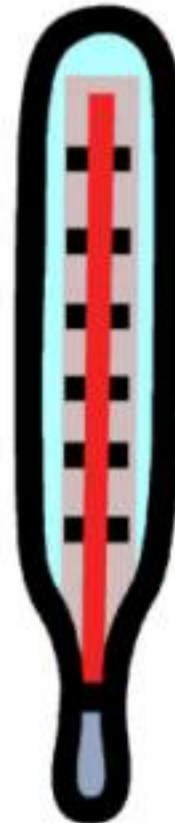
Celsius



Kelvin



Fahrenheit



# Química



## Q03 - Cambios de Estado

## Estados de la materia

Todos los objetos que nos rodean se llaman cuerpos. Todos los cuerpos están formados por materia y energía. Toda materia ocupa un lugar en el espacio ya que posee masa. Dicha materia se encuentra en contacto con el ambiente que la rodea, con el cual intercambia materia y/o energía. Por ejemplo, cuando hierve un jarro con agua, el líquido recibe la energía calórica del ambiente (o sea, del fuego) y de esta manera el agua líquida se transforma en vapor de agua, cuyo vapor se dispersa en el ambiente. Por esto mismo, consideramos a los cuerpos como un sistema material, ya que está continuamente relacionado con el ambiente.

Según la relación con el ambiente, la materia se puede encontrar en tres estados diferentes:

Estados de la materia: {  
Sólido  
Líquido  
Gaseoso

Vamos a estudiar los estados de la materia según la teoría de la energía cinética molecular. Para esto, aprenderemos algunos conceptos básicos:


\*La energía cinética molecular representa al movimiento que tienen las partículas dentro de la materia.


\*Las partículas dentro de la materia se "mueven libremente" y de manera continua y lo hacen a determinadas velocidades.

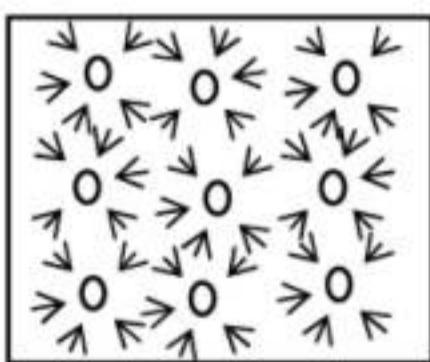
Así por ejemplo en un bloque de hielo (estado sólido) las moléculas de agua se mueven a menor velocidad que en estado líquido.

También vamos a analizar las fuerzas de atracción (o de cohesión) y las fuerzas de repulsión entre partículas que forman la materia. De este concepto definiremos cuál es la forma que adoptan los estados de la materia. Por ejemplo, las partículas del estado sólido tienen fuerzas de atracción mucho más fuertes que las partículas de un cuerpo en estado gaseoso.

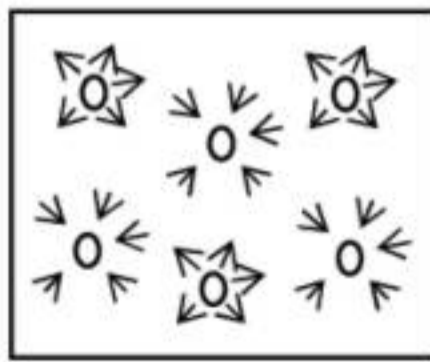
### Representación de las fuerzas de atracción y repulsión en cada estado

Partícula con fuerzas de atracción: 

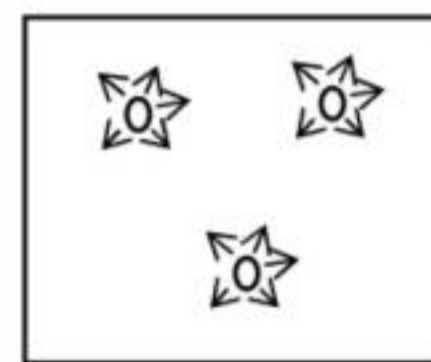
Partícula con fuerzas de repulsión: 



En el estado sólido predominan las fuerzas de atracción



En el estado líquido las fuerzas de atracción y las de repulsión se equilibran



En el estado gaseoso predominan las fuerzas de repulsión

### Estado sólido:

Hay diversos materiales que se encuentran en estado sólido. Podemos encontrar metales, plásticos, alimentos, cerámicas, etc.

## Propiedades del los sólidos:

- \*Tienen forma propia.
- \*La forma de los sólidos se deben al ordenamiento espacial de las partículas que las componen.
- \*Internamente, las partículas de los sólidos se ordenan formando **redes cristalinas**
- \*En la estructura del sólido, los espacios entre partículas son muy reducidos
- \*Las fuerzas de cohesión (o atracción) de las partículas entre sí, son muy fuertes porque las partículas se encuentran muy cerca unas con otras. Así permiten que se mantenga la estructura interna o red cristalina del sólido, de modo que su forma no cambie.
- \*Las partículas que forman el sólido se mueven muy lentamente o sea, su energía cinética es muy baja, ya que si no se rompería la estructura interna cristalina y el sólido perdería la forma.
- \*Debido a que las partículas del sólido se mueven muy lentamente, permite que el volumen y la forma del solido no varíe
- \*Los sólidos son poco compresibles. O sea, que se debe aplicar mucha presión para apenas comprimirlos.

Estructura cristalina de un sólido donde se representan con esferas las diferentes partículas ordenadas y las fuerzas de atracción



Hay algunos sólidos como los metales que tienen características adicionales:

- \*Los metales son maleables y dúctiles, o sea, que permiten ser deformados. Según cada metal, será necesario aplicar altas temperaturas o no. Por ejemplo, el aluminio se deforma a temperatura ambiente, pero el acero se deforma a muy altas temperaturas.
- \*Los metales presentan brillo y la característica física de dilatación.
- \*Son muy buenos conductores eléctricos y térmicos. Por ejemplo, el cobre es el conductor de la corriente eléctrica que llega a nuestras casas desde la empresa que la provee. Y también podemos observar que un jarro de acero conduce el calor del fuego para calentar un líquido.

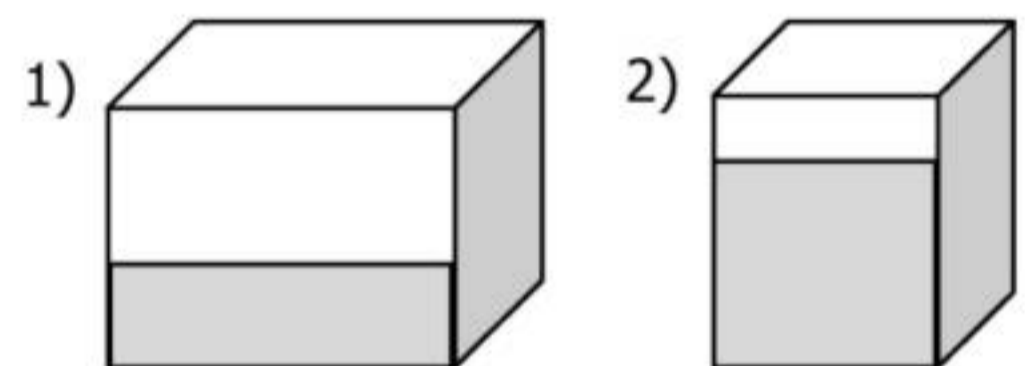
## Líquidos

Hay diferente tipos de líquidos. Podemos nombrar al agua, al jugo de una fruta, al aceite de un auto o al mercurio de un termómetro

## Propiedades de los líquidos

- \*No tienen forma propia, sino que adquieren la forma del recipiente en donde se encuentren.
- \*El volumen se mantiene constante.
- \*Los líquidos son incompresibles, ya que al aplicar presión no se deforman o comprimen.
- \*Las partículas que forman los líquidos se ordenan en láminas o planos que se deslizan unos sobre otros. Por eso, se dice que los líquidos **fluyen**
- \*Las partículas de los líquidos se encuentran más distanciadas, que lo que sucede entre partículas de un sólido
- \*Los líquidos presentan tensión superficial.
- \*Los líquidos son viscosos. Por ejemplo, el aceite.

Como decíamos antes el volumen de un líquido se mantiene constante y su forma se adapta al recipiente que lo contiene. Por ejemplo, en el primer caso la cantidad de líquido se mantuvo igual pero la forma varió ya que adoptó la forma del segundo recipiente

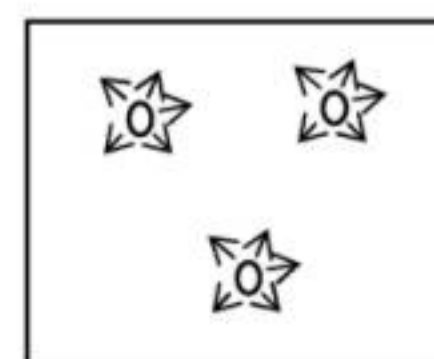


## Gases

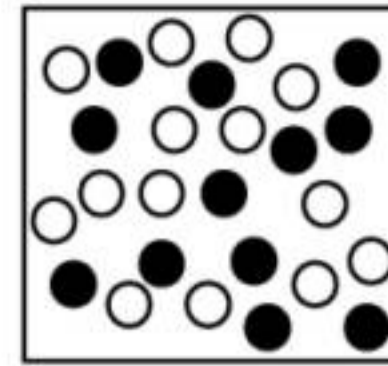
- \*No tienen forma propia, sino que ocupan todo espacio que puedan
- \*No tienen volumen propio
- \*Al no tener forma propia, los gases tienen la propiedad de expansibilidad, ya que las fuerzas que unen a las partículas entre sí, son de repulsión
- \*Los espacios entre las partículas unidas por fuerzas de repulsión son muy grandes
- \*Son compresibles, ya que al tener un gas en un recipiente cerrado y aplicar compresión, las partículas de gas se repelen entre sí por las fuerzas de repulsión que las unen, generando lo que llamamos presión. Desde el punto de vista molecular, la presión de un gas en un recipiente cerrado es generada por la continua repulsión entre partículas y choque contra las paredes del recipiente
- \*Los gases fluyen unos con otros
- \*Por ser un fluido, los gases se difunden o se mezclan las partículas de un tipo de gas con otro tipo de gas.

### Esquema de presión interna y externa

Todos los gases generan una presión interna dentro del recipiente donde se encuentra y sufren una presión externa o atmosférica. El gas tiene una presión interna generada por la repulsión entre las partículas y choque contra el recipiente.



En esta representación podemos ver cómo dos fluidos diferentes, se mezclan



### Diferencia entre gas y vapor

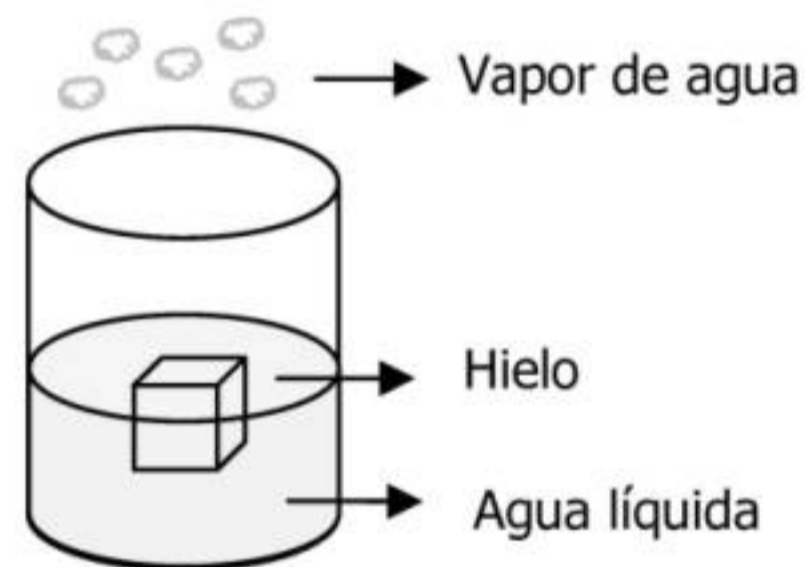
En la naturaleza hay diversas sustancias y cada una se encuentra en estado sólido, líquido o gaseoso. Si bien gas y vapor parecen dos conceptos similares del mismo estado gaseoso, en realidad no lo son.

Se llama **vapor** al estado gaseoso que surge de entregar calor o por disminuir la presión. Se aplica este concepto a sustancias que naturalmente no se encuentran en estado gaseoso. Por ejemplo, si a un recipiente con agua líquida le entrego calor, habrá moléculas de agua en estado gaseoso (vapor) que se liberen al medio ambiente

En cambio, **gas** es el estado gaseoso en el que se encuentran las sustancias en la naturaleza, o sea en condiciones normales de temperatura y presión. Por ejemplo, el oxígeno que respiramos es un gas que naturalmente se encuentra en estado gaseoso y en condiciones normales de temperatura y presión.



El oxígeno que usan los buceadores es un gas ya que se encuentra en ese estado en las condiciones normales de presión y temperatura



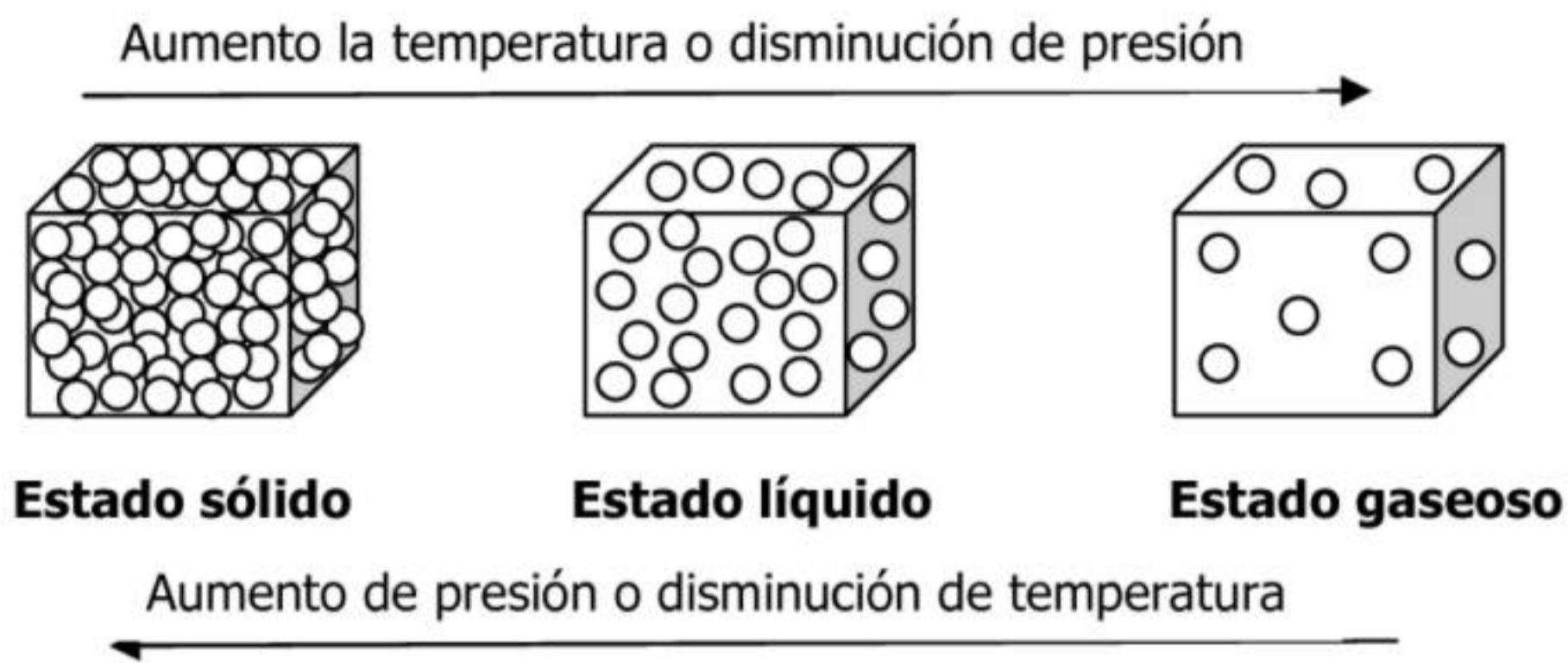
### **Representación de estructuras moleculares**

Si al sistema material entrego energía en forma de calor, aumento la energía cinética molecular. De esta manera, las partículas absorben energía y cada vez que cambian de un estado a otro se mueven a mayor velocidad.

En los sólidos predominan las fuerzas de atracción entre partículas, pero cuando absorben energía en forma de calor, cambian al estado líquido.

En estado líquido las partículas presentan fuerzas de atracción y de repulsión (ambas equilibradas) generando espacios entre las partículas. Pero el estado líquido si continua absorbiendo calor, cambia al estado gaseoso donde la distancia entre las partículas es cada vez mayor y las fuerzas de repulsión son predominantes.

De igual manera ocurre si aplico presión al sistema material. Si tengo un sistema en estado gaseoso, al aplicar presión para comprimir el gas, el sistema cambiara su estado a líquido. Al ejercer presión fuerza a las partículas que se acorten las distancias entre ellas y bajen las velocidades de movimiento. Es así que al aumentar presión a un gas, el sistema pasa a estado líquido y si continuo ejerciendo presión, el sistema cambia al estado sólido.

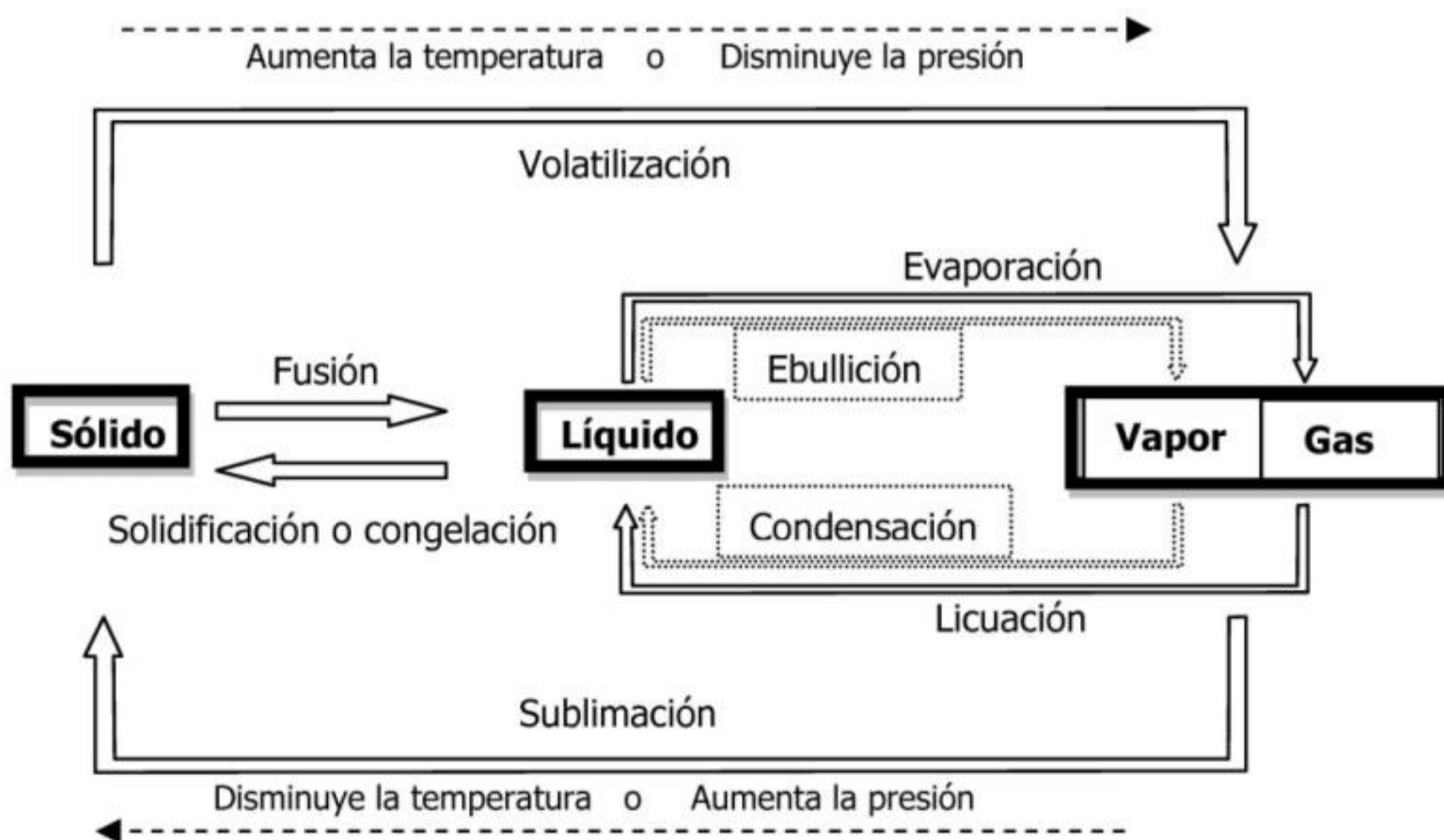


### Los cambios de estado:

Los sistemas materiales, pueden cambiar de un estado de agregación a otro estado con tan sólo un cambio de temperatura o presión que surja desde el medio ambiente que los rodea.

Por ejemplo un cuerpo sólido, por un aumento de temperatura (o disminuye la presión), pasará al estado líquido; y si continua el aumento de temperatura (o la disminución de la presión) pasará al estado gaseoso

En cambio, si a un cuerpo en estado gaseoso, se disminuye la temperatura (o aumenta la presión) del medio ambiente, pasará al estado líquido; y si continua disminuyendo (o aumentando la presión) cambiará al estado sólido.



### Fusión

Es el cambio de estado de sólido a líquido por efectos de un aumento en la temperatura de la sustancia o una disminución de presión.

La temperatura a la cual se produce este proceso se llama temperatura de fusión.

Mientras ocurre este cambio de sólido a líquido, la temperatura de fusión permanece constante.

Cada sustancia tiene una temperatura de fusión específica.



La mayoría de las sustancias el punto de fusión (sólido a líquido) es igual al punto de solidificación (líquido a sólido). Así por ejemplo a presión atmosférica normal de 1 atm el punto de fusión del agua es 0° C y en equilibrio con el mismo punto de solidificación.

Si la presión atmosférica disminuye (se descomprime el sistema), también lo hará el punto de fusión (o sea que se fundirá a una temperatura menor a 0 °C)

Sustancia	Punto de Fusión
Agua	0 °C
Alcohol fino	-117 °C
Mercurio	-38 °C
Plomo	327 °C
Aluminio	660 °C
Oro	1063 °C
PVC (Cloruro de polivinilo)	-14 °C

#### Tabla de punto de fusión de diferentes sustancias.

Podemos ver que los metales (plomo, aluminio, oro) tienen punto de fusión muy alto.

Y como curiosidad destaquemos que el punto de fusión del azúcar (sacarosa) a 180 °C permite obtener el azúcar líquida o "caramelo" que tanto se usa en gastronomía.

### Vaporización

Es el cambio de estado líquido al estado gaseoso y se puede dar como evaporación (sólo sucede el proceso en la superficie del líquido y a cualquier temperatura) o como ebullición (sucede el proceso en toda la masa del sistema material y en la superficie; y a temperatura específica de cada sustancia).

#### Ebullición

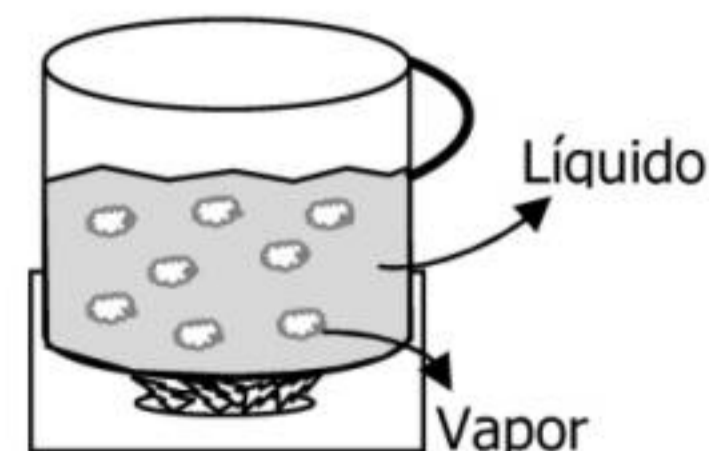
Es el proceso por el cual entregando calor, una sustancia cambia del estado líquido al estado gaseoso a una temperatura de ebullición específica para cada sustancia.

Este cambio de estado no solo ocurre en el interior de la masa del sistema líquido, sino que también sucede en la superficie del líquido y esto mismo se puede observar en las burbujas o vapores superficiales. Este fenómeno es lo que se llama hervor o ebullición.

Recordemos que el punto de ebullición es la temperatura a la cual un líquido hierve a presión externa constante (por ejemplo el agua hierve a 100°C a presión atmosférica)

El proceso de ebullición ocurre a una temperatura específica donde la presión interna del líquido se iguala con la presión externa o atmosférica. Mientras ocurre el cambio de estado, la temperatura de ebullición permanece constante en todo el proceso, o sea es igual en toda la masa del sistema. Este cambio de estado ocurre a una temperatura de ebullición específica para cada sustancia por eso se la considera una propiedad intensiva (constante física).

Mientras ocurre el hervor o ebullición, el estado líquido y el gaseoso permanecen en el mismo recipiente simultáneamente. Es decir, que en el mismo recipiente se transforman simultáneamente líquido en vapor y vapor en líquido. Para entenderlo imaginemos que las partículas de líquido y el vapor quedarán atrapadas entre la presión interna del recipiente y la presión externa del medio ambiente, y solamente pudieran cambiar de un estado a otro.



Sustancia	Punto de Ebullición
Agua	100 °C
Alcohol fino	78 °C
Mercurio	357 °C
Plomo	1620 °C
Aluminio	2057 °C
Oro	2600 °C
PVC (Cloruro de polivinilo)	-160 °C

#### Tabla de punto de ebullición de diferentes sustancias.

Podemos ver que los metales (plomo, aluminio, oro) tienen punto de ebullición muy alto.

## Evaporación

Es el proceso por el cual entregando calor, una sustancia cambia del estado líquido al estado de gaseoso ocurriendo solamente en la superficie del líquido a cualquier temperatura. Dicho gas se libera al medio ambiente y debido a que la presión interna del sistema es mayor que la presión externa del ambiente, permite que las partículas de gas difundan hacia el exterior sin poder transformarse nuevamente en líquido. Así por ejemplo el alcohol es una sustancia que se evapora, o sea, se transforma de líquido a gas a cualquier temperatura, hasta el punto en que toda la masa líquida se transforme en gas liberado al medio ambiente.

Entre las condiciones para que una sustancia evapore, podemos nombrar:

\*La sustancia tiene que ser volátil, por ejemplo el alcohol, ya que hay sustancias no volátiles como el aceite

\*Como este proceso ocurre en la superficie del sistema material, a mayor superficie, más rápido la sustancia se evapora

\*Para que una sustancia evapore, la presión interna del recipiente tiene que ser mayor que la presión externa del medio ambiente. De esta forma, si hay mayor presión en el recipiente las partículas tenderán a salir al medio ambiente. Por eso se tarda más que se seque la ropa mojada en un día de mucha humedad, que en un día soleado.

Otro ejemplo: si dejamos un recipiente abierto con agua, dicho líquido se evapora a temperatura ambiente, pero hervirá solamente a 100 °C

## Licuación y condensación

La licuación es la transformación de un gas en líquido. Como vimos anteriormente, se licuan las sustancias que se encuentran naturalmente en estado gaseoso como por ejemplo el oxígeno.

En cambio la condensación es el cambio de estado de vapor a líquido. Este proceso ocurre en las sustancias que por factores de temperatura o presión llegaron al estado gaseoso y las consideramos vapor, por ejemplo el vapor de agua

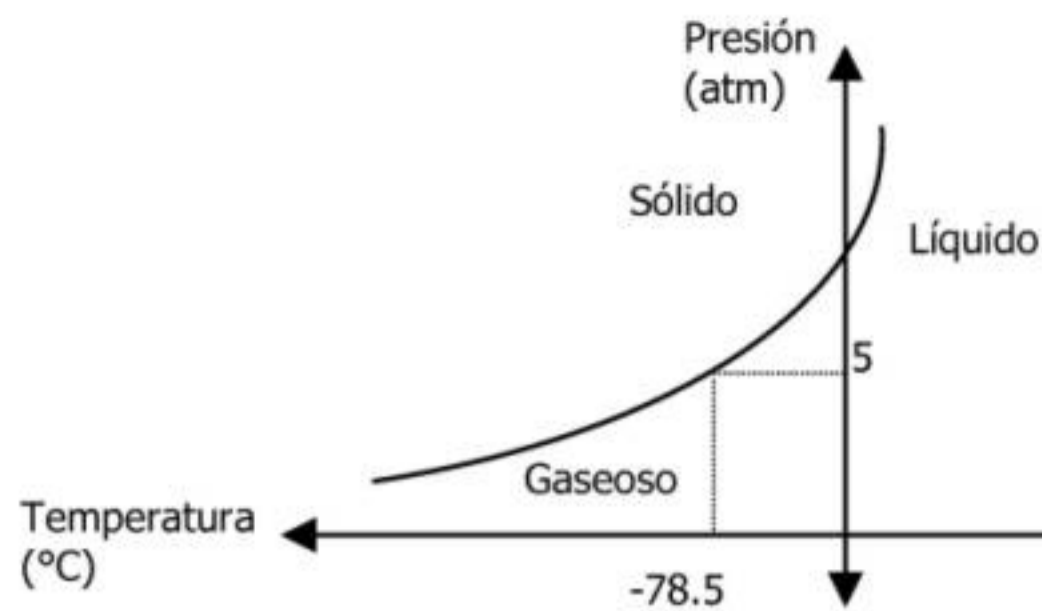
## Volatilización y sublimación

Volatilización es el cambio de estado por el cual una sustancia en estado sólido se transforma en estado gaseoso (vapor), sin pasar por el estado líquido. Y sublimación es el proceso inverso, o sea la transformación de vapor a sólido, sin pasar por estado líquido

Veamos el siguiente ejemplo: las bolitas de naftalina que se usan en los roperos para conservar la ropa. En este caso la naftalina es sólida y a medida que pasa el tiempo veremos que las bolitas se "consumieron" o se volatilizaron, reduciendo así su tamaño. Sin embargo, en el ropero no se observa ningún rastro de naftalina líquida, ya que el sólido se transformó en vapor sin pasar por líquido. Si hubiese pasado por el estado líquido, nuestra ropa estaría húmeda de naftalina líquida.

Así mismo, los vapores de naftalina que quedan en el ropero se subliman, o sea, cambia su estado a sólido produciendo pequeños cristales de naftalina sólida.

Para comprender qué es la volatilización y la sublimación, vamos a conocer el gráfico de la curva de equilibrio de sólido-líquido-vapor de la sustancia hielo seco ( $\text{CO}_2$  sólido). Esta sustancia es muy usada como refrigerante en estado sólido y es usada como efecto decorativo en las fiestas cuando se usa en estado gaseoso



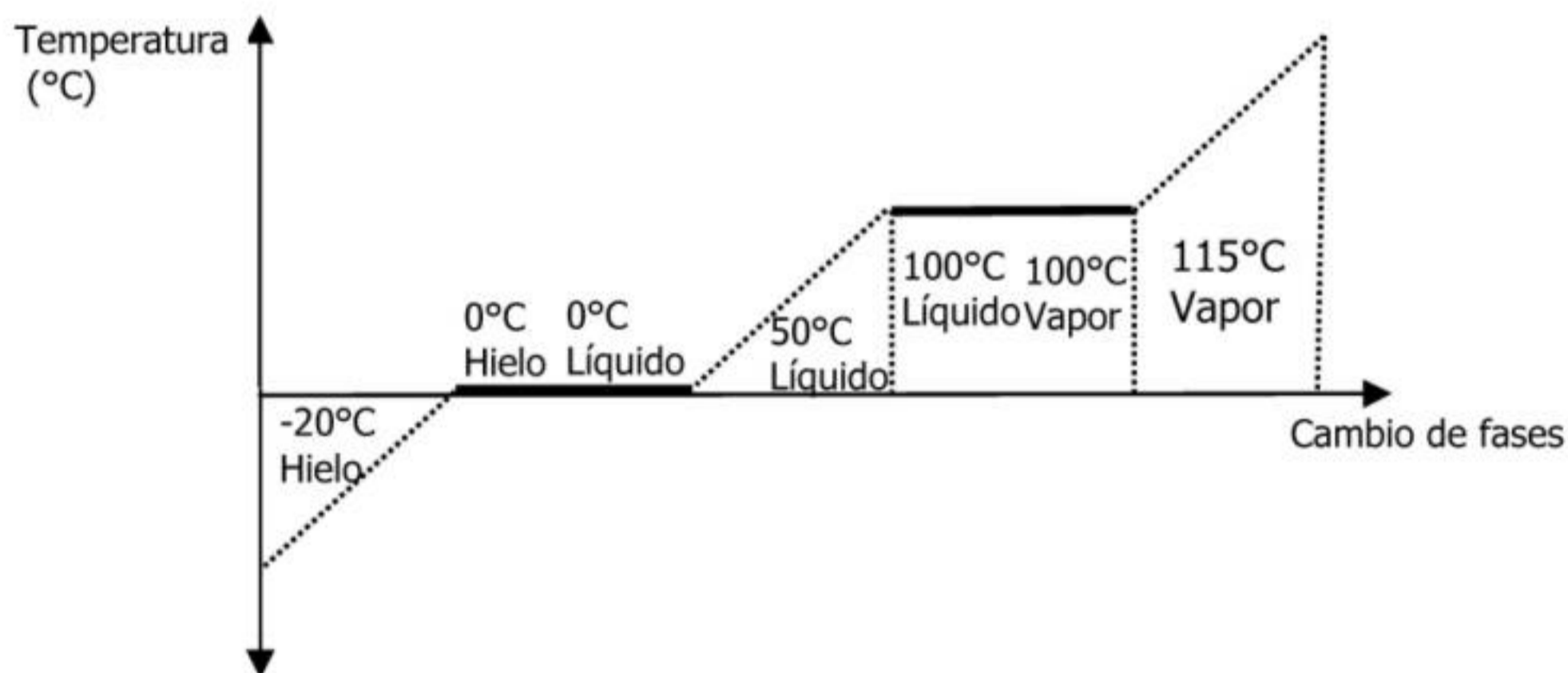
- \*Tracemos una recta vertical imaginaria paralela al eje "y" (eje de la presión) que pase por la temperatura  $-78.5^{\circ}\text{C}$
- \*Sigamos con la vista la recta vertical imaginaria en el sentido del descenso de la presión
- \*Nos daremos cuenta que dicha recta no pasa por el estado líquido, sino que la recta pasa del sólido al gas

A este proceso se le llama volatilización y ocurre en sustancias como el hielo seco ( $\text{CO}_2$  sólido). Y el proceso inverso se llama sublimación. La temperatura a la cual volatiliza y sublima es  $-78.5^{\circ}\text{C}$ .

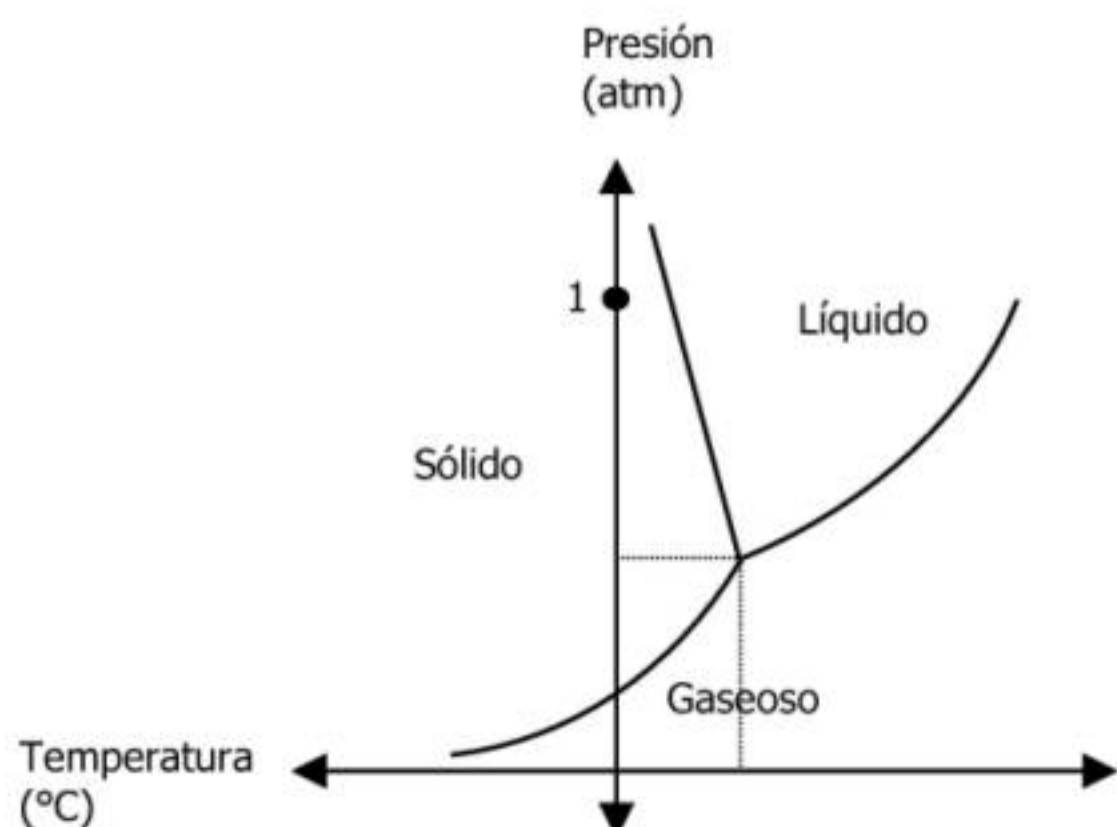
### Cambios de fases del agua en función de la temperatura

Como vemos en el gráfico, el agua a  $-20^{\circ}\text{C}$  se encuentra en estado sólido. A medida que aumenta la temperatura llega a  $0^{\circ}\text{C}$  y ocurre la transformación de sólido a líquido llamada fusión. Este proceso ocurre a temperatura constante de  $0^{\circ}\text{C}$ . Al seguir aumentando la temperatura del líquido podremos lograr transformar el líquido en vapor de agua (ebullición), proceso que ocurre a temperatura constante de  $100^{\circ}\text{C}$ . Si continuamos agregando calor al sistema, el estado será vapor de agua.

### Esquema del cambio de estado en función de la temperatura



### Cambios de fases del agua en función de la temperatura y de la presión



- \*Tracemos una recta horizontal imaginaria paralela al eje "x" (eje de la temperatura) que pase por presión atmosférica 1atm
- \*Sigamos con la vista la recta horizontal imaginaria en el sentido del aumento de la temperatura
- A este cambio de estado se lo llama fusión.

Si ahora volvemos con la vista por la recta, en el sentido de la disminución de la temperatura, ese cambio de estado se llama solidificación.

Ejercitación:  
Marcar con una cruz donde corresponda

¿TIENEN FORMA PROPIA?  
¿TIENEN VOLUMEN PROPIO?  
¿ES UN FLUIDO?  
¿ES COMPRESIBLE?  
TIPOS DE FUERZAS

SOLIDO	LIQUIDO	GASEOSO

Unir con flechas los siguientes conceptos:

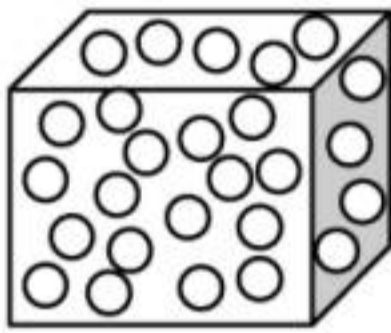
Sólo presenta fuerzas de repulsión  
Viscoso  
Tensión superficial  
Conducen el calor  
Estructura cristalina

**Sólido**

**Líquido**

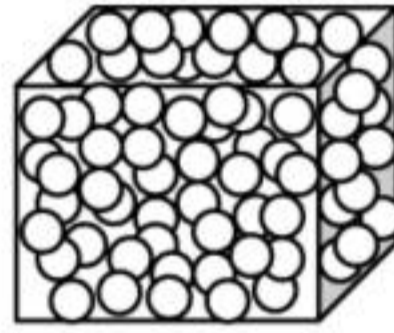
**Gaseoso**

Indicar en cada caso cuál es el estado del sistema material y escribir 3 propiedades



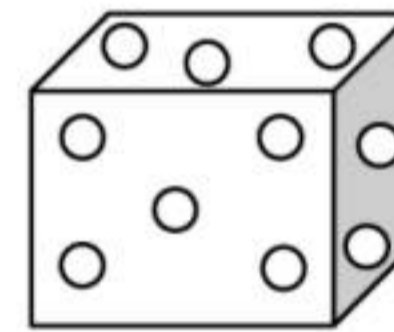
Estado \_\_\_\_\_

- 1) \_\_\_\_\_
- 2) \_\_\_\_\_
- 3) \_\_\_\_\_



Estado \_\_\_\_\_

- 1) \_\_\_\_\_
- 2) \_\_\_\_\_
- 3) \_\_\_\_\_



Estado \_\_\_\_\_

- 1) \_\_\_\_\_
- 2) \_\_\_\_\_
- 3) \_\_\_\_\_

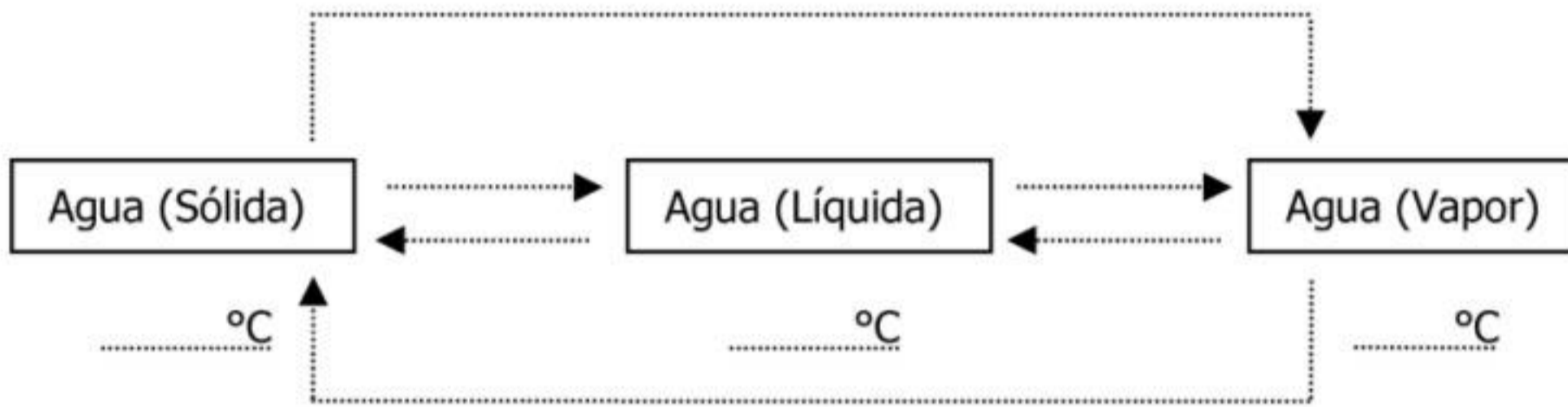
Marcar V o F:

- a) En un sistema material en estado sólido predominan las fuerzas de atracción entre las partículas
- b) Tanto los sólidos como los líquidos tienen forma propia
- c) Todos los gases presentan brillo
- d) En el estado gaseoso las partículas presentan fuerzas de repulsión
- e) Si comprimo un sistema material, disminuirá la distancia entre las partículas
- f) Todos los metales a temperatura ambiente se encuentran en estado sólido
- g) Los líquidos forman estructuras cristalinas y ordenadas
- h) Al aumentar la temperatura de un sistema, se aumenta la velocidad de las partículas

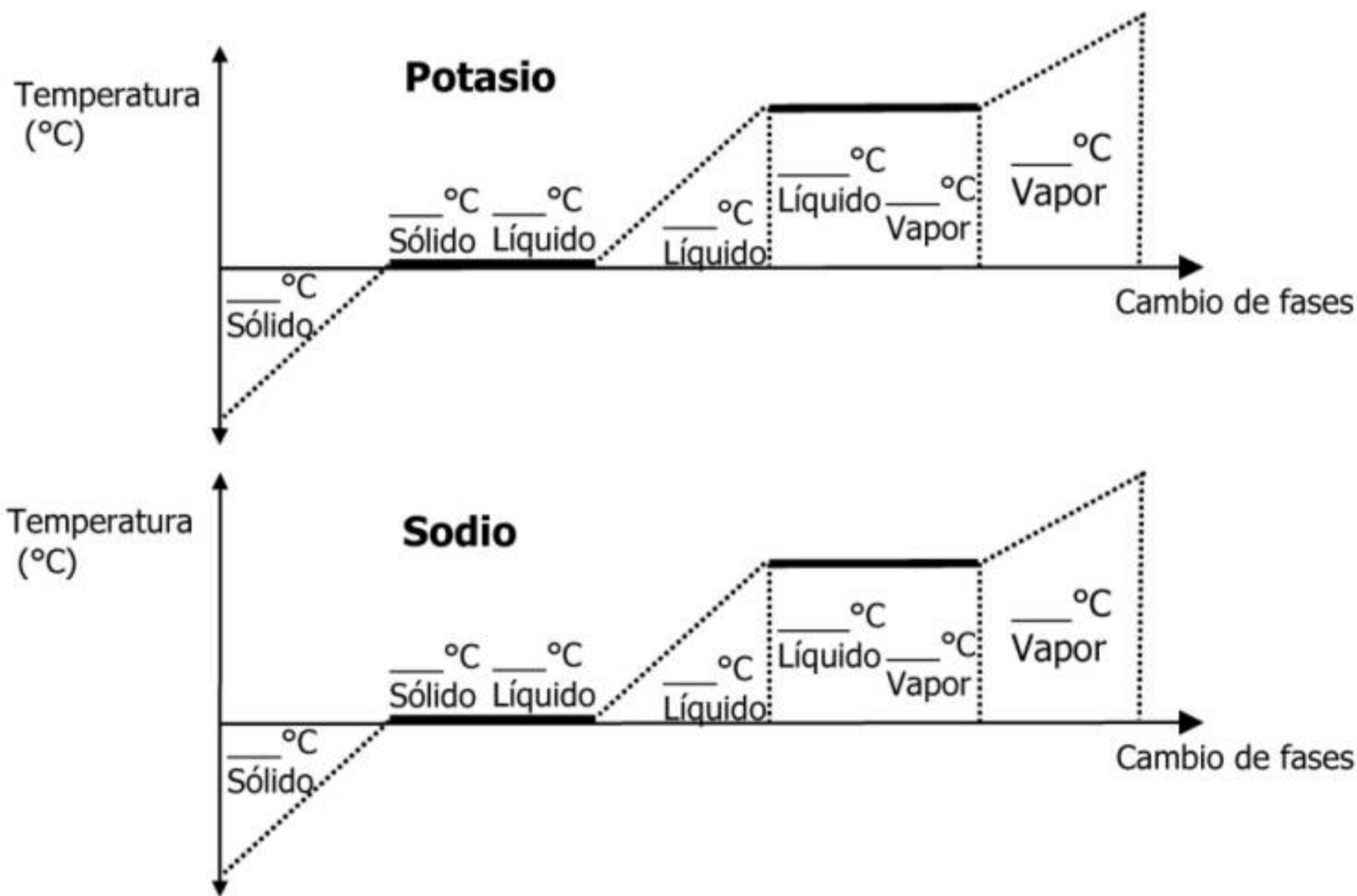
Completar:

- La transformación del estado \_\_\_\_\_ a \_\_\_\_\_ se llama fusión  
 La transformación del estado gaseoso (gas) a líquido se llama \_\_\_\_\_  
 El pasaje del estado \_\_\_\_\_ a sólido se llama sublimación  
 La transformación del estado \_\_\_\_\_ a \_\_\_\_\_ se llama ebullición  
 La transformación del estado \_\_\_\_\_ a sólido se llama solidificación  
 La transformación del estado vapor a \_\_\_\_\_ se llama condensación  
 El pasaje del estado de estado sólido a \_\_\_\_\_ se llama volatilización  
 El pasaje del estado de estado \_\_\_\_\_ a \_\_\_\_\_ se llama vaporización

Completar en las líneas punteadas con la temperatura y con el nombre del cambio de estado:



Investigar y completar el siguiente gráfico con los datos de temperatura según cada fase



Responder V o F

Los metales conducen el calor

La temperatura a la cual ebulle (o hierve) una sustancia se llama punto de ebullición

Vapor y gas son dos conceptos iguales

La naftalina sublima

Un sólido mantiene su estructura porque sus partículas se mantienen unidas por fuerzas de repulsión.

# Química



## Q04 - Estructura del Átomo

## Breve reseña histórica

A continuación describiremos una breve reseña histórica para entender cómo se llegó al modelo atómico actual y al conocimiento de la existencia de partículas subatómicas.

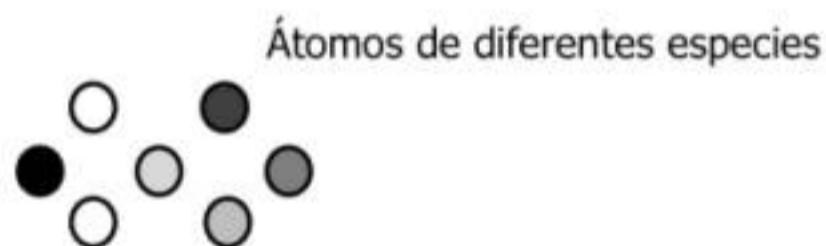
Desde tiempos remotos, quiso responderse preguntas fenómenos de la vida cotidiana.

De muchas formas se quiso entender cómo está formada la materia y su comportamiento; hubo pensadores y filósofos griegos en la antigüedad, así como también, en los siguientes siglos científicos llamados alquimistas. En todos los casos, se quería explicar que la materia está formada por pequeñas partículas en su interior que desde la época de los griegos llamaron átomos, que significa, indivisible. Continúan los ensayos y experimentos para conocer la composición de la materia, con la explicación de un fenómeno muy común que es la combustión (por ejemplo cuando se quema un papel). La conclusión más representativa, fue establecida por Lavoisier que calculó que al quemar una sustancia, la cantidad de masa inicial, es igual a la cantidad de masa final. Con esto, definió un concepto importante que en la naturaleza, nada se crea, ni nada se pierde, sino que todo se transforma. O sea, que los átomos que componen una sustancia no pueden crearse, ni perderse sino que se transforman en otras partículas.

Hubo un científico que resumió toda la información conocida y experimentada hasta ese momento que se llamó Dalton, proponiendo una teoría atómica inicial.

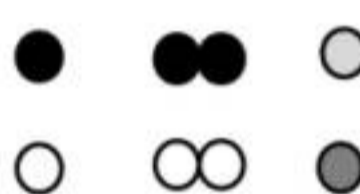
### Algunas conclusiones de la teoría atómica de Dalton.

\*La materia está formada por partículas pequeñas e indivisibles llamadas átomos



\*Existen sustancias simples y compuestas. Las sustancias simples están formadas por átomos de un solo tipo de especies, ya sea unidos o no. Las sustancias compuestas están formadas átomos de diferentes especies unidos o combinados.

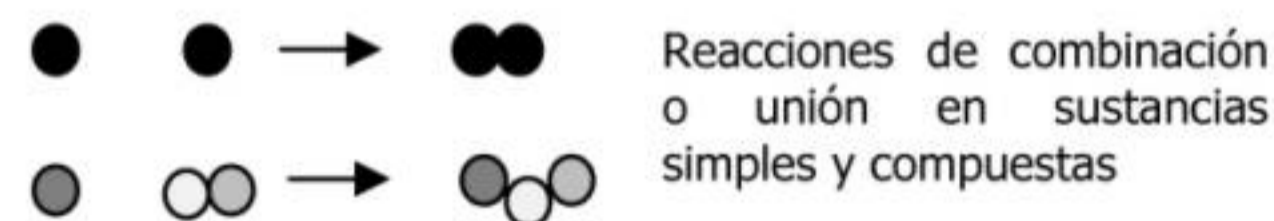
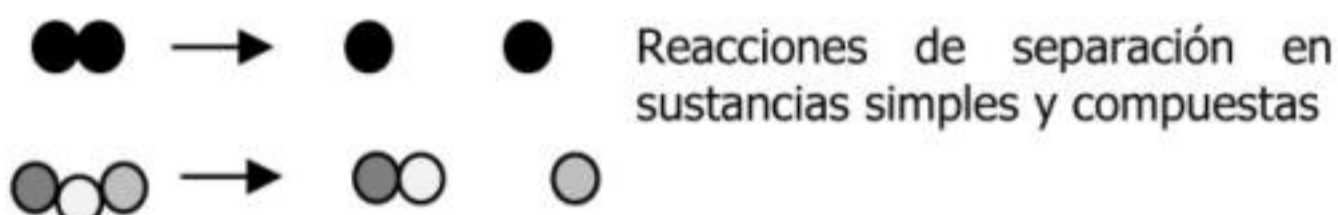
Sustancias simples



Sustancias compuestas



\*Entre partículas ocurren reacciones de unión o separación de átomos



En esta teoría, Dalton concluía que las sustancias también existían como compuestas. En la misma época, el científico Avogadro, definió el concepto de molécula como la unión entre dos o más átomos. Es así como, la teoría atómica de Dalton, se llamó **Teoría Atómica y Molecular de Dalton**, todo gracias al aporte de Avogadro.

átomos



moléculas

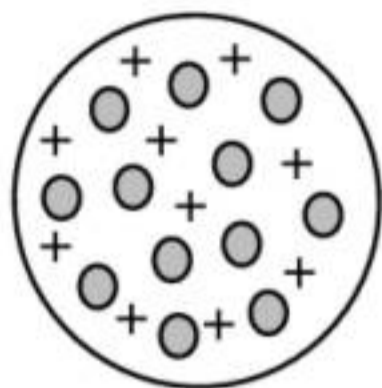


En los años subsiguientes algunos científicos hicieron experiencias relacionada con la corriente eléctrica y los rayos catódicos. De esta manera se determinó experimentalmente, que la materia formada átomos tiene partículas con carga negativa y positiva, llamadas electrones y protones. En particular, Thomson, Goldstein y Chadwick calcularon experimentalmente la masa y a carga eléctrica de dichas subpartículas

El átomo está formado por subpartículas que tienen masa y energía:

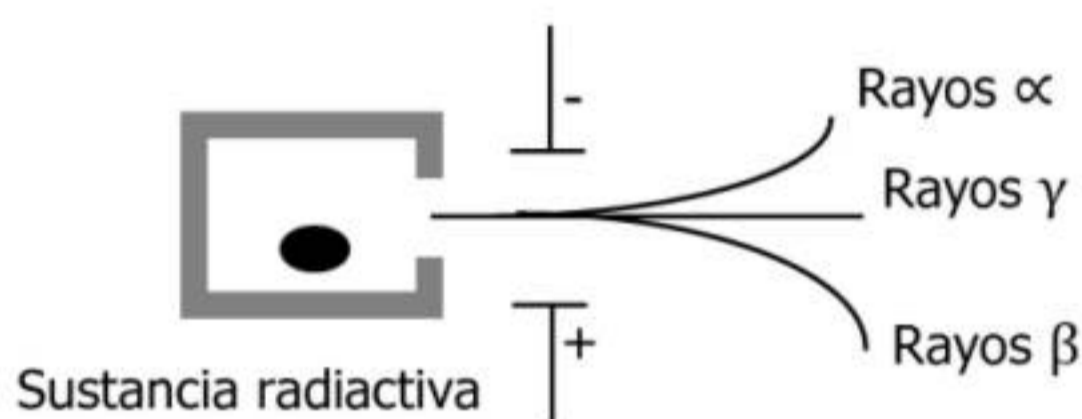
Subpartícula	Masa (g)	Signo de la carga
Electrón ( $e^-$ )	$9.1095 \cdot 10^{-28}$	-1
Protón ( $p^+$ )	$1.67252 \cdot 10^{-24}$	+1
Neutrón ( $n^0$ )	$1.67495 \cdot 10^{-24}$	0

Más tarde **Thomson**, propuso un modelo donde el átomo es una esfera uniforme y sólida eléctricamente positiva, dentro del cual están los electrones. A este modelo se lo comparó simpáticamente con un "budín con pasas", donde la masa del budín es de carga positiva y las pasas representarían los electrones incluidos en el budín, siempre considerando que la cantidad de carga positiva es la misma cantidad de carga negativa, ya que el átomo en todo su conjunto es eléctricamente neutro.



- Toda uniforme y sólida positiva
- Representa el  $e^-$

Años después el científico **Rutherford**, hizo en su laboratorio experimentos relacionados con sustancias radiactivas. A continuación vamos a conocer una de los ensayos más importantes de Rutherford y sus conclusiones:



Se agregó en un bloque de plomo una sustancia radiactiva, cuyas emisiones o rayos se hicieron pasar por un orificio. Por fuera había dos campos magnéticos, uno positivo y otro negativo. Al pasar los rayos por el campo magnético, los rayos alfa  $\alpha$  se desviaron hacia el polo negativo, los rayos beta  $\beta$  se desviaron hacia el polo positivo y los rayos gamma  $\gamma$  no se desviaron.

#### Conclusiones de Rutherford:

Las radiaciones alfa tienen partículas positivas ya que son  $\longrightarrow$  Protones ( $p^+$ ) atraídas por el campo magnético negativo.

Las radiaciones beta tienen partículas negativas ya que son  $\longrightarrow$  Electrones ( $e^-$ ) atraídas por el campo magnético positivo.

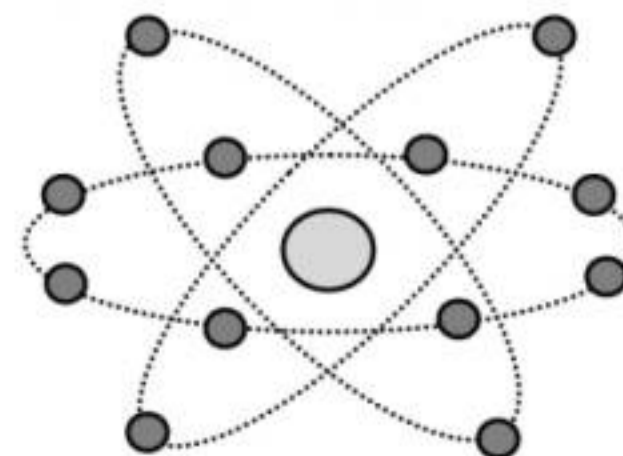
Las radiaciones gamma tienen partículas sin carga ya que no  $\longrightarrow$  Neutrones ( $n^0$ ) son atraídas por el campo magnético.

#### Modelo atómico de Rutherford

A través de sucesivos experimentos concluyó:

- La mayor parte del átomo se encuentra vacío
- La mayor parte de la masa del átomo se encuentra concentrada en el núcleo que tiene carga positiva
- Alrededor del núcleo se encuentran los electrones que tienen carga negativa
- El átomo es eléctricamente neutro, o sea la cantidad de cargas negativas es la misma cantidad de cargas positivas
- El núcleo positivo y las cargas negativas, se encuentran distanciadas. Con esto último refutó el modelo de Thomson o del "budín con pasas"

- Electrones
- Núcleo positivo





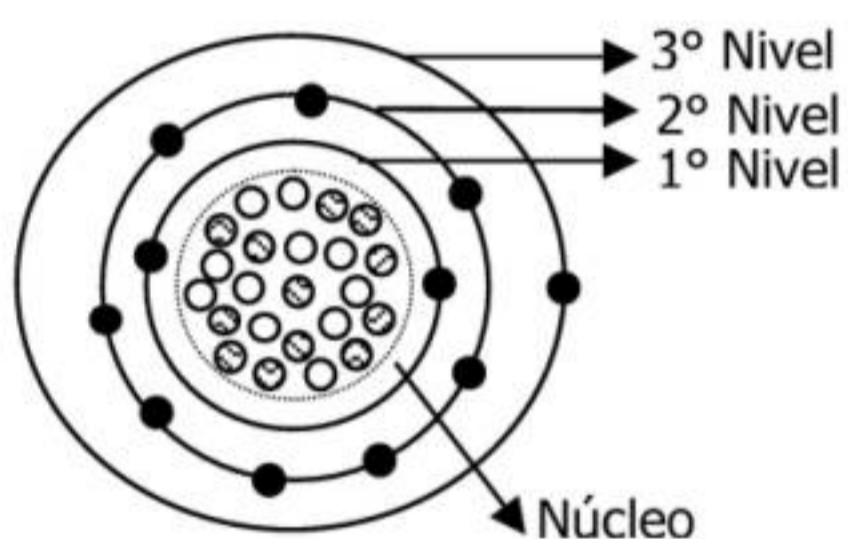
## Modelo atómico actual: modelo de Bohr

Con el avance de de los estudios de la radiactividad, se buscó comprender cuál es la composición de las ondas. El estudio de la luz como onda a través de la espectroscopia, permitió estudiar también a la luz como partícula y así abrió el camino a la teoría cuántica de Planck, donde definió que un cuanto es la cantidad definida de energía que un electrón puede absorber o emitir y esto lo hace en forma de luz o calor.

Borh concluyó que:

- Los electrones tienen una determinada cantidad de energía llamada cuanto
- Los electrones se mueven alrededor del núcleo positivo en determinadas orbitas elípticas llamadas niveles de energía u orbitales atómicos
- Los electrones se encuentran en un nivel de energía definido y mientras no absorben ni emiten energía, se dicen que los electrones se encuentran en su estado fundamental
- Si por alguna causa, los electrones son excitados energéticamente absorbiendo o liberando cuantos de energía, dichos electrones salen de su estado fundamental para saltar a otros niveles energéticos inferiores o superiores

Veamos el modelo atómico de Bohr con las conclusiones estudiadas hasta ahora:



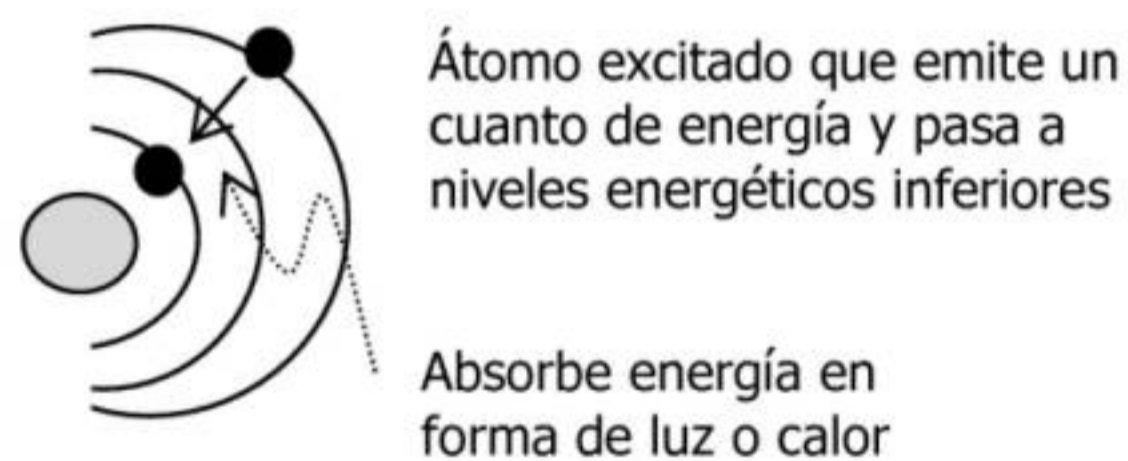
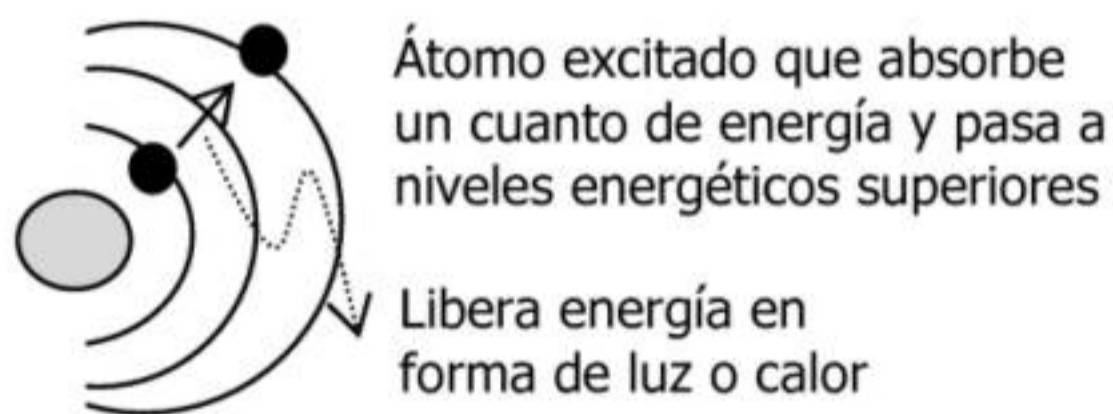
Veamos el átomo de Na (Sodio) según Bohr

$$P^+ = 11 \bigcirc$$

$$e^- = 11 \bullet$$

$$n^0 = 12 \text{ ☉}$$

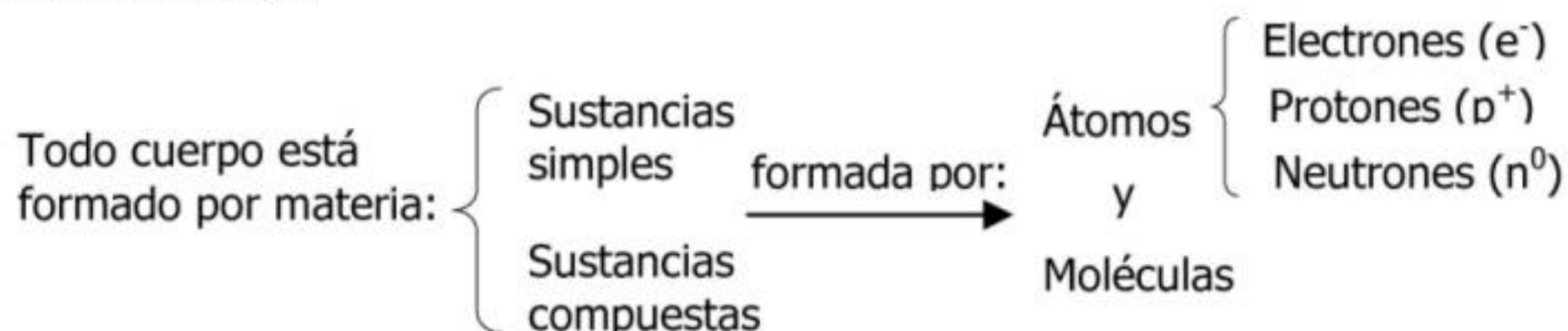
En el esquema del Sodio, el átomo se encuentra electrónicamente neutro, ya que la cantidad de cargas negativas es la misma cantidad de cargas positivas. O sea, que los electrones se encuentran en su estado fundamental. Si fuesen excitados energéticamente liberando o absorbiendo un cuanto de energía, dichos los electrones pasarían a un nivel energético superior o inferior.



## Materia

Todos los cuerpos ocupan un lugar en el universo y tiene una determinada materia y energía. Si bien todos los cuerpos tienen una determinada cantidad de masa y ocupan cierto volumen, podemos decir que todos los cuerpos están formados por materia

Toda sustancia está formada por átomos y moléculas que se ordenan en lo que llamamos estructuras atómicas.



El electrón es la subpartícula de menor tamaño y está ubicado fuera del núcleo (zona extranuclear). En cambio, el protón y el neutrón están ubicados en el núcleo. El signo de la carga

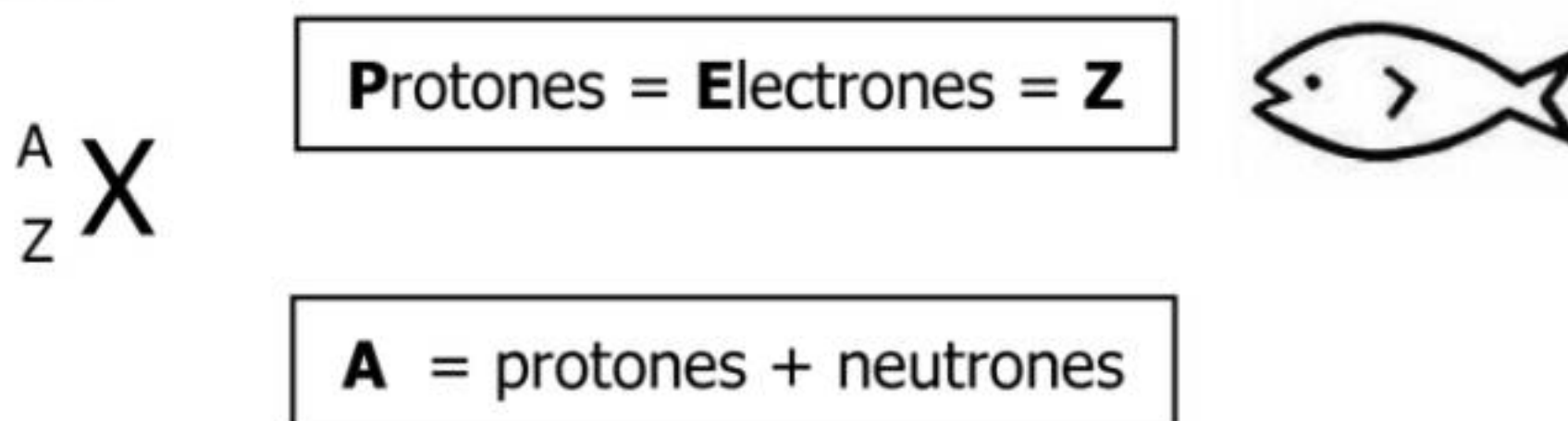
del protón y del electrón son opuestas; y la carga del neutrón es cero, lo que define la neutralidad energética del átomo.

### Representación del átomo

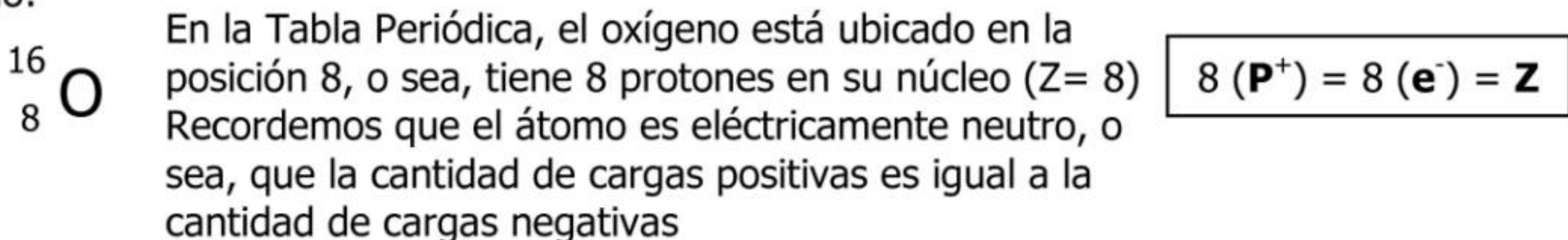
Cada átomo tiene un determinado número de protones que lo simbolizaremos como Z. Este valor de Z es característico de cada átomo (el concepto lo podemos comparar como si fuera el DNI de cada persona, el cual es único e irrepetible)

Cada átomo tiene un determinado número de masa o másico que lo simbolizaremos como A. El número de masa representa la cantidad de subpartículas que se encuentran en el núcleo del átomo, ya que número másico (A) = protones (p<sup>+</sup>) + neutrones (n<sup>0</sup>)

Representaremos a X como el símbolo del átomo en cuestión y definiremos las siguientes relaciones entre subpartículas:



Ejemplo:



También podemos encontrar en la tabla, el numero másico (A=16) correspondiente a la suma de protones y neutrones que se hallan en el núcleo.

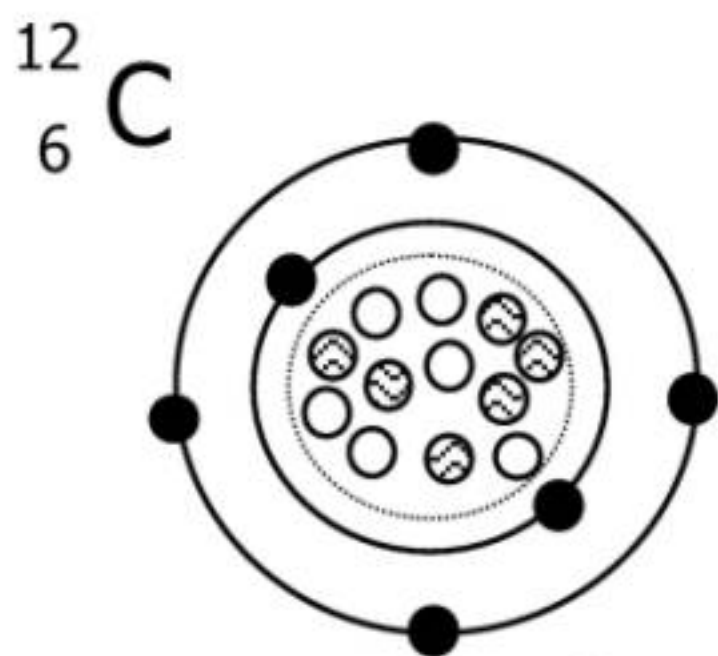
16 = 8 (p<sup>+</sup>) + 8 (n<sup>0</sup>)

En la Tabla Periódica hay 118 átomos diferentes ordenados según su número de protones (Z); es como si fueran 118 personas distintas con sus respectivos DNI. Por lo tanto, no podrían haber dos iguales átomo de distintas especies con el mismo Z, como no hay dos personas diferentes con el mismo número de DNI.

### Isótopos

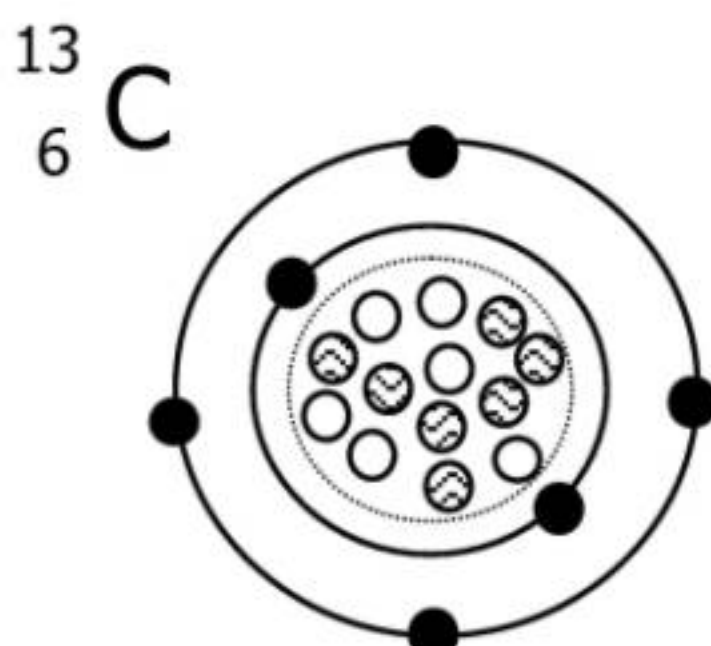
En la naturaleza que una misma especie o tipo de átomo puede tener isótopos. O sea, son átomos con el mismo número de protones (Z), pero distinto número másico (A).

Ejemplo: Veamos los isótopos de Carbono. En los tres isótopos, el átomo es eléctricamente neutro (p<sup>+</sup>=e<sup>-</sup>)



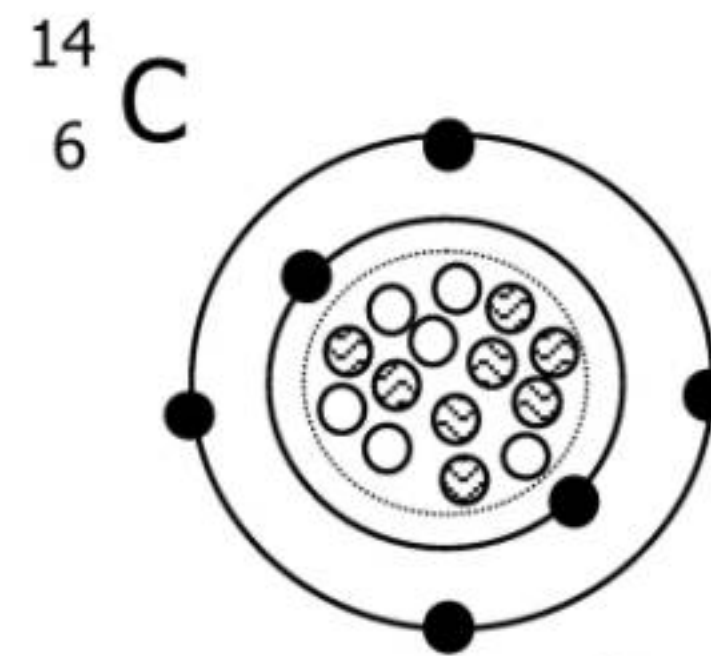
P<sup>+</sup> = 6 ○  
e<sup>-</sup> = 6 ●  
n<sup>0</sup> = 6 ⊗

6 (P<sup>+</sup>) = 6 (e<sup>-</sup>) = Z = 6  
A = 12 = 6 (p<sup>+</sup>) + 6 (n<sup>0</sup>)



P<sup>+</sup> = 6 ○  
e<sup>-</sup> = 6 ●  
n<sup>0</sup> = 7 ⊗

6 (P<sup>+</sup>) = 6 (e<sup>-</sup>) = Z = 6  
A = 13 = 6 (p<sup>+</sup>) + 7 (n<sup>0</sup>)



P<sup>+</sup> = 6 ○  
e<sup>-</sup> = 6 ●  
n<sup>0</sup> = 8 ⊗

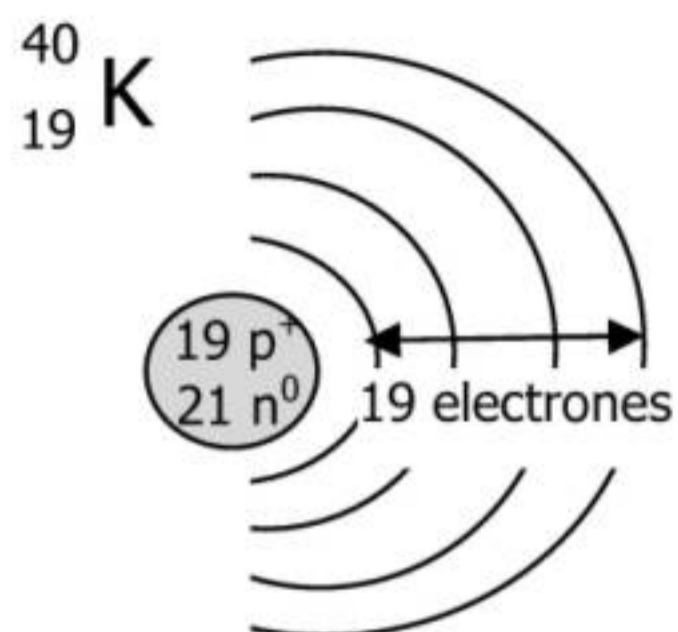
6 (P<sup>+</sup>) = 6 (e<sup>-</sup>) = Z = 6  
A = 14 = 6 (p<sup>+</sup>) + 8 (n<sup>0</sup>)

Como vemos, la única diferencia entre los isótopos es el número másico (masa del núcleo) debido a que el número de neutrones entre las especies es diferente. Por eso, a estas tres especies se llaman isótopos del Carbono.

### Isóbaros

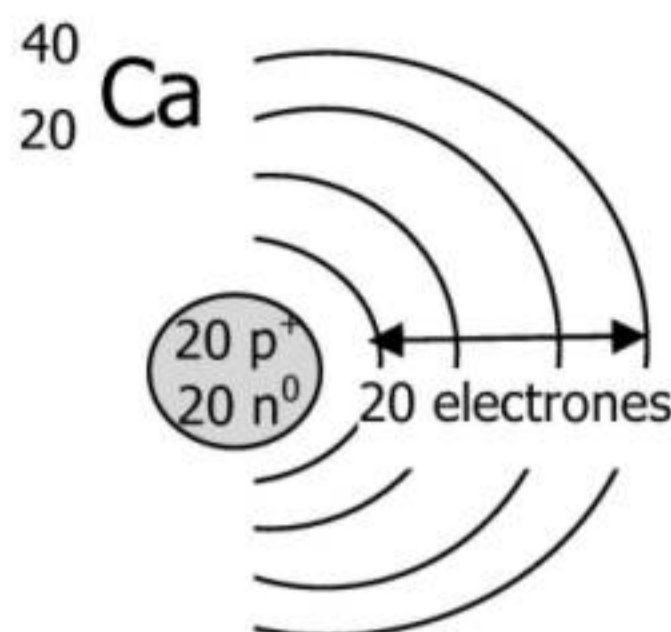
Cuando las especies tienen el mismo A (masa del núcleo) y la única diferencia entre ellas es el valor de Z (número de protones), a estas especies se llaman isóbaros.

Representación de átomos isóbaros: K (potasio) y Ca (calcio)



$$19 (P^+) = 19 (e^-) = Z = 19$$

$$A = 40 = 19 (p^+) + 21 (n^0)$$



$$20 (P^+) = 20 (e^-) = Z = 20$$

$$A = 40 = 20 (p^+) + 20 (n^0)$$

### Concepto de uma (unidad de masa atómica)

Veamos el isótopo de  $^{109}_{47}\text{Ag}$  cuya masa del átomo es  $1.808 \cdot 10^{-22}$  g

No es posible medir con una balanza semejante número tan pequeño (la cifra sería algo así como 0,0000000000000000000000001808 g). Es infinitamente pequeña esta masa del Ag. Entonces para poder trabajar en cálculos con las masas de los átomos pero sin usar decimales y números tan pequeños, se estableció la medida de relación  $1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-24}$  g. Entonces, cuál es la masa del Ag expresada en uma?

$$1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \longrightarrow 1 \text{ uma}$$

$$1,808 \cdot 10^{-22} \text{ g} \longrightarrow X$$

$$\dots \longrightarrow \boxed{X = 108,91 \text{ uma}}$$

Siempre recordá que esto significa que el Ag es 108,91 veces más pesado que 1 uma

Es lo mismo que pensar: si yo peso 50kg quiere decir que peso 50 veces más que 1 kg.

La uma es una unidad de conversión para evitar trabajar con números tan pequeños de notación científica.

Como decíamos, los 118 átomos se encuentran en la naturaleza, y los llamamos a cada uno: elementos. El elemento es una mezcla natural de diferentes isótopos que se encuentran en la naturaleza. En la naturaleza hay diferentes proporciones de cada uno de los isótopos.

Por ejemplo,

$^{107}_{47}\text{Ag}$  La abundancia en la naturaleza es 51.94% con masa de 106,95 uma

$^{109}_{47}\text{Ag}$  La abundancia en la naturaleza es 46.06% con masa de 108,913 uma

Pero yo quiero saber la masa promedio del elemento Ag entre todas sus isótopos naturales, por lo cual tendré que hacer:

$$\text{Masa promedio de Ag (uma): } \frac{51,94\% \cdot 106,95 \text{ uma} + 46,06\% \cdot 108,913 \text{ uma}}{100 \%} = 107,87 \text{ uma}$$

Obviamente el resultado está entre 106 y 108 ya que yo quería buscar un valor promedio de masa. De esta manera obtuve la masa del elemento Ag en uma, lo cual nos va a servir para conocer la masa de cada átomo según la Tabla Periódica.

La **masa atómica relativa** ( $A_r$ ) es la relación entre la masa del elemento expresada en uma y 1 uma

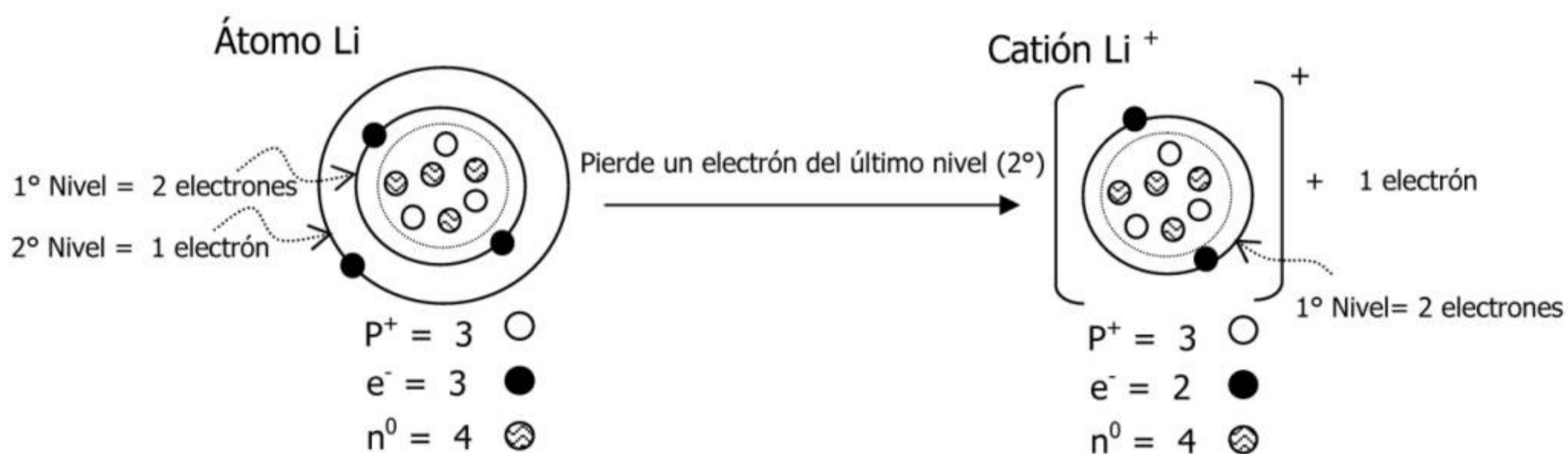
$$A_r(\text{Ag}) = \frac{107,8 \text{ uma}}{1 \text{ uma}} = 107,8 \text{ (este valor es la masa atómica relativa que figura en la Tabla Periódica)}$$

Es relativa porque indica la cantidad de veces que es más pesado que 1 uma. Como vemos, la unidad uma se cancela y resulta ser que el  $A_r$  no tiene unidades.

## Iones

El ión es una partícula cargada eléctricamente positiva o negativa. Hay de dos formas:

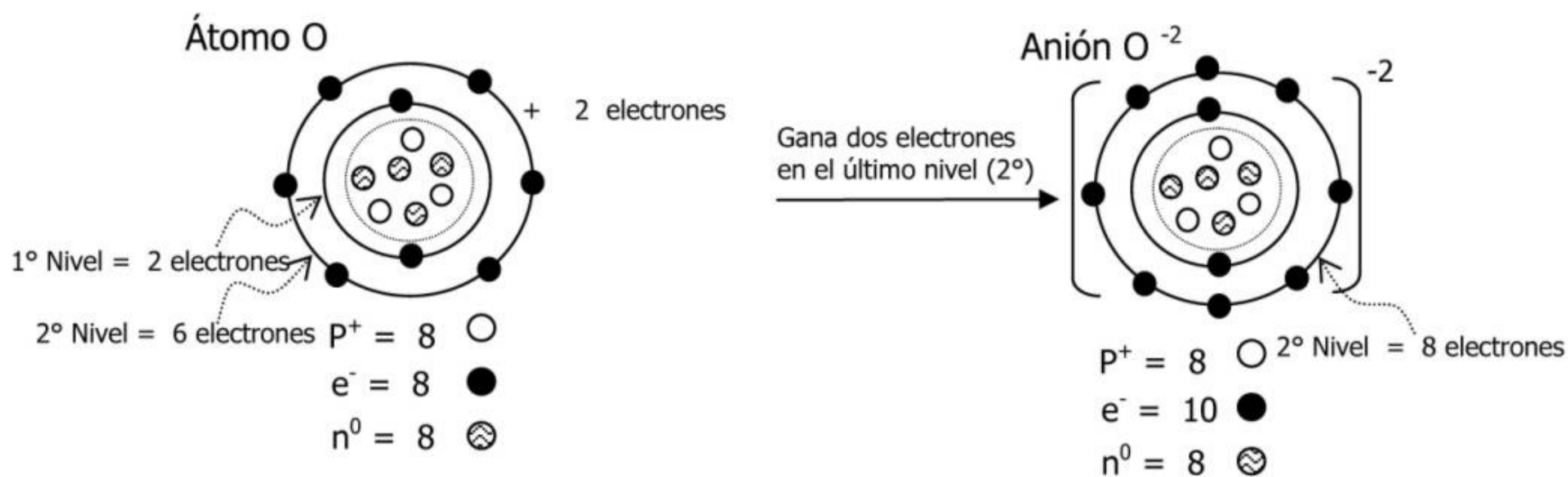
Iones { Cationes → Carga eléctrica positiva → Ocurre en los átomos del grupo de los metales  
Aniones → Carga eléctrica negativa → Ocurre en los átomos del grupo de los no metales



Para entender la formación de **cationes** tenemos que aprender **la regla del octeto**, que dice que siempre se **pierden** tantos electrones sean necesarios para:

\*Dejar completo el nivel anterior (dejando 2  $e^-$  si es 1° nivel o dejar 8  $e^-$  si son los demás niveles)

Por eso, el átomo de Litio pierde 1  $e^-$ , o sea, pasa de tener 3  $e^-$  a tener 2  $e^-$  ( $3-1=2$ ) - Así deja completo su octeto



Para entender la formación de **aniones** tenemos que aprender **la regla del octeto**, que dice que siempre se **ganan** tantos electrones sean necesarios para:

\*Completar el nivel superior o último (llegar a 2  $e^-$  si es 1° nivel o llegar a 8  $e^-$  si son los demás niveles)

Por eso, el átomo de Oxígeno gana 2  $e^-$ , o sea, pasa de tener 6  $e^-$  a tener 8  $e^-$  ( $6+2=8$ ) - Así completa su octeto

Completar las siguientes oraciones según lo estudiado:

- 1) Dalton concluyó que el átomo era.....
  - 2) Thomson comparó su modelo atómico como un .....
  - 3) Rutherford descubrió el .....
  - 4) Rutherford propuso que los electrones se ubicaban en .....alrededor del núcleo
  - 5) Según el experimento de Rutherford la radiación alfa son las cargas de signo.....
  - 6) Bohr descubrió los .....
  - 7) El modelo atómico actual dice que los electrones se mueven en .....
  - 8) Las subpartículas que forman un átomo son ....., ..... y .....
  - 9) Los protones tienen carga eléctrica de signo.....
  - 10) Los electrones tienen carga eléctrica de signo.....
  - 11) El núcleo del átomo contiene .....y .....
  - 12) El número atómico (Z) me indica la cantidad de ..... del átomo
  - 13) Un átomo electrónicamente neutro contienen la misma cantidad de carga ..... que .....
  - 14) El número másico (A) es la de .....y .....
  - 15) Para conocer la cantidad de neutrones, al número másico (A) le resto la cantidad de .....
  - 16) En la Tabla Periódica los elementos se encuentran ordenados según el .....
- 17) Responder V o F
- a) La masa del electrón es igual a la masa del protón
  - b) La carga eléctrica del protón y electrón son de signos opuestos
  - c) El neutrón es la subpartícula más pequeña que el electrón y el protón

18) Completar la siguiente tabla con sus respectivos número atómico (Z), número másico (A), número de protones (P<sup>+</sup>), número de electrones (e<sup>-</sup>) y número de neutrones (n<sup>0</sup>)

Elemento	Z	A	P <sup>+</sup>	e <sup>-</sup>	n <sup>0</sup>
Bi					
He					
C					
H					
Mg					
Al					
Cl					
O					
Na					
K					

Elemento	Z	A	P <sup>+</sup>	e <sup>-</sup>	n <sup>0</sup>
Au					
Ni					
Ag					
Rb					
Pb					
Hg					
Bi					
Se					
Te					
Po					

19) Establecer la relación entre los conceptos de la primera columna, con la segunda y tercera.

Número de electrones
Número de protones
Número de neutrones
Número atómico
Número másico

Ca
Fe
Na
Co
K

19
39
11
56
27

20) Completar la siguiente tabla con sus respectivos número atómico (Z), número másico (A), número de protones (P<sup>+</sup>), número de electrones (e<sup>-</sup>) y número de neutrones (n<sup>0</sup>)

Elemento	Z	A	P <sup>+</sup>	e <sup>-</sup>	n <sup>0</sup>
	23				
	50				
	17				
			3		
			15		
			82		
				25	
				1	
				8	
				14	

Elemento	Z	A	P <sup>+</sup>	e <sup>-</sup>	n <sup>0</sup>
		27			14
		40			20
		23			12
				6	6
				7	7
				9	10
			18		22
			35		45
			19		21
			4		5

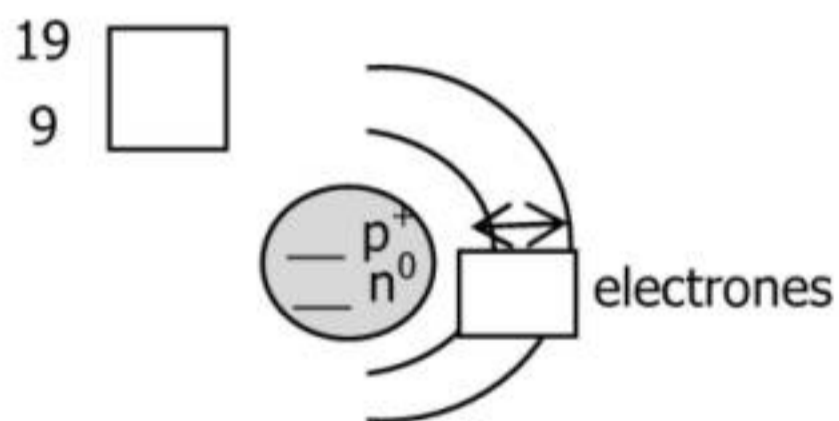
20) Completar las siguientes oraciones

- Los isótopos son átomos del mismo elemento con distinto número de .....
- El número másico de los isótopos es .....
- Sabiendo que He tiene Z= 2 y A= 4 y otro átomo de He tiene Z=2 y A= 8, indicar qué relación hay entre estos dos átomos de He y cómo se llaman.

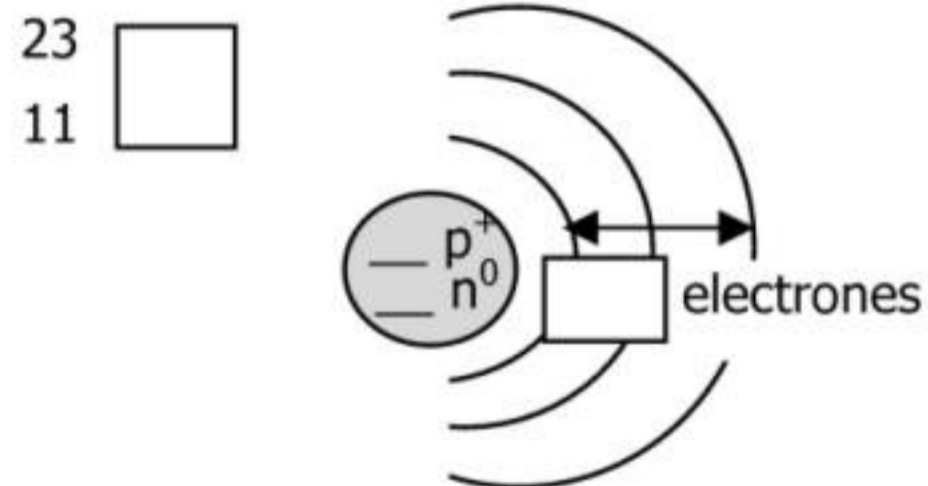
21) Responder V o F

- Los protones ocupan la zona nuclear
- Los neutrones ocupan la zona extranuclear
- Los electrones forman parte del núcleo

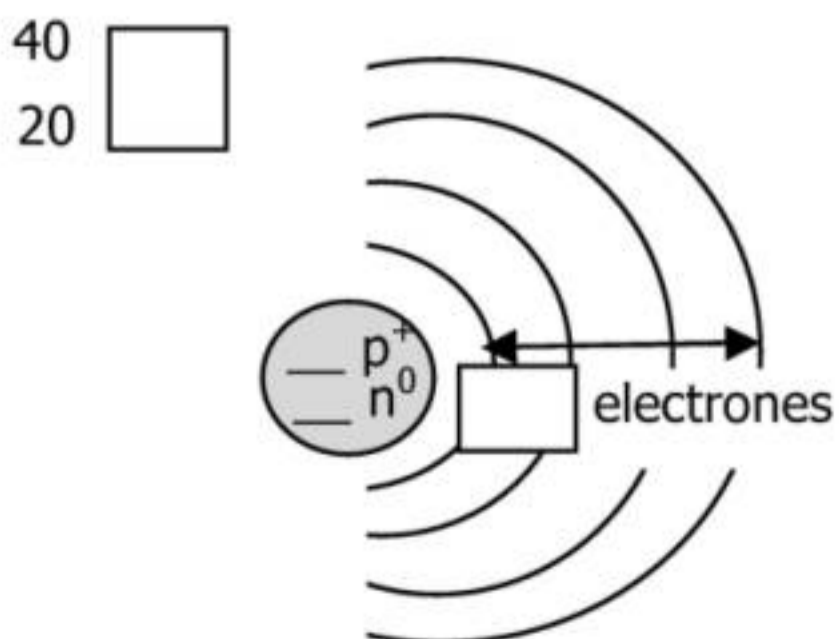
22) Teniendo los datos, decir qué elemento es X y completar su representación



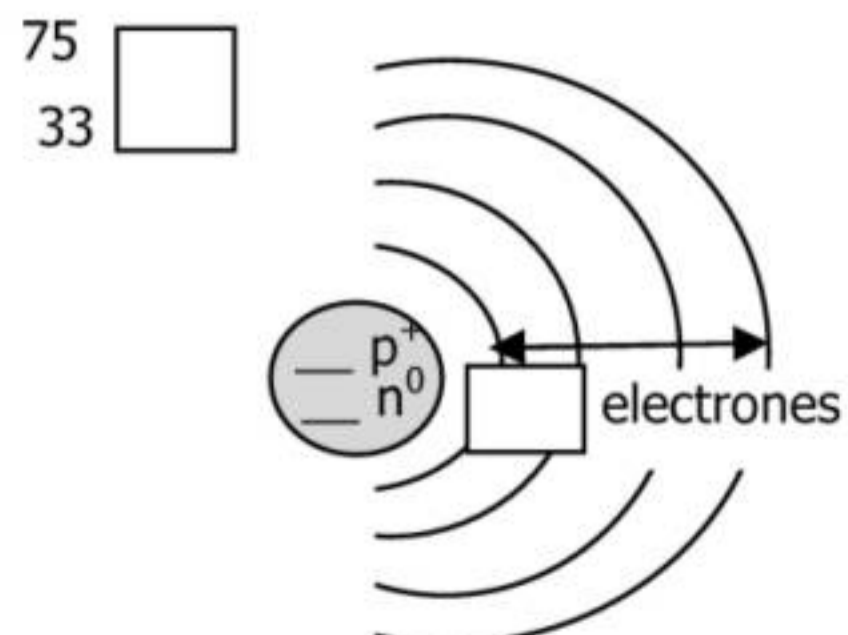
\_\_\_ (P<sup>+</sup>) = \_\_\_ (e<sup>-</sup>) = Z = \_\_\_  
A = \_\_\_ = \_\_\_ (P<sup>+</sup>) + \_\_\_ (n<sup>0</sup>)



\_\_\_ (P<sup>+</sup>) = \_\_\_ (e<sup>-</sup>) = Z = \_\_\_  
A = \_\_\_ = \_\_\_ (P<sup>+</sup>) + \_\_\_ (n<sup>0</sup>)



\_\_\_ (P<sup>+</sup>) = \_\_\_ (e<sup>-</sup>) = Z = \_\_\_  
A = \_\_\_ = \_\_\_ (P<sup>+</sup>) + \_\_\_ (n<sup>0</sup>)



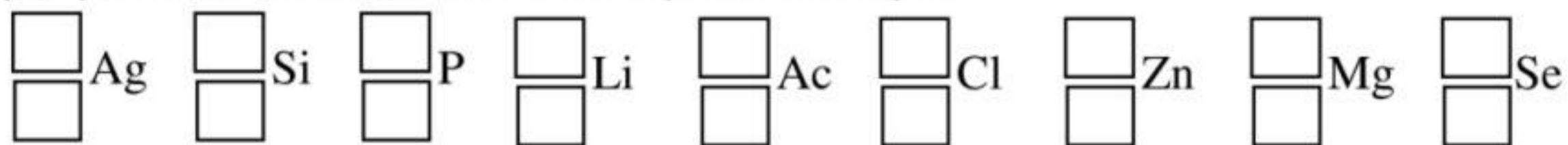
\_\_\_ (P<sup>+</sup>) = \_\_\_ (e<sup>-</sup>) = Z = \_\_\_  
A = \_\_\_ = \_\_\_ (P<sup>+</sup>) + \_\_\_ (n<sup>0</sup>)

- 23) ¿Cuántos protones tienen las siguientes especies? Representar el átomo según A y Z  
Boro, Circonio, Francio, Estaño, Plomo, Xenón, Escandio, Hierro, Platino, Fósforo, Azufre
- 24) ¿Cuántos electrones tienen las siguientes especies? Representar el átomo según A y Z  
Oro, Manganeso, Vanadio, Bismuto, Radio, Cesio, Criptón, Cinc, Argón, Astatato, Germanio
- 25) ¿Cuántos neutrones tienen las siguientes especies? Representar el átomo según A y Z  
Cobalto, Berilio, Neón, Potasio, Níquel, Sodio, Galio, Helio, Hidrógeno, Mercurio, Carbono

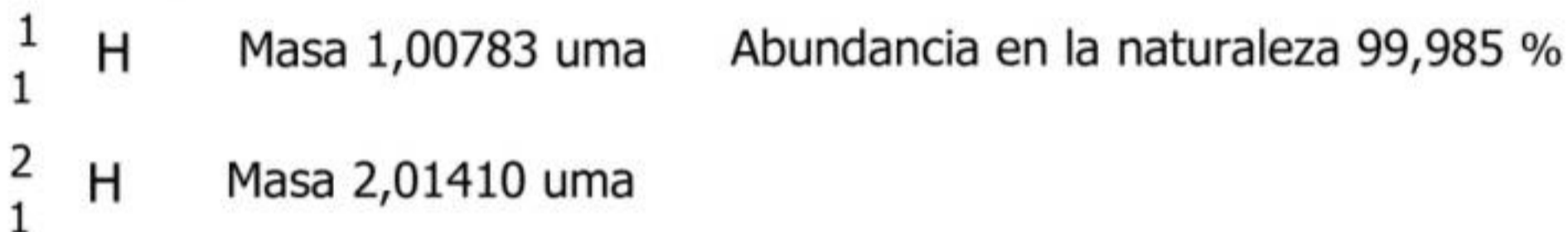
26) ¿Cuál es el elemento?



27) Representar el átomo con su correspondiente A y Z

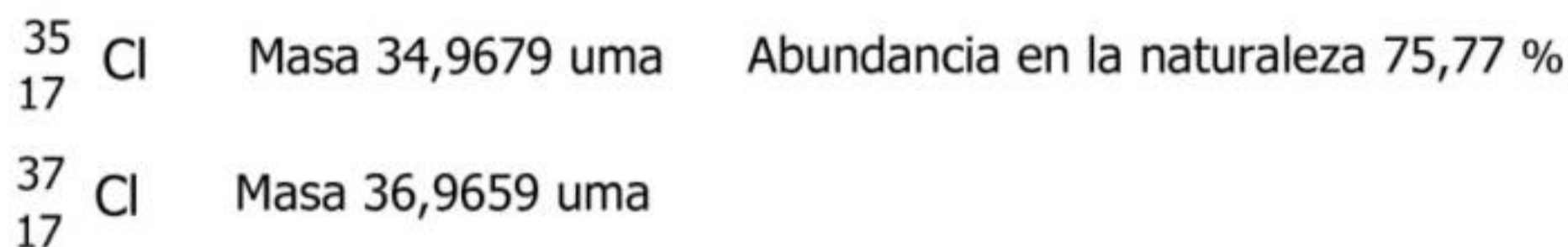


27) El Hidrógeno tiene en la naturaleza dos isótopos:



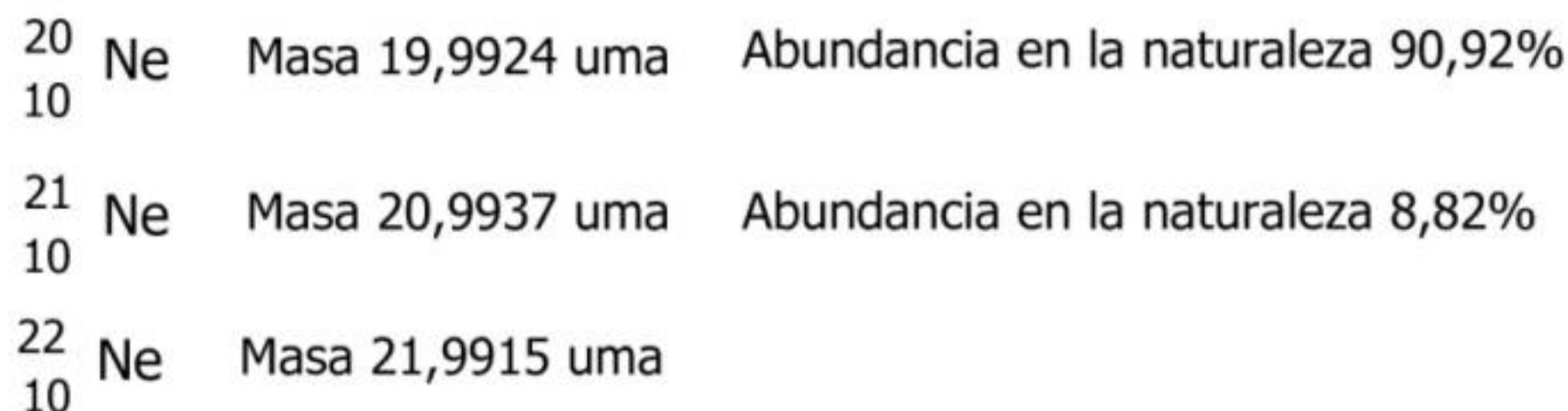
Calcular la masa atómica relativa del Hidrógeno

28) El Cloro tiene en la naturaleza varios isótopos, pero lo más estables son:



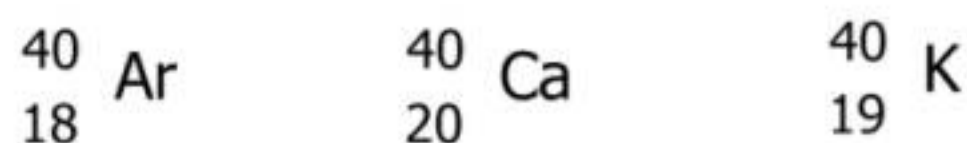
Calcular la masa atómica relativa del Cloro

30) El Neón tiene en la naturaleza tres isótopos:



Calcular la masa atómica relativa del Neón

31) Indicar que tipo de propiedad existe entre estos tres elementos y qué tienen en común.



32) Sabemos que el átomo de Carbono es isóbaro con el átomo de Nitrógeno. Representar dichos átomos según su correspondiente A y Z.

33) Sabemos que el átomo "X" tiene 1 electrón girando en su órbita y tiene 2 neutrones en su núcleo. Y el átomo "Y" tiene 2 electrones girando en su órbita y 1 neutrón en su núcleo.

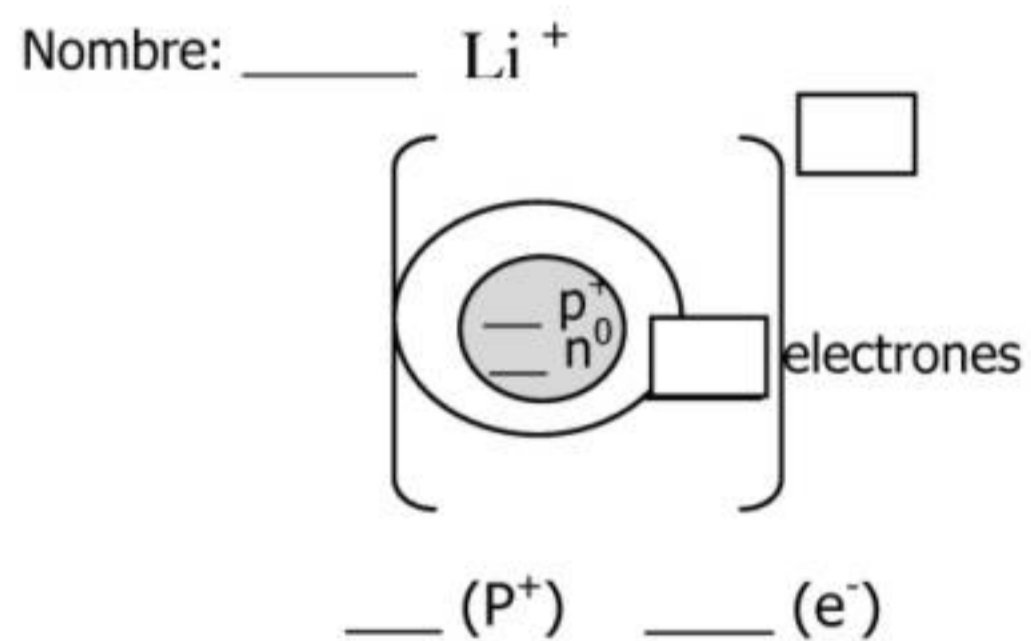
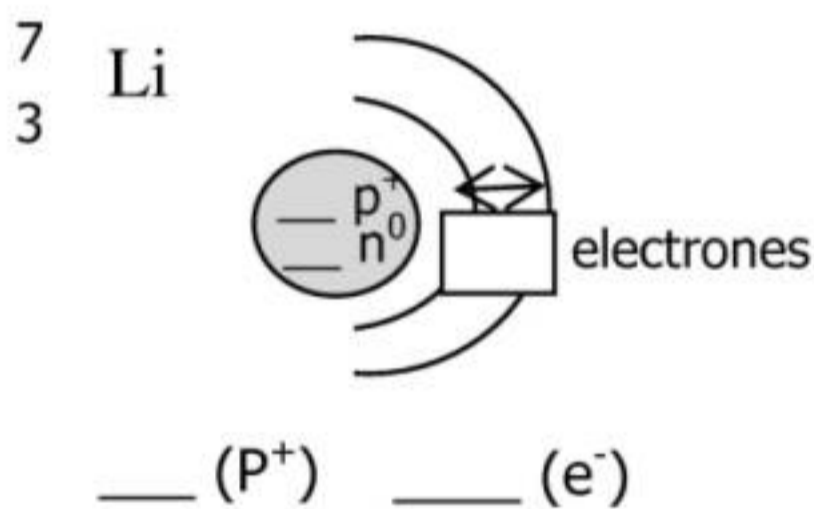
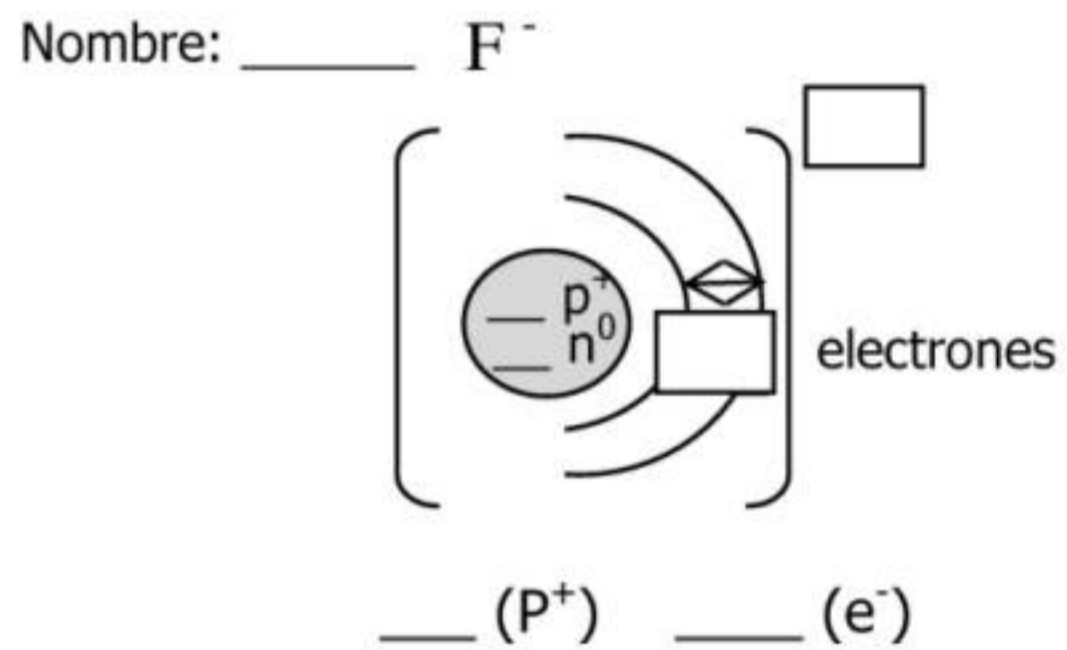
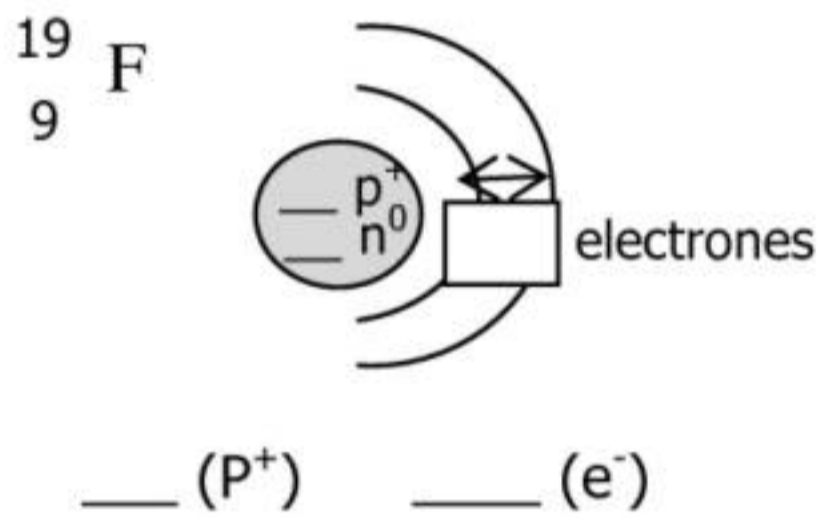
¿Cuál es el átomo "X" y cuál es el átomo "Y"?

¿Qué relación existe entre el átomo "X" y el átomo "Y"?

34) Indicar qué tipo de ión es cada uno:

$F^-$     $Al^{+3}$     $Na^+$     $K^+$     $Be^{+2}$     $Br^-$     $Ni^{+2}$     $Cl^{-5}$     $O^{-2}$     $Hg^{+2}$     $Po^{+2}$     $H^+$   
 $N^{-3}$     $Br^{-7}$     $Ca^{+2}$     $Cs^+$     $Ag^+$     $Co^{+3}$     $P^{-5}$     $Sn^{+4}$     $I^-$     $S^{-2}$     $Mn^{-4}$     $I^{-5}$

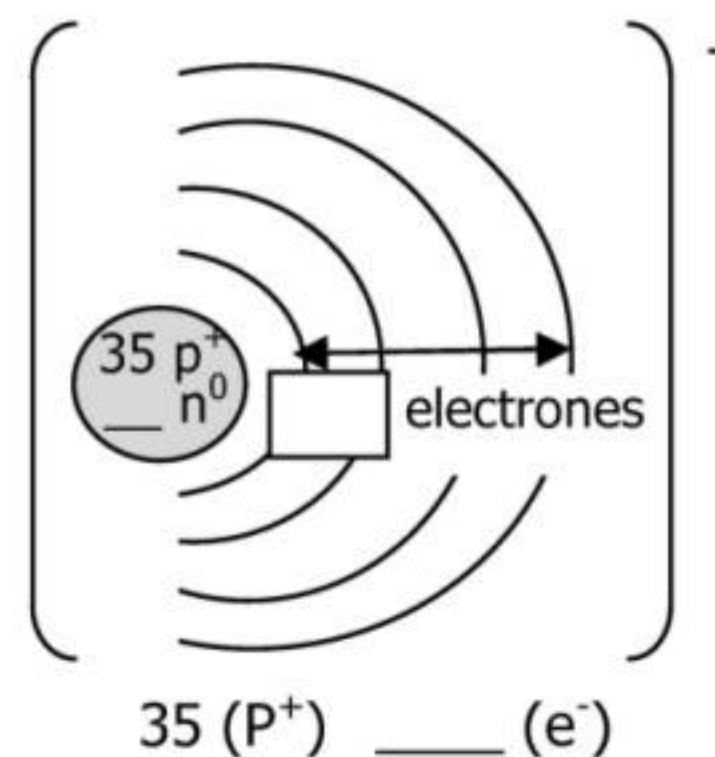
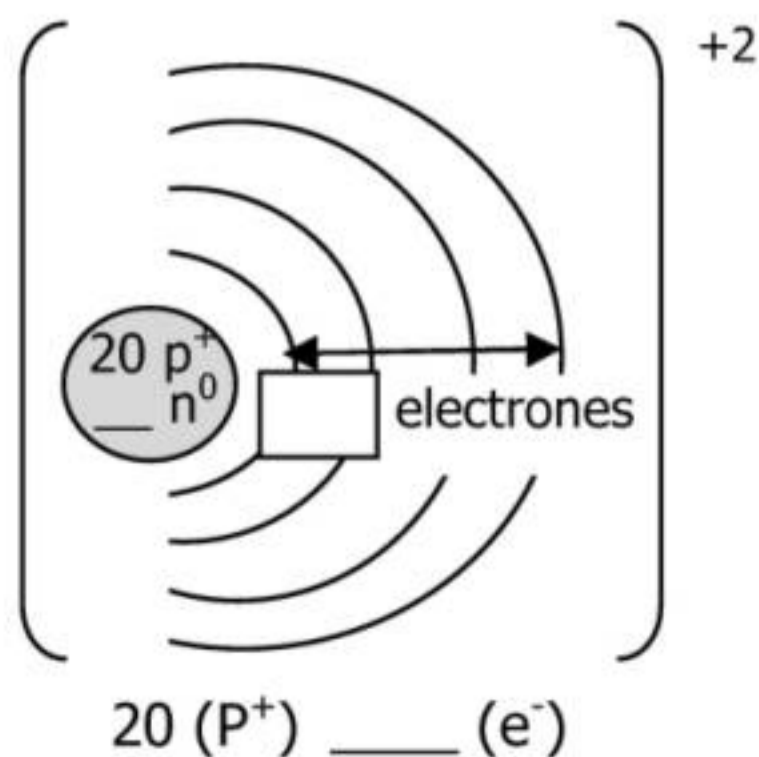
35) Completar los espacios vacios en el átomo y en su ión. Nombrar el tipo de ión y decir con respecto a cuál gas noble le permite cumplir la regla del octeto



36) Completar el nombre y el esquema del ion. Decir con respecto a cuál gas noble le permite cumplir la regla del octeto

Nombre ión y símbolo: \_\_\_\_\_

Nombre ión y símbolo: \_\_\_\_\_





# Química



## Q05 - Soluciones Químicas

## Soluciones

Definición: Llamamos solución a los sistemas **homogéneos** (Es decir, de una sola fase) y **dos o más componentes**.

Las soluciones deben ser fraccionables y no separables, es decir, por ejemplo una mezcla de limaduras de hierro en agua no es una solución, ya que las limaduras de hierro forman otra fase y pueden ser separadas por métodos mecánicos, lo mismo ocurre con el agua y aceite, por lo tanto estas mezclas no son soluciones. En cambio con agua y azúcar diluido, la mezcla conforma una sola fase y no puede ser separada por métodos mecánicos sino que debe ser fraccionada para obtener el agua por un lado y el azúcar por el otro.

## Soluto y Solvente

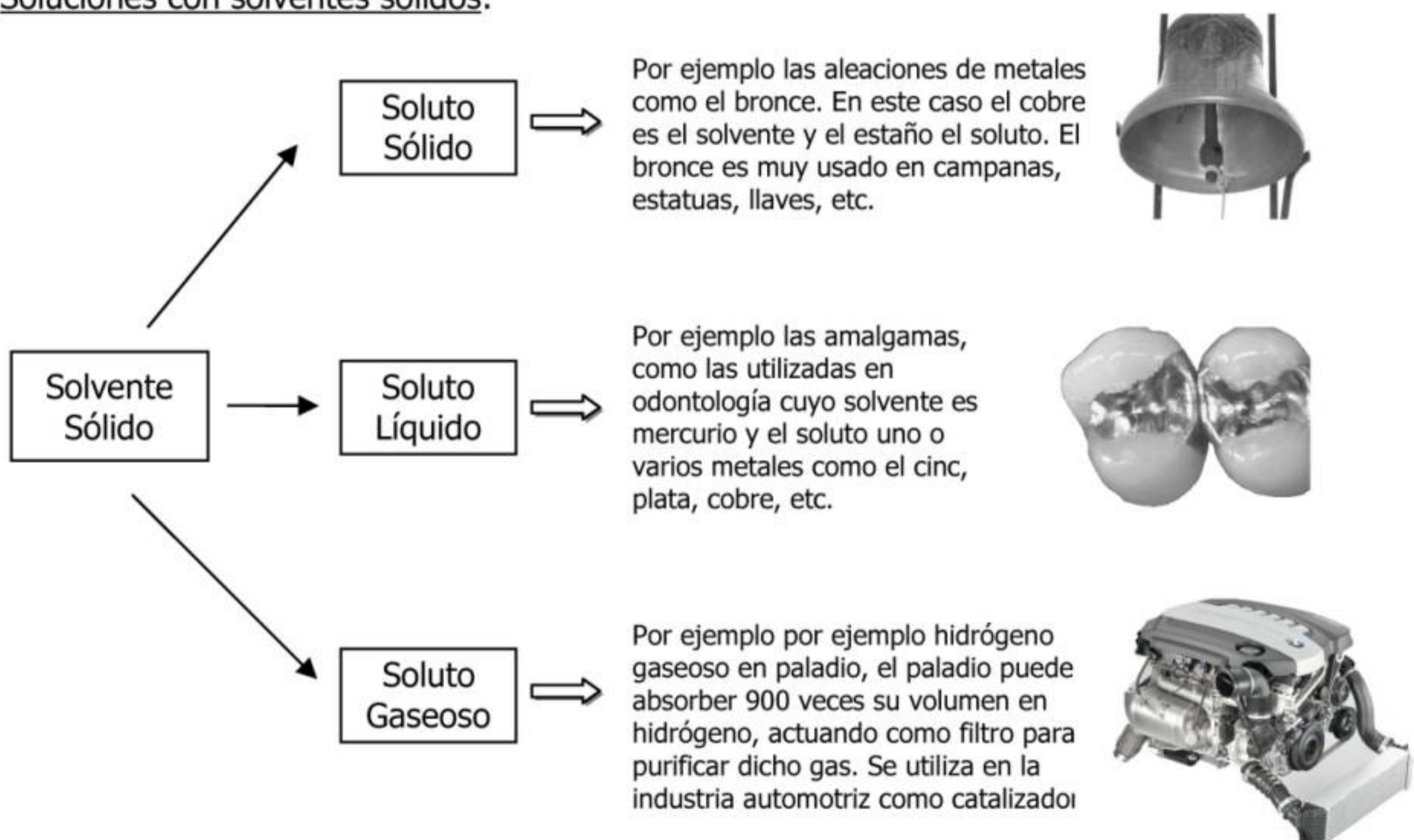
Generalmente al componente más abundante de la solución se lo llama solvente y al menos abundante se lo llama soluto. Pero principalmente el solvente es aquella sustancia cuyo estado físico es el mismo que presenta la solución.

Es decir que cuando por ejemplo disolvemos una cantidad de un componente sólido en agua y la cantidad de este componente sólido es mayor a la cantidad de agua y se disuelve todo el componente formando una solución líquida, por más que la masa del solvente sea menor, sigue siendo el agua el solvente ya que el estado de la solución (líquido) debe ser el mismo del solvente.

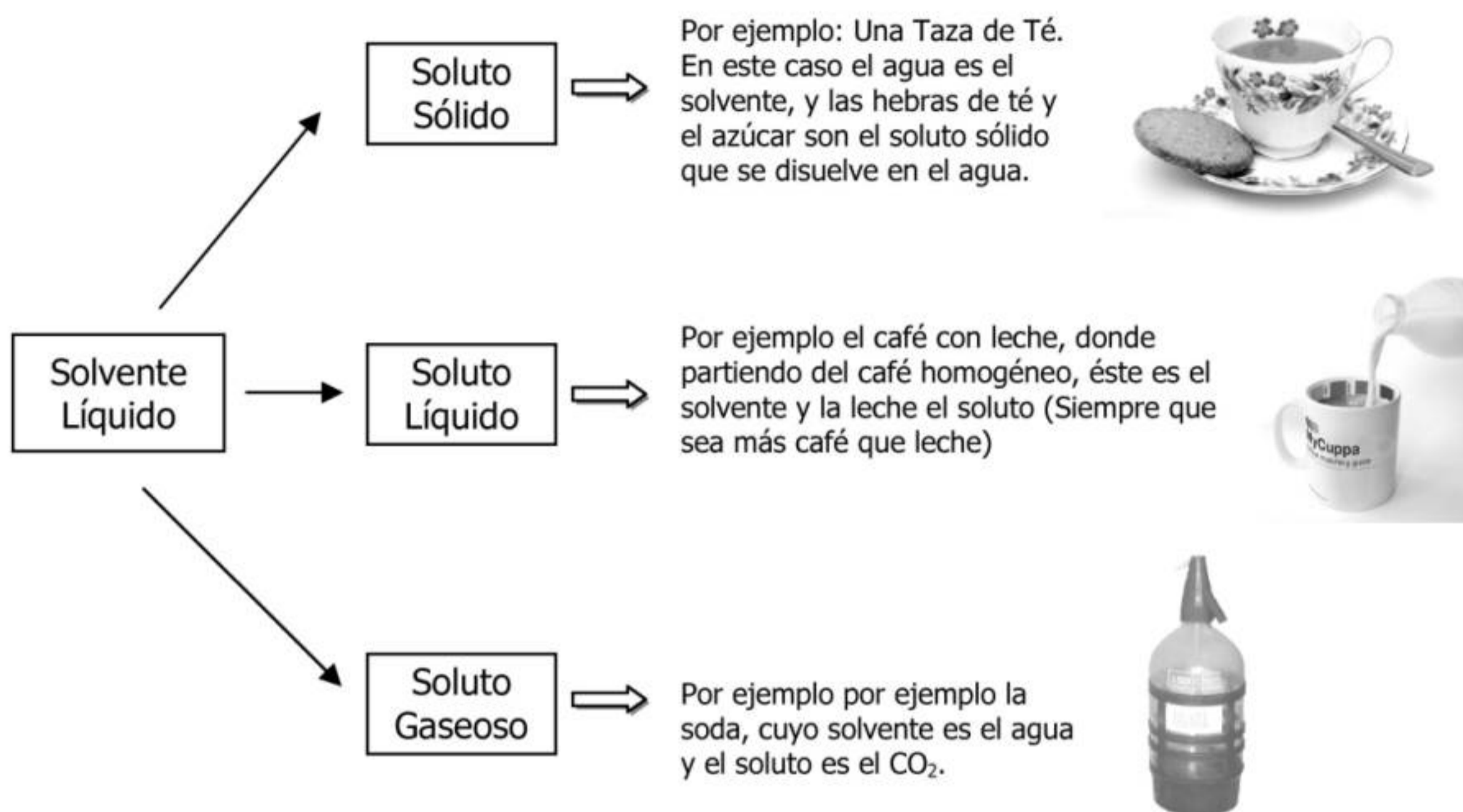
## Casos de soluciones según el estado de sus componentes

En los siguientes cuadros podemos ver ejemplos de diferentes soluciones a partir de solutos y solventes en los tres estados posibles:

### Soluciones con solventes sólidos:



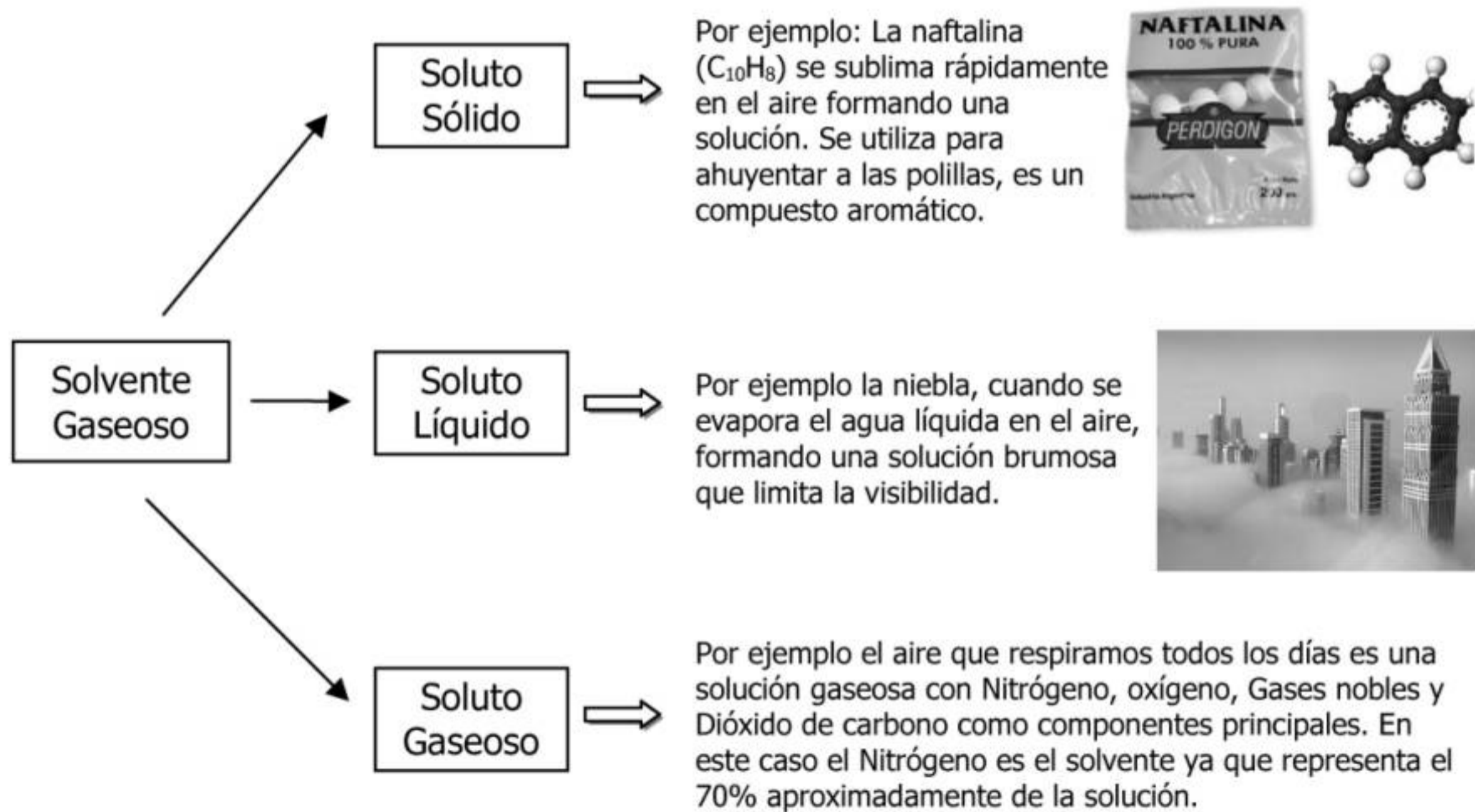
## Soluciones con solventes líquidos:



## Ejemplos de solventes líquidos más usuales

- Agua: Disuelve ácidos, bases, sales, azúcares, alcoholes, amoníaco, CO<sub>2</sub>, etc.
- Alcohol etílico: Disuelve esencias, colorantes, medicamentos, barnices, yodo, etc.
- Acetona: Disuelve ceras, resinas, celulosa, grasas, aceites, etc.
- Kerosene o naftas: Disuelve pinturas, barnices, aceites, grasas, etc.
- Sulfuro de carbono: Disuelve especialmente azufre.

## Soluciones con solventes Gaseosos:



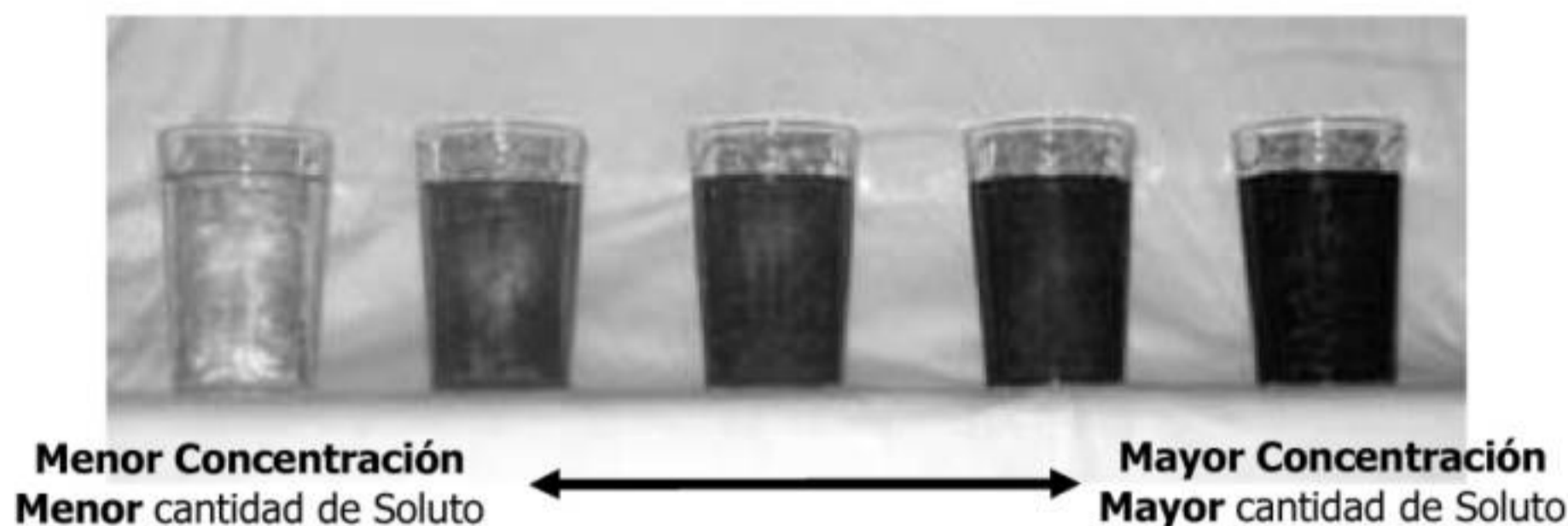
## Soluciones o Coloides

Suele confundirse a veces las soluciones con otros sistemas denominados coloides. Por empezar podríamos decir que en una solución las partículas dispersas son grupos de iones o moléculas de no más de 1000 átomos por partícula.

Cuando se trata de partículas que contienen entre 1.000 y 1.000 millones de átomos por partícula entonces se trata de sistemas coloidales. Ejemplos de ello son la mayonesa, la gelatina, las espumas como la crema de helado, etc.

## Concentración de una solución

Las soluciones pueden ser más o menos concentradas, en función de las proporciones de soluto y solvente de la mezcla. Se dice que a mayor proporción de soluto en solvente, la solución es más concentrada. Por ejemplo, si diluimos jugo de fruta en agua, podemos ver que si utilizamos muy poca cantidad de jugo de fruta para la misma cantidad de agua, la solución es de muy baja concentración (Como un jugo muy diluido con poco sabor). En cambio si utilizamos mayor cantidad de soluto (Más jugo de fruta) la concentración será mayor, obteniendo mayor sabor en este caso.



## Formas de medir la concentración

Existen diversas formas de medir la concentración de una solución, algunas comparando la proporción de soluto/solución, otras comparando las proporciones soluto/solvente, y utilizando diversas unidades de referencia, veremos a continuación las maneras más utilizadas de medir concentración:

- Concentración centesimal masa en masa (% m/m): Gramos de soluto por cada 100 gramos de solución.
- Concentración centesimal masa en volumen (% m/v): Gramos de soluto por cada 100 cm<sup>3</sup> o mililitros (ml) de solución.
- Concentración centesimal volumen en volumen (% v/v): Cantidad de cm<sup>3</sup> de soluto por cada 100 cm<sup>3</sup> o mililitros (ml) de solución.
- Molaridad (M): Número de moles de soluto por cada dm<sup>3</sup> o litro de solución.
- Molalidad (m): Número de moles de soluto por cada Kg de solvente.
- Normalidad (N): Número de equivalentes gramo de soluto por cada dm<sup>3</sup> o litro de solución.

## Cálculos de concentración %m/m

Ejemplo: Se mezclan 100 gramos de jugo en polvo en un vaso de 250 cm<sup>3</sup> de agua. Determinar la concentración en %m/m.

Primero determinamos las masas de soluto y solvente:

Soluto: Polvo de jugo, en este caso nos dicen como dato que su masa es de 100 g.

Solvente: Tenemos 250 cm<sup>3</sup> de agua. Para saber su masa debemos recurrir a la fórmula de densidad (Sabido que la densidad del agua es de 1 g/cm<sup>3</sup>):

$$Densidad = \frac{masa}{volumen} \Rightarrow masa = Densidad \cdot volumen \Rightarrow masa = 1 \frac{g}{cm^3} \cdot 250cm^3 \Rightarrow masa = 250g$$

Entonces, la masa del solvente es de 250 g.

Ahora necesitamos calcular la masa total de la solución:

Masa de la solución = Masa soluto + Masa solvente

Masa de la solución = 100 g + 250 g

Masa de la solución = 350 g

Por último debemos calcular la masa de soluto por cada 100 gramos de solución, para ello podemos hacer una regla de tres simple:

$$\left. \begin{array}{l} 350g \text{ Solución} \longrightarrow 100g \text{ Soluta} \\ 100g \text{ Solución} \longrightarrow x \text{ g Soluta} \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{100g \text{ Solución} \cdot 100g \text{ Soluta}}{350g \text{ Solución}} \Rightarrow x = 28,57 \text{ g Soluta}$$

Por lo tanto como por cada 100 gramos de solución tenemos 28,57 gramos de soluto, decimos que la concentración %m/m = 28,57%

$$\boxed{\%m/m = 28,57\%}$$

## Cálculos de concentración %v/v

Ejemplo: En una taza de café de 200 ml, se colocan 50 ml de leche, calcular la concentración del café con leche en %v/v.

En este caso tenemos: Volumen de soluto: 50 ml (dato)

Volumen de la solución = Volumen de soluto + volumen de solvente = 200 ml + 50ml = 250 ml

Entonces, tenemos que hay 50 ml de soluto en 250 ml de solución, planteamos la regla de tres simple:

$$\left. \begin{array}{l} 250ml \text{ Solución} \longrightarrow 50ml \text{ Soluta} \\ 100ml \text{ Solución} \longrightarrow x \text{ ml Soluta} \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{100ml \text{ Solución} \cdot 50ml \text{ Soluta}}{250ml \text{ Solución}} \Rightarrow x = 20ml \text{ Soluta}$$

Por lo tanto, la concentración %v/v es de un 20%

## Cálculos de concentración %m/v

Ejemplo: Una solución de agua salada contiene 6 g de sal y 20 g de solución y la densidad de esta solución es 1,2 g/cm<sup>3</sup>. Expresar la concentración de la solución de agua salada en %m/v

Primero tenemos que identificar soluto y solvente  $\left\{ \begin{array}{l} \text{Soluto: sal} \\ \text{Solvente: agua} \end{array} \right.$  Forman la Solución: agua salada

$$\text{Sabemos que \%m/v} = \frac{X \text{ gramos de soluto}}{100 \text{ cm}^3 \text{ de solución}}$$

De la densidad del agua salada obtenemos la relación 1,2 g de solución ocupan 1 cm<sup>3</sup> de volumen

1,2 g de solución  $\longrightarrow$  Ocupan 1 cm<sup>3</sup> de solución

$$20 \text{ g de solución} \longrightarrow X = \frac{20 \text{ g solución} \cdot 1 \text{ cm}^3 \text{ de solución}}{1,2 \text{ g solución}} \quad X = 16,6 \text{ cm}^3 \text{ de solución}$$

Si en 16,6 cm<sup>3</sup> de solución  $\longrightarrow$  Hay 6 g de soluto

En 100 cm<sup>3</sup> de solución  $\longrightarrow$  ¿Cuántos gramos de soluto hay?

$$\frac{16,6 \text{ cm}^3 \text{ de solución}}{100 \text{ cm}^3 \text{ de solución}} = \frac{6 \text{ g soluto}}{X \text{ g soluto}}$$

$$X = \frac{6 \text{ g de soluto} \cdot 100 \text{ cm}^3 \text{ de solución}}{16,6 \text{ cm}^3 \text{ de solución}} \quad \text{Simplifico} \quad \boxed{X = 36,14 \text{ g soluto}}$$

Este resultado significa que hay 36,14 g de soluto por cada 100 cm<sup>3</sup> de solución. Dicho de otra manera la concentración de la solución agua salada en cuestión es 36,14% m/v

## El mol

Se define al mol como una cantidad de sustancia. Un mol de una sustancia es la cantidad de esa sustancia que contiene una cantidad de unidades elementales (como átomos) hay en 12 gramos de carbono.

En 12 gramos de Carbono hay  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos. A este número se lo conoce como número de Avogadro.

Por lo tanto si  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de Carbono equivalen a 12 gramos de dicho elemento, hay una relación entre la cantidad de átomos de un elemento y su masa, dependiendo esta relación de la masa del átomo de cada elemento. Como las masas de los átomos son muy pequeñas, utilizamos lo que se conoce como "masas atómicas relativas" que equivalen a la masa de  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos.

## Masa atómica de los elementos

Como dijimos antes, todos los elementos de la naturaleza tienen una determinada masa atómica que significa la masa en gramos de cada elemento por cada mol, o bien por cada  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de dicho elemento.

A continuación damos una tabla de masas atómicas de los elementos:  
Elementos por Orden Alfabético

Elemento	Masa atómica (g/mol)
Actinio (Ac)	227
Aluminio (Al)	26,9815
Americio (Am)	243
Antimonio (Sb)	121,76
Argón (Ar)	39,948
Arsénico (As)	74,922
Ástato (At)	210
Azufre (S)	32,065
Bario (Ba)	137,327
Berilio (Be)	9,0122
Berkelio (Bk)	247
Bismuto (Bi)	208,98
Bohrio (Bh)	264
Boro (B)	10,811
Bromo (Br)	79,904
Cadmio (Cd)	112,411
Calcio (Ca)	40,078
Californio (Cf)	251
Carbono (C)	12,0107
Cerio (Ce)	140,116
Cesio (Cs)	132,906
Cloro (Cl)	35,453
Cobalto (Co)	58,9332
Cobre (Cu)	63,546
Cromo (Cr)	51,9961
Curio (Cm)	247
Disprobio (Dy)	162,5
Dubnio (Db)	262
Einsteinio (Es)	252
Erbio (Er)	167,259
Escandio (Sc)	44,9559
Estaño (Sn)	118,71
Estroncio (Sr)	87,62
Europio (Eu)	151,964
Fermio (Fm)	257
Fluor (F)	18,9984

Elemento	Masa atómica (g/mol)
Fósforo (P)	30,9738
Francio (Fr)	223
Gadolinio (Gd)	157,25
Galio (Ga)	69,723
Germanio (Ge)	72,64
Hafnio (Hf)	178,49
Hassio (Hs)	277
Helio (He)	4,0026
Hidrógeno (H)	1,0079
Hierro (Fe)	55,845
Holmio (Ho)	164,93
Indio (In)	114,818
Iodo (I)	126,905
Iridio (Ir)	192,217
Iterbio (Yb)	173,04
Itrio (Y)	88,906
Kriptón (Kr)	83,8
Lantano (La)	138,906
Lawrencio (Lr)	262
Litio (Li)	6,941
Lutecio (Lu)	174,967
Magnesio (Mg)	24,305
Manganeso (Mn)	54,938
Meitnerio (Mt)	268
Mendelevio (Md)	258
Mercurio (Hg)	200,59
Molibdeno (Mo)	95,94
Neodimio (Nd)	144,24
Neón (Ne)	20,1797
Neptunio (Np)	237
Niobio (Nb)	92,906
Níquel (Ni)	58,6934
Nitrógeno (N)	14,0067
Nobelio (No)	259
Oro (Au)	196,967
Osmio (Os)	190,23

Elemento	Masa atómica (g/mol)
Oxígeno (O)	15,9994
Paladio (Pd)	106,42
Plata (Ag)	107,868
Platino (Pt)	195,078
Plomo (Pb)	207,2
Plutonio (Pu)	244
Polonio (Po)	209
Potasio (K)	39,0983
Praseodimio (Pr)	140,908
Promecio (Pm)	145
Protactinio (Pa)	231,036
Radio (Ra)	226
Radón (Rn)	222
Renio (Re)	186,207
Rodio (Rh)	102,906
Rubidio (Rb)	85,468
Rutenio (Ru)	101,07
Rutherfordio (Rf)	261
Samario (Sm)	150,36
Seaborgio (Sg)	266
Selenio (Se)	78,96
Sílice (Si)	28,0855
Sodio (Na)	22,9897
Talio (Tl)	204,383
Tantalio (Ta)	180,948
Tecnecio (Tc)	98
Teluro (Te)	127,6
Terbio (Tb)	158,925
Titanio (Ti)	47,867
Torio (Th)	232,038
Tulio (Tm)	168,934
Uranio (U)	238,029
Vanadio (V)	50,9415
Wolframio (W)	183,84
Xenón (Xe)	131,293
Zinc (Zn)	65,39
Zirconio (Zr)	91,224

## Masa molecular de un Compuesto

Sabemos por ejemplo, que la masa atómica del Hierro es 55,845, por lo tanto 1 mol de hierro es una cantidad de 55,845 gramos de Hierro, lo que equivale a  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos de hierro.

Para saber la masa de un mol de un determinado compuesto, por ejemplo el agua, debemos conocer su fórmula molecular. El caso del agua la formula molecular es  $H_2O$ . Entonces la masa molecular, o la masa de un mol de agua será la suma de las masas atómicas de sus componentes.

## Cálculo de la masa molecular de compuestos

Masa molecular del Agua.

Como dijimos anteriormente para calcular la masa de 1 mol de un compuesto debemos sumar las masas atómicas de sus componentes, veamos el cálculo de la masa molecular del agua:

Fórmula:  $H_2O$

Masa Molecular  $H_2O = 2 \cdot \text{Masa atómica del H} + \text{Masa atómica el O}$

Masa Molecular  $H_2O = 2 \cdot 1 + 16 = 18$

Por lo tanto 1 mol de agua tiene una masa de 18g

Masa molecular del Dióxido de Carbono

Fórmula:  $CO_2$

Masa Molecular  $CO_2 = 2 \cdot \text{Masa atómica del O} + \text{Masa atómica el C}$

Masa Molecular  $CO_2 = 2 \cdot 16 + 12 = 44$

Por lo tanto 1 mol de  $CO_2$  tiene una masa de 44g

## Cálculo de Concentración "M" Molaridad

Ejemplo: Calcular la masa de sulfato de aluminio  $Al_2(SO_4)_3$  necesaria para preparar una solución acuosa de 2 litros y concentración 0,8 M

Primero averiguamos la masa molecular del  $Al_2(SO_4)_3$

Para ello partimos de las masas atómicas del Al = 27 ; S = 32 y O = 16

Nota: Redondeamos los valores para simplificar los cálculos

masa molecular del  $Al_2(SO_4)_3 = 27 \cdot 2 + (32 + 16 \cdot 4) \cdot 3$

masa molecular del  $Al_2(SO_4)_3 = 54 + 96 \cdot 3$

masa molecular del  $Al_2(SO_4)_3 = 342$

Y ahora por definición la Molaridad es la cantidad de moles de soluto por litro de solución.

Ya sabemos que se diluye en 2 litros, pero debemos calcular la masa necesaria para que la concentración sea 0,8 M como dice el enunciado

Entonces, la masa de un mol de  $Al_2(SO_4)_3$  es como calculamos 342g.

Para que la solución tenga 0,8 M, debe darse que por cada litro haya 0,8 moles de  $Al_2(SO_4)_3$

Si en 1 litro hay 0,8 moles, en 2 litros habrá el doble, o sea 1,6 moles de  $Al_2(SO_4)_3$

Luego si 1 mol de  $Al_2(SO_4)_3$  tiene 342 g, entonces calculamos la masa de 1,6 moles de  $Al_2(SO_4)_3$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3 \longrightarrow 342 \text{ g} \\ 1,6 \text{ moles } Al_2(SO_4)_3 \longrightarrow x \text{ g} \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{342 \text{ g} \cdot 1,6 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} \Rightarrow x = 547,2 \text{ g}$$

Por lo tanto esa es la masa necesaria para preparar la solución de 0,8 M en 2 litros de agua.



## Cálculo de Concentración "m" Molalidad

Ejemplo: Calcular la molalidad de una solución que contiene 4,9 gramos de ácido sulfúrico (Fórmula:  $H_2SO_4$ ) en  $200\text{ cm}^3$  de agua.

Como siempre antes de comenzar debemos calcular la masa molecular del  $H_2SO_4$

$$\text{masa molecular del } H_2SO_4 = 1 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4$$

$$\text{masa molecular del } H_2SO_4 = 2 + 32 + 64$$

$$\text{masa molecular del } H_2SO_4 = 98$$

Ahora repasamos la definición de concentración "m": Moles de soluto por Kg de solvente

Como la densidad del agua es  $1\text{ g/cm}^3$ .

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} \Rightarrow \text{masa} = \text{Densidad} \cdot \text{volumen} \Rightarrow \text{masa} = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 200\text{cm}^3 \Rightarrow \text{masa} = 200\text{g}$$

Si tenemos 4,9 gramos de  $H_2SO_4$  en 200 gramos de agua. Por cada Kg de agua tendremos:

$$\left. \begin{array}{l} 200\text{g Agua} \longrightarrow 4,9\text{g Solute} \\ 1000\text{g Agua} \longrightarrow x\text{ g Solute} \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{1000\text{g Agua} \cdot 4,9\text{g Solute}}{200\text{g Agua}} \Rightarrow x = 24,5\text{ g Solute}$$

Entonces por Kg de solvente tenemos 24,5 g de soluto. Debemos ahora hallar a cuantos moles equivalen:

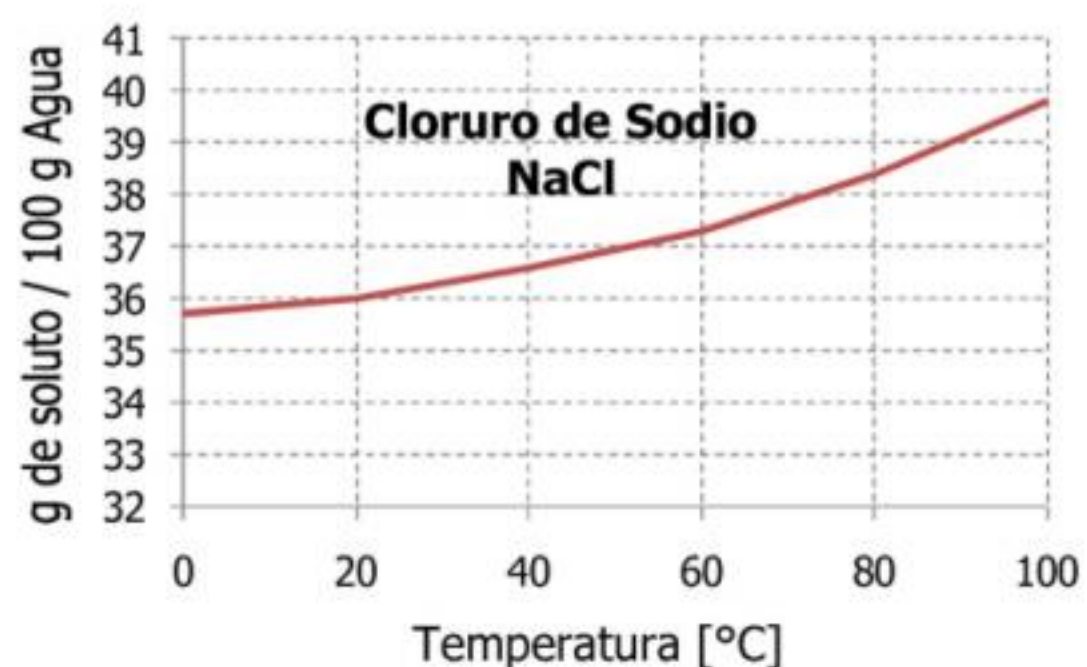
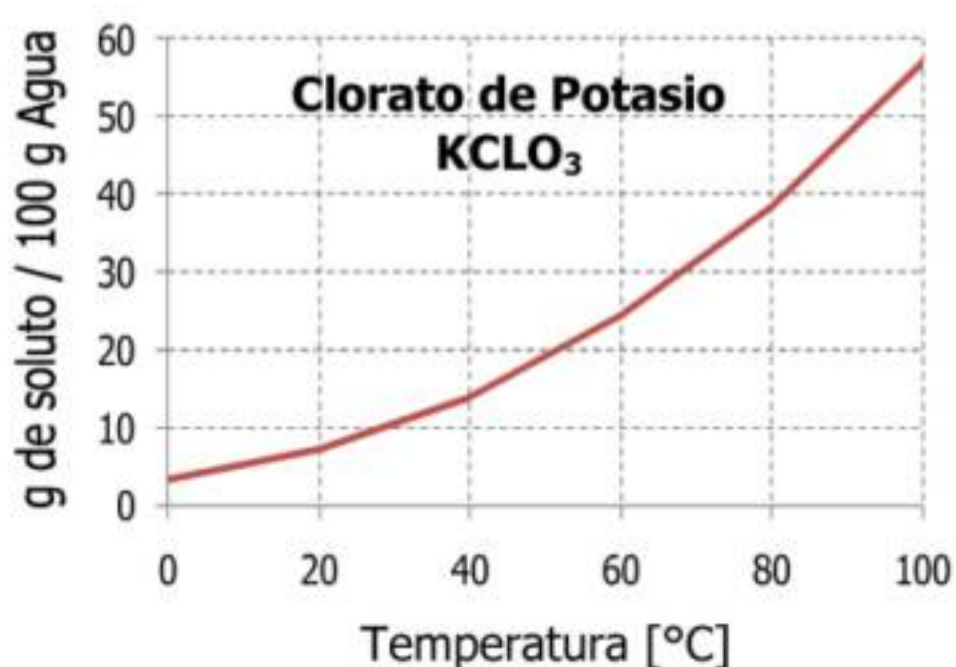
$$\left. \begin{array}{l} 98\text{g } (H_2SO_4) \longrightarrow 1\text{ mol} \\ 24,5\text{g } (H_2SO_4) \longrightarrow x\text{ moles} \end{array} \right\} \Rightarrow x = \frac{24,5\text{g } (H_2SO_4) \cdot 1\text{mol}}{98\text{g } (H_2SO_4)} \Rightarrow x = 0,25\text{ moles}$$

Por lo tanto la concentración "m" o molalidad de la solución será de 0,25 moles de soluto por Kg de solución.

## Saturación de las Soluciones

Soluciones Saturadas: Una solución está saturada cuando a una determinada temperatura no admite más soluto.

Nota: La observación respecto a la temperatura no es menor ya que por ejemplo el agua como solvente va admitiendo mayores cantidades de soluto a medida que aumenta su temperatura. A continuación mostramos algunos gráficos de solubilidad en función de la temperatura.



## Ejercicios

1) Dados las siguientes soluciones, investigar e indicar el/los soluto/s y cual el solvente:

- Agua azucarada
- Aire
- Alcohol boricado
- Lavandina (Solución de Hipoclorito de Sodio NaClO)
- Pintura de esmalte diluida con Aguarrás
- Latex para interiores
- Amoniaco para limpieza (Solución de NH<sub>3</sub>)

2) Completar el siguiente cuadro de concentración de soluciones.

Soluto (g)	Solvente (g)	Solución (g)	Concentración solución %m/m
27	150		
35.1	156		
70.2		407.7	
9.72		99.72	
	285	310.65	
	187.5	220.71	
21.06			15.6
83.7			15.5

3) Responder Verdadero o Falso

- El soluto es el componente de mayor proporción de una solución
- El bronce es una solución solvente sólido, soluto líquido
- La Molaridad es la relación entre el numero de moles de soluto en 1 litro de solución
- La concentración %m/m es la relación entre la masa en gramos de solvente en 100 g de solución
- La masa molecular del H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> es 49
- La solubilidad no depende de la temperatura, sino de la cantidad de soluto
- Siempre se mantiene que: masa soluto (g) + masa solvente (g) = masa solución (g)

4) Completar el siguiente cuadro de concentración de soluciones.

Soluto (ml)	Solvente (ml)	Solución (ml)	Concentración solución %v/v
3.24			2.4
6.48			3.84
4.32	405		
17.55	631.8		
	1215	1309.77	
26	199		
	200	234.06	
	300	335.763	

- 5) Una solución acuosa pesa 250 g y presenta 7.5 g de Cloruro de Potasio. Calcular la concentración de la solución en %m/m
- 6) Una solución acuosa tiene una concentración de 5 %m/m, calcular la masa de soluto sabiendo que se dispone de 80 g de solución
- 7) Completar el siguiente cuadro de concentración de soluciones.

Soluto (g)	Solución (g)	Concentración solución %m/v	Densidad g/cm <sup>3</sup>
6	150		1.5
7.2	270		2.9
12.24	575.1		1.25
93	1209		1.95
27	225		2.6
7.2	32		3.1
9	62		2
27	110		1.08
36.6	160		1.8
45	434		1.36

- 8) Calcular la molalidad de una solución acuosa que tiene 25 g de ácido clorhídrico (HCl) disuelto en 550 cm<sup>3</sup> de agua (H<sub>2</sub>O)
- 9) Calcular la molalidad de una solución acuosa que tiene 9 g de ácido periódico (HIO<sub>4</sub>) disuelto en 360 cm<sup>3</sup> de agua (H<sub>2</sub>O)
- 10) Calcular la molalidad de una solución acuosa que tiene 45 g de cromato de potasio (K<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>) disuelto en 1120 cm<sup>3</sup> de agua (H<sub>2</sub>O)
- 11) Completar el siguiente cuadro de concentración de soluciones.

Solución (ml)	Moles de soluto	Concentración solución M
500	4	
350		1.75
190		1.52
	9	2.07
	5	2.15
155	18	
109	11	
95	20	1.9
	24	5.04
384		

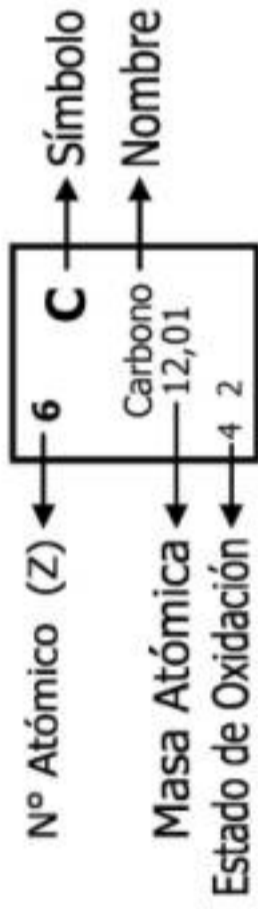
# Química



**Q06 - Tabla Periódica**

# Tabla Periódica de los Elementos

<b>1</b> H Hidrógeno 1,0079 1	<b>2</b> He Helio 4 0
<b>3</b> Li Litio 6,94 1	<b>4</b> Be Berilio 9,01 2
<b>11</b> Na Sodio 22,98 1	<b>12</b> Mg Magnesio 24,30 2
<b>19</b> K Potasio 39,09 1	<b>20</b> Ca Calcio 40,08 2
<b>37</b> Rb Rubidio 85,46 1	<b>38</b> Sr Estroncio 87,62 2
<b>55</b> Cs Cesio 132,90 1	<b>56</b> Ba Bario 137,34 2
<b>87</b> Fr Francio 223 1	<b>88</b> Ra Radio 226 2
<b>5</b> B Boro 10,81 3	<b>6</b> C Carbono 12,01 4 2
<b>13</b> Al Aluminio 26,98 3	<b>14</b> Si Silicio 28,08 4
<b>31</b> Ga Galio 69,72 3	<b>32</b> Ge Germanio 72,59 2 4
<b>49</b> In Indio 114,82 3	<b>50</b> Sn Estaño 118,69 4 2
<b>81</b> Tl Talio 204,37 3 1	<b>82</b> Pb Plomo 207,2 4 2
<b>13</b> Al Aluminio 26,98 3	<b>14</b> Si Silicio 28,08 4
<b>15</b> P Fósforo 30,97 3 5 4	<b>16</b> S Azufre 32,06 6 3 4 2
<b>33</b> As Arsénico 74,92 3 5	<b>34</b> Se Selenio 78,96 6 4 2
<b>51</b> Sb Antimonio 121,75 3 5	<b>52</b> Te Telurio 127,6 6 4 2
<b>83</b> Bi Bismuto 208,98 3 5	<b>84</b> Po Polonio 210 4 2
<b>5</b> B Boro 10,81 3	<b>6</b> C Carbono 12,01 4 2
<b>13</b> Al Aluminio 26,98 3	<b>14</b> Si Silicio 28,08 4
<b>31</b> Ga Galio 69,72 3	<b>32</b> Ge Germanio 72,59 2 4
<b>49</b> In Indio 114,82 3	<b>50</b> Sn Estaño 118,69 4 2
<b>81</b> Tl Talio 204,37 3 1	<b>82</b> Pb Plomo 207,2 4 2
<b>111</b> Uuu Ununonio 272 3	<b>112</b> Uub Ununbio 277 2
<b>113</b> Uut Ununtrio 285 4 2	<b>114</b> Uuq Ununquadrio 285 4 2
<b>115</b> Uup Ununpentio 289 4 2	<b>116</b> Uuh Ununhexio 289 4 2
<b>117</b> Uus Ununseptio 293 2	<b>118</b> Uuo Ununoctio 293 2
<b>21</b> Sc Escandio 44,95 3	<b>22</b> Ti Titanio 47,90 4 3
<b>39</b> Y Itrio 88,90 3	<b>40</b> Zr Circonio 91,22 4
<b>57</b> La Lantano 138,90 3	<b>58</b> Ce Cerio 140,12 3 4
<b>89</b> Ac Actinio 227 3	<b>90</b> Th Torio 232,03 4
<b>23</b> V Vanadio 50,94 5 4 3 2	<b>24</b> Cr Cromo 51,99 6 3 2
<b>41</b> Nb Niobio 92,90 5 3	<b>42</b> Mo Molibdeno 95,94 6 5 4 3 2
<b>73</b> Ta Tantalio 180,94 5	<b>74</b> W Wolframio 183,85 6 5 4 3 2
<b>105</b> Db Dbnio 262 6	<b>106</b> Sg Seaborgio 263 6
<b>25</b> Mn Manganeso 54,93 7 6 4 2 3	<b>26</b> Fe Hierro 55,84 2 3
<b>43</b> Tc Tecnecio 98 7 4	<b>44</b> Ru Rutenio 101,07 2 3 4 6 8
<b>75</b> Re Renio 186,2 7 6 4 2 1	<b>76</b> Os Osmio 190,2 2 3 4 6 8
<b>107</b> Bh Bohrio 262 7	<b>108</b> Hs Hassio 265 4
<b>27</b> Co Cobalto 58,93 2 3	<b>28</b> Ni Niquel 58,7 2 3
<b>45</b> Rh Rodio 102,9 2 3 4	<b>46</b> Pd Paladio 106,4 2 4
<b>77</b> Ir Iridio 192,22 2 3 4 6	<b>78</b> Pt Platino 195,09 2 4
<b>109</b> Mt Meitnerio 266 4	<b>110</b> Uun Ununilio 269 4
<b>29</b> Cu Cobre 63,54 2 1	<b>30</b> Zn Cinc 65,38 2
<b>47</b> Ag Plata 107,86 1	<b>48</b> Cd Cadmio 112,4 2
<b>79</b> Au Oro 196,96 3 1	<b>80</b> Hg Mercurio 200,59 2 1
<b>111</b> Uuu Ununonio 272 3	<b>112</b> Uub Ununbio 277 2



<b>57</b> La Lantano 138,90 3	<b>58</b> Ce Cerio 140,12 3 4	<b>59</b> Pr Praseodimio 140,90 3 4	<b>60</b> Nd Neodimio 144,24 3 4	<b>61</b> Pm Promesio 145 3	<b>62</b> Sm Samario 150,5 3 2	<b>63</b> Eu Europio 151,96 3 2	<b>64</b> Gd Gadolinio 157,25 3 4	<b>65</b> Tb Terbio 158,92 3 4	<b>66</b> Dy Disproscio 162,5 3 4	<b>67</b> Ho Holmio 164,93 3	<b>68</b> Er Erbio 167,26 3	<b>69</b> Tm Tulio 168,93 3 2	<b>70</b> Yb Iterbio 173,04 3 2	<b>71</b> Lu Lutetio 174,97 3
<b>89</b> Ac Actinio 227 3	<b>90</b> Th Torio 232,03 4	<b>91</b> Pa Protoactinio 231 5 4	<b>92</b> U Uranio 238,02 6 5 4 3	<b>93</b> Np Neptunio 237 6 5 4 3	<b>94</b> Pu Plutonio 242 6 5 4 3	<b>95</b> Am Americio 243 6 5 4 3	<b>96</b> Cm Curio 247 3	<b>97</b> Bk Berkelio 247 4 3	<b>98</b> Cf Californio 249 3	<b>99</b> Ei Einsteinio 254 3	<b>100</b> Fm Fermio 257 3	<b>101</b> Mb Mendelevio 258 3 2	<b>102</b> No Nobelio 259 3 2	<b>103</b> Lw Laurencio 260 3

↑ Serie de Lantánidos

↑ Serie de Actínidos

## Reseña Histórica de la Tabla Periódica

En 1869 el químico Ruso Dimitri Mendeleiev, relacionó las propiedades físicas y químicas de los elementos con sus masas atómicas, y al hacerlo, encontró una repetición periódica de dichas propiedades cuando se ordenan los elementos según sus masas atómicas en forma creciente.



A este descubrimiento se lo conoce como Ley periódica de Mendeleiev y puede anunciarse como *"Las propiedades de los elementos son una función periódica de sus masas atómicas"*

En 1906, luego de varios estudios, Mendeleiev publicó una primera tabla periódica que contenía organizados en filas y columnas un total de 74 elementos.

Luego en 1913, el físico inglés Henry Moseley, descubrió que las propiedades de los elementos se repiten periódicamente en función de su número atómico y no de sus masas atómicas.



Este descubrimiento modificó la ley periódica de Mendeleiev cuyo enunciado finalmente sería *"Las propiedades de los elementos son una función periódica de su número atómico"*

A partir de entonces comenzaron a ordenarse los elementos según su número atómico, corrigiendo algunas irregularidades que presentaba el modelo de Mendeleiev.

### La Tabla Periódica moderna

Podría decirse que los elementos en la tabla periódica moderna se agrupan en forma de matriz, conformando filas y columnas.

- Filas: **Períodos**
- Columnas: **Grupos**

		Grupos																			
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18		
		I	II													III	IV	V	VI	VII	VIII
Períodos	1																				
	2																				
	3																				
	4																				
	5																				
	6																				
	7																				

Dos elementos consecutivos en un grupo (Misma Columna) tienen propiedades físicas parecidas, a pesar de la significativa diferencia de masa. Dos elementos consecutivos en un periodo (Misma Fila) tienen masa similar, pero propiedades diferentes

Asimismo los elementos se organizan de izquierda a derecha en forma creciente por su número atómico, es decir por la cantidad de electrones que posee. También es en forma creciente que se ordenan hacia abajo según su número atómico.

Cabe aclarar que en la tabla periódica están todos los elementos que se encuentran en la naturaleza y además están los elementos que solo se obtienen a través de ensayos de laboratorio.

Como veremos más adelante en función de las propiedades de los elementos se pueden clasificar en diferentes tipos, la clasificación más práctica es la siguiente: Metales, Metales Pobres, Gases Nobles, No metales y Lantánidos y Actínidos.



## Grupos

La característica fundamental que determina un grupo es que todos los elementos del mismo presentan igual configuración electrónica externa.

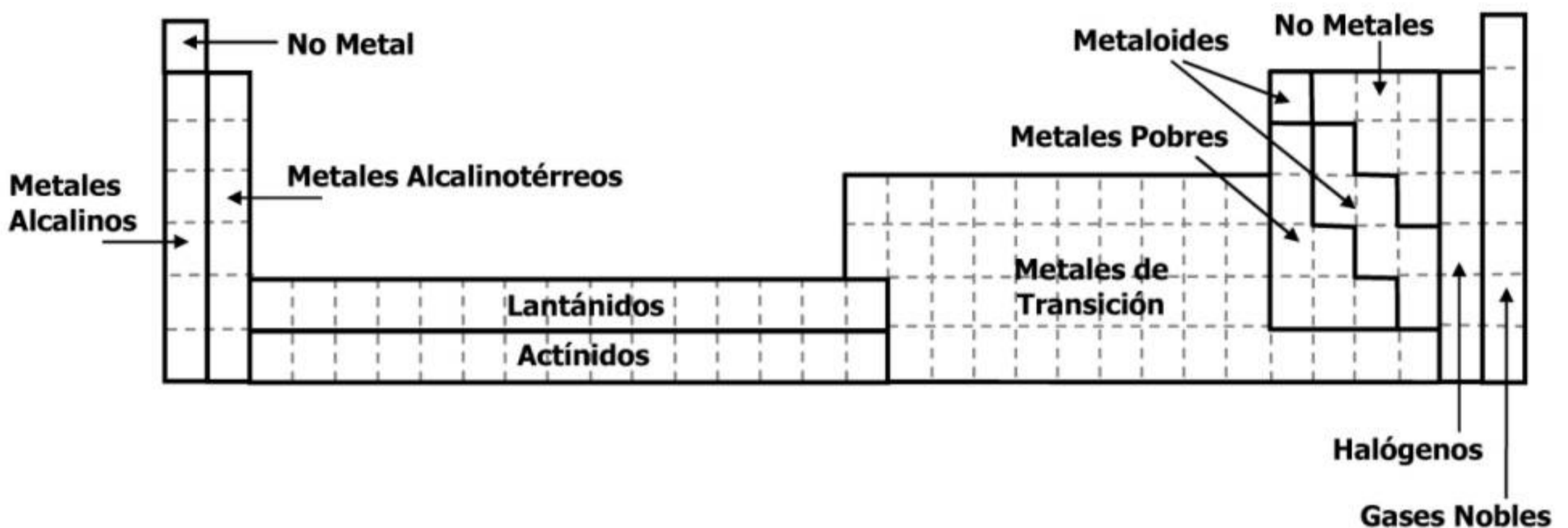
Dado que los electrones situados en niveles más externos determinan en gran medida las propiedades químicas, los elementos tienden a ser similares dentro de un grupo de la tabla periódica.

Por ejemplo los elementos del grupo 18 o grupo VIII, se denominan gases nobles o gases inertes y comparten la propiedad de ser todos muy poco reactivos, es decir que tienen muy baja tendencia a participar de reacciones químicas.

Otro ejemplo son los elementos del grupo 17 o VII, denominados halógenos, comparten las propiedades de encontrarse en estado natural como moléculas diatómicas, todos poseen alta electronegatividad y son todos elementos oxidantes.

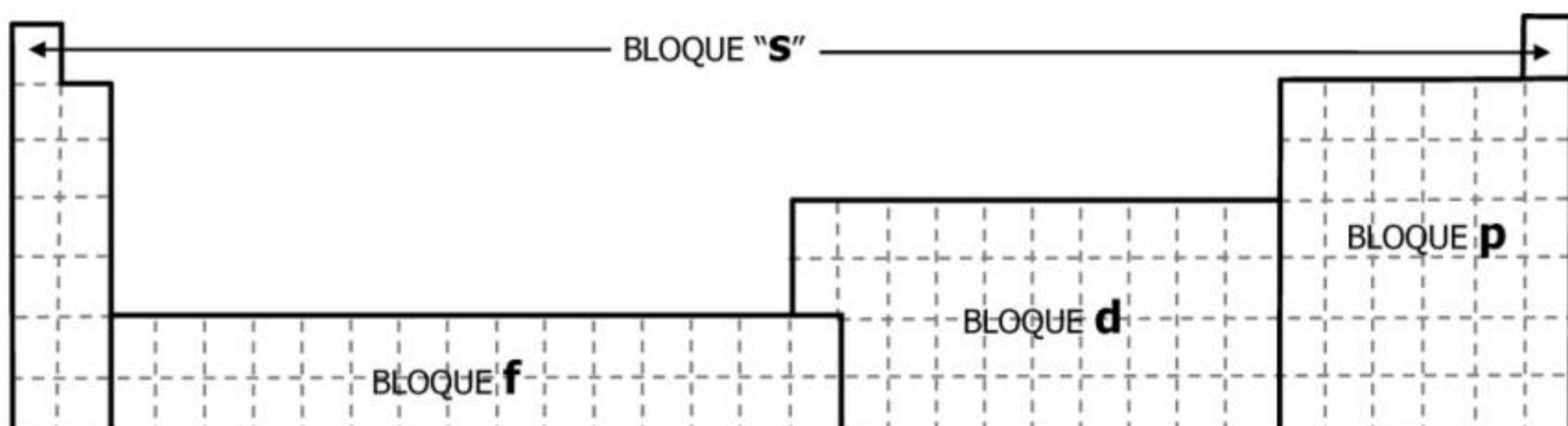
## Clasificación de los elementos de la Tabla

También podemos clasificar a los elementos de la tabla periódica en algunos grupos importantes según sus propiedades



## Bloques de la Tabla

La Tabla periódica se puede dividir en bloques de elementos según el orbital que estén ocupando los electrones más externos. Los bloques se llaman según la letra que hace referencia al orbital más externo: s, p, d y f.





## Ejercicios:

En los siguientes conjuntos de elementos hay 3 que pertenecen a un mismo grupo y uno que no pertenece. Encontrar al elemento que no pertenece al mismo grupo que los demás.

- |  |                  |
|--|------------------|
| 1) Magnesio, Potasio, Radio, Calcio    | 4) F, Cl, O, At  |
| 2) Fósforo, Azufre, Bismuto, Nitrógeno | 5) B, In, Ti, Ir |
| 3) Radón, Radio, Argón, Helio.         | 6) He, H, Na, Fr |

Encontrar al elemento de los cuatro citados en cada caso que no pertenece al mismo período que los demás.

- |                                    |                                 |
|------------------------------------|---------------------------------|
| 7) Nitrógeno, Litio, Sodio, Flúor  | 11) Plata, Yodo, Oro, Molibdeno |
| 8) Cesio, Polonio, Osmio, Francio  | 12) Co, Ce, Cu, Ca              |
| 9) Francio, Torio, Plutonio, Cesio | 13) Gd, Er, Ra, Ba              |
| 10) Db, Am, Hf, Ei                 |                                 |

8) Escribir para cada uno de los siguientes elementos su símbolo:

- |             |            |            |
|-------------|------------|------------|
| a) Hierro   | d) Fósforo | g) Platino |
| b) Plata    | e) Potasio | h) Cobre   |
| c) Mercurio | f) Oro     | i) Cobalto |

9) Escribir el nombre de cada uno de estos elementos:

- |       |       |       |       |       |
|-------|-------|-------|-------|-------|
| a) Re | e) Te | i) Yb | m) Zn | q) Se |
| b) Ru | f) Ti | j) Y  | n) Pd | r) Si |
| c) Ra | g) Cr | k) Ir | o) V  | s) Xe |
| d) Ta | h) I  | l) In | p) Sr | t) Ag |

## Algunos ejercicios para encontrar elementos

- 10) ¿Cuál es el elemento del grupo II y del período 4?
- 11) ¿Cuál es el elemento del grupo 11 y del período 4?
- 12) ¿Cuántos electrones tiene el elemento del grupo 15 y del período 2?
- 13) Nombrar al elemento que tiene 2 electrones más que el elemento del grupo 9 y período 6.
- 14) Nombrar al halógeno de período 5
- 15) Nombrar al gas noble de período 2

16) ¿Cuál de los siguientes elementos no es un metal?

Potasio, Bromo, Calcio, Magnesio, Francio

17) ¿Cuál de los siguientes elementos no es un gas noble?

Oxígeno, Helio, Neón, Criptón

18) ¿Cuál de los siguientes elementos es un halógeno?

Nitrógeno, Hidrógeno, Flúor, Oxígeno

19) ¿Cuál de los siguientes elementos no es un elemento de transición?

Hierro, Plata, Oro, Carbono, Cinc, Cobre

20) ¿Cuál de los siguientes elementos es un metal alcalino?

Aluminio, Hierro, Potasio, Cobre, Cinc

21) ¿A qué grupo pertenece el Oro?

22) ¿A qué período pertenece el Cobre?

23) ¿A qué bloque pertenece el Mg?

24) ¿A qué bloque pertenece el Zn?

25) Identificar al elemento que no pertenece simultáneamente al mismo bloque y período que los demás:

a) Manganeso, Plata, Cinc, Cromo

e) Hf, Ta, Mo, Pt

b) Mo, Mn, Ag, Ru

f) Cromo, Níquel, Cinc, Molibdeno

c) Hierro, Cobalto, galio, Vanadio

g) Ta, Re, Hg, Ru

d) Uranio, Lantano, Neptunio, Plutonio

26) Identificar al elemento que no pertenece simultáneamente al mismo bloque y grupo que los demás:

a) Sodio, Magnesio, Potasio, Cesio

f) Cobalto, Rodio, Molibdeno

b) Calcio, Potasio, Bario

g) Sodio, Renio, Cesio

c) Ne, Re, Rn

h) Níquel, Platino, Escandio

d) Cl, I, Y

i) Escandio, Estaño, Itrio

e) S, Se, Cs

27) Dados dos elementos del mismo grupo ¿Cuál tiene mayor cantidad de electrones, uno del período 3 o uno del período 4?

28) Dados dos elementos del mismo período ¿Cuál tiene mayor cantidad de electrones, uno del grupo 10 o uno del grupo 11?

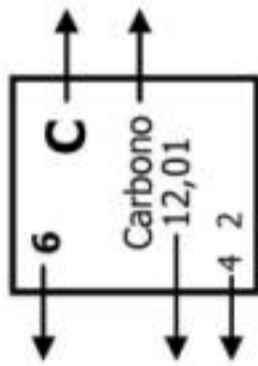
# Química



## Q07 - Propiedades de la Tabla

Tabla Periódica de los Elementos

1 <b>H</b> Hidrógeno 1,0079 1	2 <b>He</b> Helio 4 0
3 <b>Li</b> Litio 6,94 1	4 <b>Be</b> Berilio 9,01 2
11 <b>Na</b> Sodio 22,98 1	12 <b>Mg</b> Magnesio 24,30 2
19 <b>K</b> Potasio 39,09 1	20 <b>Ca</b> Calcio 40,08 2
37 <b>Rb</b> Rubidio 85,46 1	38 <b>Sr</b> Estroncio 87,62 2
55 <b>Cs</b> Cesio 132,90 1	56 <b>Ba</b> Bario 137,34 2
87 <b>Fr</b> Francio 223 1	88 <b>Ra</b> Radio 226 2
5 <b>B</b> Boro 10,81 3	6 <b>C</b> Carbono 12,01 4 2
13 <b>Al</b> Aluminio 26,98 3	14 <b>Si</b> Silicio 28,08 4
31 <b>Ga</b> Galio 69,72 3	32 <b>Ge</b> Germanio 72,59 2 4
49 <b>In</b> Indio 114,82 3	50 <b>Sn</b> Estañio 118,69 4 2
81 <b>Tl</b> Talio 204,37 3 1	82 <b>Pb</b> Plomo 207,2 4 2
113 <b>Uut</b> Ununtrio Ununtrio 285 4 2	114 <b>Uuq</b> Ununquadrio Ununquadrio 285 4 2
115 <b>Uup</b> Ununpentio Ununpentio 289 4 2	116 <b>Uuh</b> Ununhexio Ununhexio 289 4 2
117 <b>Uus</b> Ununseptio Ununseptio 293 2	118 <b>Uuo</b> Ununoctio Ununoctio 293 2
5 <b>B</b> Boro 10,81 3	6 <b>C</b> Carbono 12,01 4 2
13 <b>Al</b> Aluminio 26,98 3	14 <b>Si</b> Silicio 28,08 4
31 <b>Ga</b> Galio 69,72 3	32 <b>Ge</b> Germanio 72,59 2 4
49 <b>In</b> Indio 114,82 3	50 <b>Sn</b> Estañio 118,69 4 2
81 <b>Tl</b> Talio 204,37 3 1	82 <b>Pb</b> Plomo 207,2 4 2
113 <b>Uut</b> Ununtrio Ununtrio 285 4 2	114 <b>Uuq</b> Ununquadrio Ununquadrio 285 4 2
115 <b>Uup</b> Ununpentio Ununpentio 289 4 2	116 <b>Uuh</b> Ununhexio Ununhexio 289 4 2
117 <b>Uus</b> Ununseptio Ununseptio 293 2	118 <b>Uuo</b> Ununoctio Ununoctio 293 2
27 <b>Co</b> Cobalto 58,93 2 3	28 <b>Ni</b> Niquel 58,7 2 3
45 <b>Rh</b> Rodio 102,9 2 3 4	46 <b>Pd</b> Paladio 106,4 2 4
77 <b>Ir</b> Iridio 192,22 2 3 4 6	78 <b>Pt</b> Platino 195,09 2 4
109 <b>Mt</b> Meitnerio 266 4	110 <b>Uun</b> Ununilio Ununilio 269 4
25 <b>Mn</b> Manganeso 54,93 7 6 4 2 3	26 <b>Fe</b> Hierro 55,84 2 3
43 <b>Tc</b> Tecnecio 98 7 4	44 <b>Ru</b> Rutenio 101,07 2 3 4 6 8
75 <b>Re</b> Renio 186,2 7 6 4 2 -1	76 <b>Os</b> Osmio 190,2 2 3 4 6 8
107 <b>Bh</b> Bohrio 262 7	108 <b>HS</b> Hassio 265 4
23 <b>V</b> Vanadio 50,94 5 4 3 2	24 <b>Cr</b> Cromo 51,99 6 3 2
41 <b>Nb</b> Niobio 92,90 5 3	42 <b>Mo</b> Molibdeno 95,94 6 5 4 3 2
73 <b>Ta</b> Tantalio 180,94 5	74 <b>W</b> Wolframio 183,85 6 5 4 3 2
105 <b>Db</b> Dbnio 262 5	106 <b>Sg</b> Seaborgio 263 6
21 <b>Sc</b> Escandio 44,95 3	22 <b>Ti</b> Titanio 47,90 4 3
39 <b>Y</b> Itrio 88,90 3	40 <b>Zr</b> Circonio 91,22 4
57 <b>La</b> Lantano 138,90 3	58 <b>Ce</b> Cerio 140,12 3 4
89 <b>Ac</b> Actinio 227 3	90 <b>Th</b> Torio 232,03 4
59 <b>Pr</b> Praseodimio 140,90 3 4	60 <b>Nd</b> Neodimio 144,24 3 4
91 <b>Pa</b> Protoactinio 231 5 4	92 <b>U</b> Uranio 238,02 6 5 4 3
61 <b>Pm</b> Promesio 145 3	62 <b>Sm</b> Samario 150,5 3 2
93 <b>Np</b> Neptunio 237 6 5 4 3	94 <b>Pu</b> Plutonio 242 6 5 4 3
63 <b>Eu</b> Europio 151,96 3 2	64 <b>Gd</b> Gadolinio 157,25 3 4
95 <b>Am</b> Americio 243 6 5 4 3	96 <b>Cm</b> Curio 247 3
65 <b>Tb</b> Terbio 158,92 3 4	66 <b>Dy</b> Disproscio 162,5 3 4
97 <b>Bk</b> Berkelio 247 4 3	98 <b>Cf</b> Californio 249 3
67 <b>Ho</b> Holmio 164,93 3	68 <b>Er</b> Erbio 167,26 3
99 <b>Ei</b> Einstenio 254 3	100 <b>Fm</b> Fermio 257 3
69 <b>Tm</b> Tulio 168,93 3 2	70 <b>Yb</b> Iterbio 173,04 3 2
101 <b>Mb</b> Mendelevio 258 3 2	102 <b>No</b> Nobelio 259 3 2
71 <b>Lu</b> Lutetio 174,97 3	72 <b>Hf</b> Hafnio 178,49 4
103 <b>Lw</b> Laurencio 260 3	104 <b>Rf</b> Rutherfordio 261 4
73 <b>Lu</b> Lutetio 174,97 3	74 <b>Ta</b> Tantalio 180,94 5
105 <b>Uub</b> Ununbio Ununbio 277 2	106 <b>Sg</b> Seaborgio 263 6
69 <b>Tm</b> Tulio 168,93 3 2	70 <b>Yb</b> Iterbio 173,04 3 2
101 <b>Mb</b> Mendelevio 258 3 2	102 <b>No</b> Nobelio 259 3 2
71 <b>Lu</b> Lutetio 174,97 3	72 <b>Hf</b> Hafnio 178,49 4
103 <b>Lw</b> Laurencio 260 3	104 <b>Rf</b> Rutherfordio 261 4



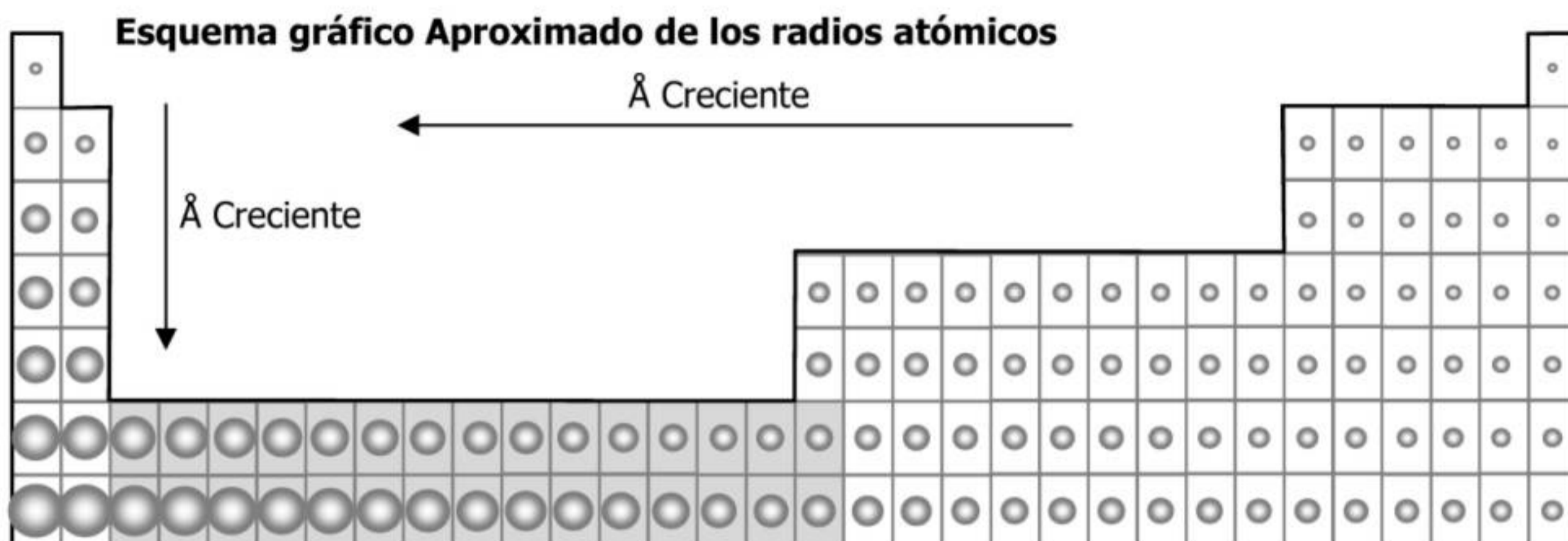
57 <b>La</b> Lantano 138,90 3	58 <b>Ce</b> Cerio 140,12 3 4	59 <b>Pr</b> Praseodimio 140,90 3 4	60 <b>Nd</b> Neodimio 144,24 3 4	61 <b>Pm</b> Promesio 145 3	62 <b>Sm</b> Samario 150,5 3 2	63 <b>Eu</b> Europio 151,96 3 2	64 <b>Gd</b> Gadolinio 157,25 3 4	65 <b>Tb</b> Terbio 158,92 3 4	66 <b>Dy</b> Disproscio 162,5 3 4	67 <b>Ho</b> Holmio 164,93 3	68 <b>Er</b> Erbio 167,26 3	69 <b>Tm</b> Tulio 168,93 3 2	70 <b>Yb</b> Iterbio 173,04 3 2	71 <b>Lu</b> Lutetio 174,97 3
89 <b>Ac</b> Actinio 227 3	90 <b>Th</b> Torio 232,03 4	91 <b>Pa</b> Protoactinio 231 5 4	92 <b>U</b> Uranio 238,02 6 5 4 3	93 <b>Np</b> Neptunio 237 6 5 4 3	94 <b>Pu</b> Plutonio 242 6 5 4 3	95 <b>Am</b> Americio 243 6 5 4 3	96 <b>Cm</b> Curio 247 3	97 <b>Bk</b> Berkelio 247 4 3	98 <b>Cf</b> Californio 249 3	99 <b>Ei</b> Einstenio 254 3	100 <b>Fm</b> Fermio 257 3	101 <b>Mb</b> Mendelevio 258 3 2	102 <b>No</b> Nobelio 259 3 2	103 <b>Lw</b> Laurencio 260 3

## Radio Atómico

Si bien la distribución de la densidad electrónica no tiene un límite definido con claridad, se puede definir al radio atómico como la distancia del centro del núcleo del átomo hasta el electrón más externo. Nombramos al radio atómico con el símbolo Å

La variación del radio atómico en la tabla se define de la siguiente manera:

- En un mismo período de la tabla, el radio atómico aumenta de derecha a izquierda.
- En un mismo grupo de la tabla, el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo.



**Valores experimentales de Radios Atómicos**  
Valores expresados en pm.  $1\text{pm} = 10^{-12}\text{ m}$

H Å=78																	He Å=128
Li Å=152	Be Å=112											B Å=88	C Å=77	N Å=74	O Å=66	F Å=64	Ne
Na Å=191	Mg Å=160											Al Å=143	Si Å=118	P Å=110	S Å=104	Cl Å=99	Ar Å=174
K Å=235	Ca Å=197	Sc Å=164	Ti Å=147	V Å=135	Cr Å=129	Mn Å=137	Fe Å=128	Co Å=125	Ni Å=125	Cu Å=128	Zn Å=137	Ga Å=153	Ge Å=122	As Å=121	Se Å=119	Br Å=114	Kr
Rb Å=250	Sr Å=215	Y Å=182	Zr Å=160	Nb Å=147	Mo Å=140	Tc Å=135	Ru Å=134	Rh Å=134	Pd Å=137	Ag Å=144	Cd Å=152	In Å=167	Sn Å=158	Sb Å=141	Te Å=137	I Å=133	Xe Å=218
Cs Å=272	Ba Å=224	La Å=188	Hf Å=159	Ta Å=147	W Å=141	Re Å=137	Os Å=135	Ir Å=136	Pt Å=139	Au Å=144	Hg Å=155	Tl Å=171	Pb Å=175	Bi Å=182	Po Å=167	At	Rn
Fr Å=270	Ra Å=223	Ac Å=188	Rf Å=150	Db Å=139	Sg Å=132	Bh Å=128	Hs Å=126	Mt	Uun	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

## Radio Iónico

Cuando los átomos neutros pierden o ganan electrones, se transforman en iones:

- Si pierden electrones, quedan con **carga positiva** y se llaman **cationes**. El tamaño de los cationes es **menor** al de su correspondiente átomo neutro.
- Si ganan electrones quedan con **carga negativa** y se llaman **aniones**. El tamaño de los aniones es **mayor** al de su correspondiente átomo neutro.

En la tabla periódica los radios iónicos aumentan de arriba hacia abajo en un mismo grupo.

Sin embargo es difícil establecer una relación de radios iónicos dentro de un mismo período, ya que la cantidad de cargas que puede recibir o ceder un átomo neutro depende de completar la cantidad de electrones que pueden entrar en un nivel.

En el caso de cationes, la ausencia de uno o varios electrones disminuye la fuerza eléctrica de repulsión mutua entre los electrones restantes, provocando el acercamiento de los mismos entre sí y al núcleo positivo del átomo del que resulta un radio iónico menor que el atómico.

En el caso de los aniones, el fenómeno es el contrario, el exceso de carga eléctrica negativa obliga a los electrones a alejarse unos de otros para restablecer el equilibrio de fuerzas eléctricas, de modo que el radio iónico es mayor que el atómico.

## Potencial de Ionización

El potencial de ionización o energía de ionización es la energía necesaria para "arrancar" el electrón más externo de un átomo neutro en estado gaseoso.

Por ejemplo para ionizar un átomo de Sodio en estado gaseoso se necesitan 5,13 eV.  
Como en 1 mol hay  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos. Y sabiendo que  $1 \text{ Joule} = 6,25 \cdot 10^{18} \text{ eV}$   
Para ionizar un mol de Na necesitamos 494.121 Joule

Esta relación se puede expresar de la siguiente manera:  
 $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + 1e^- \quad E_i = 5,13 \text{ eV} ; E_i = 494.121 \text{ Joule/mol}$

Por ejemplo en el caso del Litio, se necesitan 5,4 eV para ionizar un átomo neutro. Lo que equivale a 520.128 Joule por mol para ionizarlo.

$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + 1e^- \quad E_i = 5,4 \text{ eV} ; E_i = 520.128 \text{ Joule/mol}$

### Variación del Potencial de Ionización

- Dentro de cada período, el potencial de ionización, aumenta de izquierda a derecha.
- Dentro de cada grupo el potencial de ionización aumenta de abajo hacia arriba.

Lo vemos graficado

Potencial de Ionización Creciente																					
H 1312																	He 2372				
Li 520	Be 899															B 800	C 1086	N 1402	O 1313	F 1681	Ne 2080
Na 496	Mg 738															Al 577	Si 786	P 1012	S 1000	Cl 1251	Ar 1521
K 419	Ca 590	Sc 633	Ti 659	V 651	Cr 653	Mn 717	Fe 762	Co 760	Ni 737	Cu 745	Zn 906	Ga 579	Ge 762	As 947	Se 941	Br 1140	Kr 1351				
Rb 403	Sr 549	Y 600	Zr 640	Nb 652	Mo 684	Tc 702	Ru 710	Rh 720	Pd 804	Ag 731	Cd 868	In 558	Sn 708	Sb 834	Te 869	I 1008	Xe 1170				
Cs 376	Ba 503	Lu 523	Hf 658	Ta 761	W 770	Re 760	Os 840	Ir 880	Pt 870	Au 890	Hg 1007	Tl 589	Pb 715	Bi 703	Po 812	At 920	Rn 1037				
Fr 380	Ra 509	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo				

Valores expresados en: KJ/mol (1KJ/mol = 1.000 Joule/mol)

## Afinidad Electrónica

Contrariamente a lo que sucede con la energía de ionización, la afinidad electrónica es la energía que se libera cuando un átomo neutro en estado gaseoso **gana** un electrón.

La afinidad electrónica no es una propiedad regular, por lo tanto no se puede establecer un orden determinado en la tabla en función de su ubicación en grupos y períodos.

A Continuación presentamos una tabla con los valores conocidos de Afinidad electrónica.

H -73																	He 21
Li -60	Be 19											B -27	C -122	N 7	O -141	F -328	Ne 29
Na -53	Mg 19											Al -43	Si -134	P -72	S -200	Cl -349	Ar 35
K -48	Ca 10	Sc -18	Ti -8	V -51	Cr -64	Mn	Fe -16	Co -64	Ni -112	Cu -118	Zn 47	Ga -29	Ge -116	As -78	Se -195	Br -325	Kr 39
Rb -47	Sr	Y -30	Zr -41	Nb -86	Mo -72	Tc -53	Ru -101	Rh -110	Pd -54	Ag -126	Cd 32	In -29	Sn -116	Sb -103	Te -190	I -295	Xe 41
Cs -45	Ba	Lu	Hf	Ta -31	W -79	Re -14	Os -106	Ir -151	Pt -205	Au -223	Hg 61	Tl -20	Pb -35	Bi -91	Po -183	At -270	Rn 41
Fr -44	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Valores expresados en: KJ/mol (1KJ/mol = 1.000 Joule/mol)

## Electronegatividad

La electronegatividad de un elemento se define como la capacidad relativa del mismo para atraer los electrones de un enlace químico con otro átomo.

H 2.1																	He
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
Cs 0.7	Ba 0.9	Lu	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn
Fr 0.7	Ra 0.7	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Uuu	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Valores relativos de la escala de Pauling.

## Ejercicios

Ordenar de mayor a menor en función de su radio atómico:

- |  |                                 |
|--|---------------------------------|
| 1) Nitrógeno, Litio, Flúor               | 5) Calcio, Cinc, Titanio, Bromo |
| 2) I, In, Sr, Mo                         | 6) W, Ba, Hg, At                |
| 3) Nitrógeno, Bismuto, Fósforo, Arsénico | 7) Mo, Cr, W, Sg                |
| 4) Talio, Cesio, Oro, Polonio            | 8) I, F, Cl, Cl                 |

9) Dados dos elementos del mismo grupo ¿Qué elemento tiene mayor radio atómico, uno del período 5 o uno del período 4?

10) Dados dos elementos del mismo período ¿Qué elemento tiene mayor radio atómico, uno del grupo 2 o uno del grupo 17?

11) ¿Cuál es el período cuyos elementos son los de mayor radio atómico?

12) Responder Verdadero o Falso

- Un elemento neutro que gana electrones pasa a ser un catión
- El tamaño de los cationes es mayor al de sus átomos neutros correspondientes
- Un elemento neutro que gana electrones pasa a ser un anión
- El tamaño de los aniones es menor al de sus átomos neutros correspondientes
- Un anión tiene carga neta negativa
- Un Catión tiene carga neutra
- Un ión puede tener carga neta negativa o positiva
- El radio iónico de un catión es menor a su radio atómico
- El radió iónica de un anión es igual al radio atómico
- En un mismo grupo los radios iónicos de los elementos de mayor período son mayores a los elementos de menor período.

Ordenar los elementos en forma creciente según su potencial de ionización

- |                                    |                                      |
|------------------------------------|--------------------------------------|
| 13) Calcio, Bromo, Galio, Selenio  | 17) Magnesio, Aluminio, Sodio, Cloro |
| 14) Talio, bario, Mercurio, Astató | 18) Flúor, Berilio, Carbono, Litio   |
| 15) Mn, Co, Br, K                  | 19) Au, Os, Ba, Tl                   |
| 16) Sr, Ag, Mo, I                  | 20) Fe, Cr, Ga, Br                   |

21) Dados dos elementos del mismo grupo ¿Qué elemento tiene mayor potencial de ionización, uno del período 2 o uno del período 6?



22) Dados dos elementos del mismo período ¿Qué elemento tiene mayor potencial de ionización, uno del grupo 14 o uno del grupo 4?

23) ¿Cuáles de estos grupos tiene elementos con mayor potencial de ionización para el mismo período, Los halógenos o los gases nobles?

Ordenar en forma creciente los siguientes elementos según su afinidad electrónica

24) Oxígeno, Cadmio, Calcio, Estaño

28) F, Mg, Mn, Mo

25) Nitrógeno, Potasio, Hidrógeno, Yodo

29) Litio, Cesio, Silicio, Selenio

26) Bromo, Cloro, Oro, Boro

30) Pb, Cd, Na, Sn

27) Ag, Cu, Fe, Al

31) Argón, Vanadio, Azufre, Fósforo

Ordenar en forma decreciente los siguientes elementos según su electronegatividad

32) Ag, Li, Fe, S

36) Calcio, Cloro, Azufre, Fósforo

33) Aluminio, Cesio, Argón, Selenio

37) Hidrógeno, Cadmio, Calcio, Flúor

34) Argón, Cromo, Azufre, Hierro

38) F, Mg, Se, Sn

35) Nitrógeno, Potasio, Hidrógeno, Yodo

39) B, Cd, Cl, Sn

40) Dados dos elementos del mismo grupo, ¿Cuál tendrá mayor electronegatividad, uno del período 3 o uno del período 6?

41) Dados dos elementos del mismo período, ¿Cuál tendrá mayor electronegatividad, uno del grupo 2 o uno del grupo 12?

42) Completar la siguiente Tabla

Elemento	Radio Atómico [pm]	Potencial de Ionización [KJ/mol]	Afinidad Electrónica [KJ/mol]	Electronegatividad
Al				
	129			
		1012		
Mn				
			-45	
				4
Si				
			-27	
	175			
		731		
Mo				
			10	
		1313		
	112			
H				

# Química



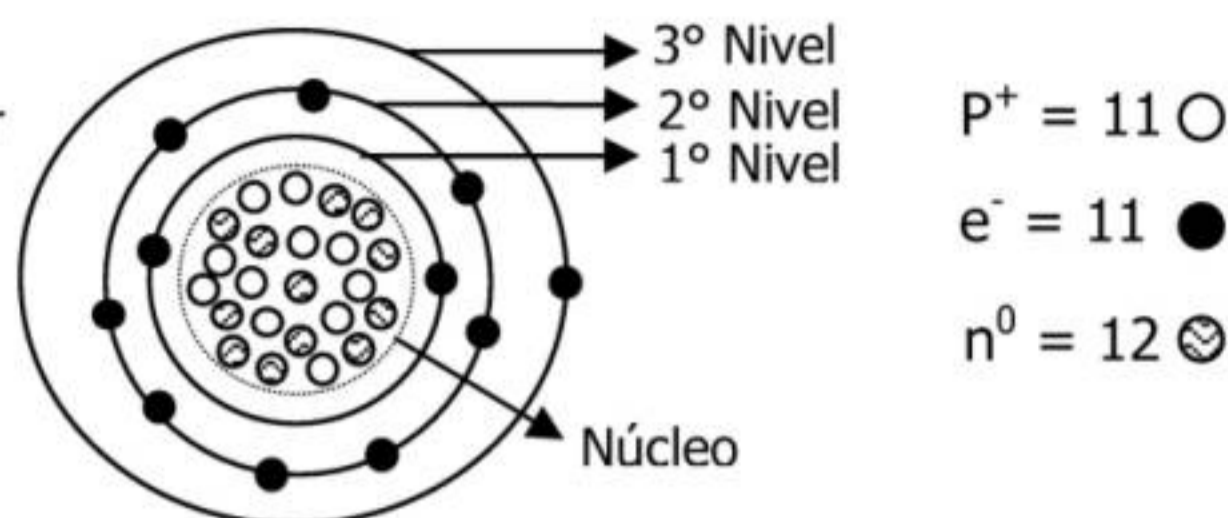
**Q08 - Configuración Electrónica**

## Modelo atómico actual: Orbitales atómicos

Recordemos el modelo atómico de Bohr con algunas de las conclusiones que en la actualidad fueron reformuladas

- Los electrones se mueven alrededor del núcleo positivo en determinadas orbitas elípticas llamadas niveles de energía
- Los electrones se encuentran en un nivel de energía definido y mientras no absorben ni emiten energía, se dicen que los electrones se encuentran en su estado fundamental

Veamos el átomo de Na (Sodio) según Bohr



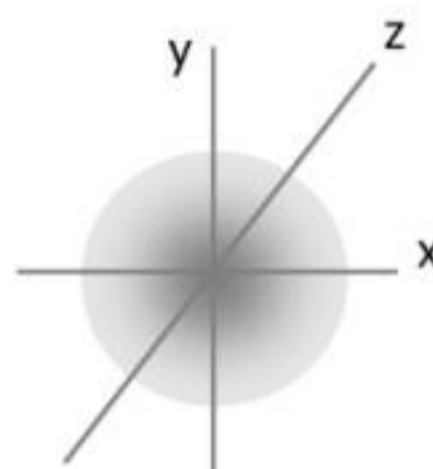
A través de diversos ensayos y cálculos, varios científicos enriquecieron y reformularon el modelo atómico de Bohr con conocimientos de mecánica cuántica.

Es así como el científico De Broglie, concluyó que: el electrón tiene un comportamiento dual, o sea, que tienen comportamiento como partícula y como onda.

Este concepto junto con avanzados cálculos, permitió al científico Heisenberg establecer que el principio de incertidumbre, donde dice que: no se puede determinar simultáneamente o sea, en el mismo momento, la velocidad exacta con que mueve el electrón y lugar preciso que ocupa en el átomo.

Según el concepto de Heisenberg, no podemos saber dónde se encuentra el electrón, pero sí podemos decir que existe una determinada probabilidad de encontrarlo en una cierta zona alrededor del átomo.

El gráfico representa en tres dimensiones al átomo de Hidrógeno y su nube electrónica en donde se encuentran los electrones. La zona más oscura indica que allí es más probable de encontrar los electrones que en la zona más clara. Por supuesto, cerca del núcleo del átomo, la probabilidad de encontrar es mayor. A medida que nos alejamos del núcleo la zona se hace más clara porque la probabilidad de encontrar al electrón disminuye.



Átomo de Hidrógeno según Schrödinger

Es así como Schrödinger a través de cálculos avanzados encontró expresar matemáticamente la probabilidad de encontrar un electrón alrededor del átomo. Dicha expresión matemática es una ecuación de onda que describe la nube electrónica u **orbital** (zona alrededor del átomo donde existe la probabilidad de encontrar al electrón)

## Modelo atómico de Schrödinger: modelo actual

Todos estos nuevos conceptos que Schrödinger estudió de la mecánica cuántica con su ecuación de onda, ampliaron y reformularon el modelo atómico de Bohr.

Lo que Bohr llamaba nivel de energía o capa u orbita, Schrödinger lo reemplaza para llamarse orbital. Para Bohr el electrón ocupaba un determinado nivel de energía, pero Schrödinger lo reemplaza hoy en día diciendo que no ocupa un nivel determinado sino, ocupa una zona determinada por la probabilidad de encontrar al electrón (demostrado matemáticamente).

## Números cuánticos

Para calcular la probabilidad de encontrar al electrón en una zona del átomo, Schrödinger resolvió su ecuación de onda. El resultado de la ecuación de probabilidad fueron tres soluciones, o bien llamados, números cuánticos los cuales describen los orbitales del átomo.

Número cuántico principal (n) que indica el nivel de energía en donde es probable encontrar al  $e^-$

Número cuántico azimutal (l) que indica la forma geométrica en donde es probable encontrar al electrón

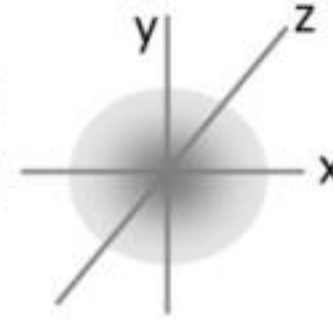
Número cuántico magnético (m) que indica la orientación del orbital en donde es probable encontrar al  $e^-$

Aparte de estos tres números cuánticos, tenemos que considerar otra característica para describir el orbital, que es que los electrones giran sobre sí mismos y pueden hacer en dos sentidos que lo llamaremos  $+1/2$ ,  $-1/2$ . Así definimos al número cuántico spin (s) y puede tener dos valores posibles.

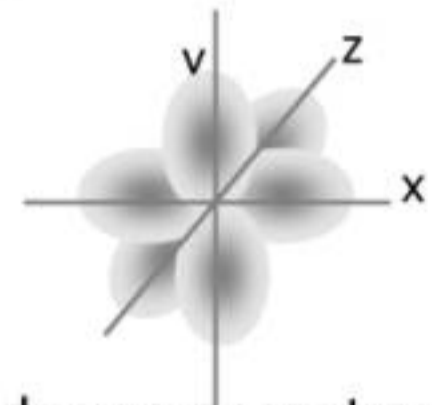
### Tipos de orbitales: s, p, d, f

Como dijimos antes, el número cuántico azimutal (l) puede tener diferentes valores para indicar la forma geométrica en donde es probable encontrar al electrón.

Si el valor de  $l=0$  diremos que la forma geométrica del orbital es "s" (o sea, zona probable de encontrar a electrón tienen forma de esfera). Podemos encontrar hasta 2 electrones.



Si el valor de  $l=1$  o  $l= -1$  diremos que la forma geométrica del orbital es "p" (o sea, la zona probable de encontrar a electrón tienen forma de flor de 6 pétalos). Podemos encontrar hasta 6 electrones

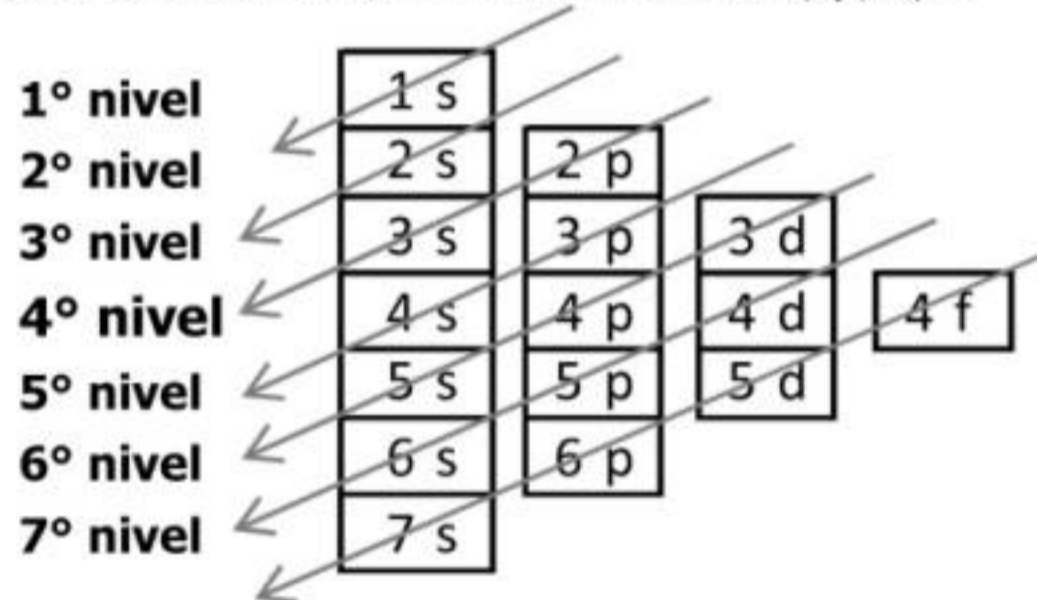


Los orbitales "d" tienen la forma geométrica de una flor de 10 pétalos y podemos encontrar hasta 10 electrones.

Los orbitales "f" tienen la forma de una flor de 14 pétalos y podemos encontrar hasta 10 electrones.

### Regla de las diagonales: Cómo se ubican los electrones en los orbitales

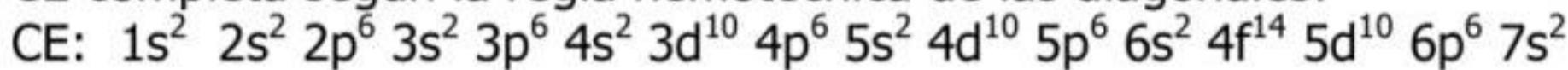
Para saber en qué zona u orbital es probable encontrar los  $e^-$  de un átomo, de usa la regla práctica de las diagonales. Nuestro objetivo con la regla será escribir la configuración electrónica del átomo, o sea, el orden en que los electrones se ubican en sus orbitales s, p, d, f.



Nivel	Tipo de orbital	Nº máximo de $e^-$ en orbital	Nº máximo de $e^-$ en nivel
1	s	2	2
2	s	2	8
	p	6	
3	s	2	18
	p	6	
	d	10	
4	s	2	32
	p	6	
	d	10	
	f	14	

**Configuración electrónica (CE)** es el orden de ubicación de los electrones en sus orbitales.

CE completa según la regla nemotécnica de las diagonales:



### Regla de Hund

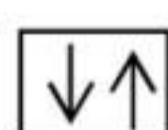
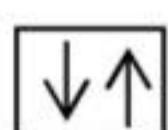
Es una regla para representar la ubicación de los electrones en los orbitales. En cada cuadradito puede haber 1 o 2  $e^-$  (simbolizado con flechas) de diferente sentido o número de spin. Por el Principio de exclusión de Pauli, debemos completar el orbital (s, p, d, f) con  $e^-$  para poder completar el siguiente orbital. Veamos la CE del Sodio:



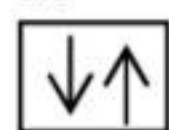
$1s^2$



$2s^2$

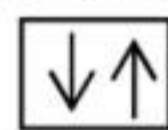


$2p^6$



$3s^1$

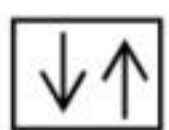
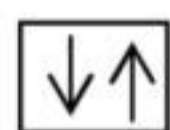
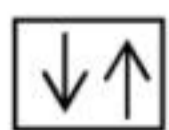
Sodio (Na),  $Z= 11 = (2+2+6+1)$



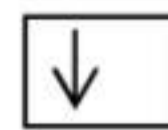
$1s^2$



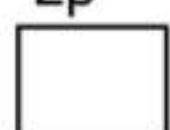
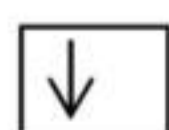
$2s^2$



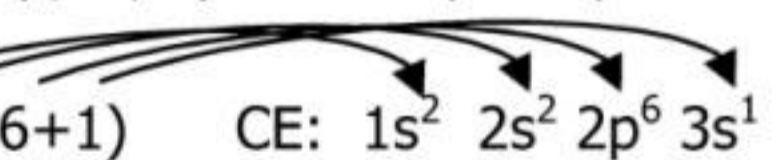
$2p^6$



$3s^1$



$3p^1$



Siempre tengo que completar el orbital anterior (s, p, d, f) para completar al siguiente orbital

## Ejercicios

### 1) Indicar V o F

El modelo atómico actual es el modelo de Bohr

La probabilidad de encontrar un electrón en una determinada zona se llama orbital

El concepto de orbita es igual al concepto de orbital

De la ecuación de Schrödinger se obtienen los 3 números cuánticos y el número de spin de los electrones

El número cuántico principal (n) indica el nivel de energía donde más probable de encontrar al e<sup>-</sup>

El número de spin de un electrón (s) indica la forma geométrica de su orbital

La configuración electrónica (CE) indica el orden de los electrones en sus orbitales

La configuración electrónica del Magnesio cuyo Z es 12 es, CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup>

La configuración electrónica del Silicio cuyo Z es 14 es, CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3p<sup>2</sup>

La configuración electrónica del Litio cuyo Z es 3 es, CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>1</sup>

La configuración electrónica del Azufre cuyo Z es 16 es, CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup>

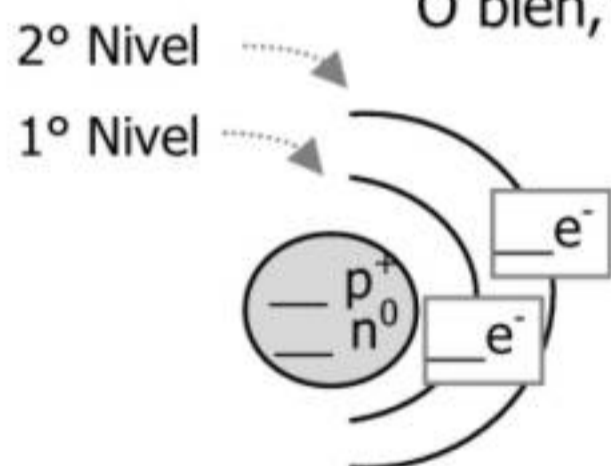
### 2) Escribir la configuración electrónica de los siguientes átomos:

Al, Se, Na, C, He, Ar, Ca, Fe, Sc, Si, Ga, Ag, Be, O, P, Zn, S, Mn, Cr, As, Ne, F, H, Cu

Aclaración: si bien la CE se escribe indicando el número de nivel (1,2,3,.....) junto al nombre del orbital (s,p,d,f) y el número de exponente con la cantidad de electrones en cada orbital, a veces es más práctico simplificar la CE indicando solamente el número de electrones por nivel. Ejemplo: CE (Boro) = 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>1</sup> es equivalente a los fines pedagógicos escribir CE (Boro): **2-3** (2 electrones en el 1° nivel y 3 electrones en el 2° nivel)

### 3) Dada la configuración electrónica (CE), completar los niveles con la cantidad de electrones correspondiente y completar el número másico, la cantidad de protones y neutrones

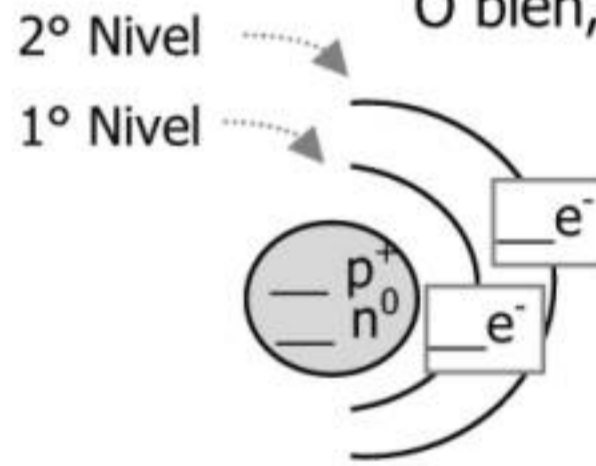
Z (Nitrógeno) = 7 CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>3</sup>  
O bien, CE: 2-5



$$\underline{\quad} (P^+) = \underline{\quad} (e^-) = Z = \underline{\quad}$$

$$A = \underline{\quad} = \underline{\quad} (P^+) + \underline{\quad} (n^0)$$

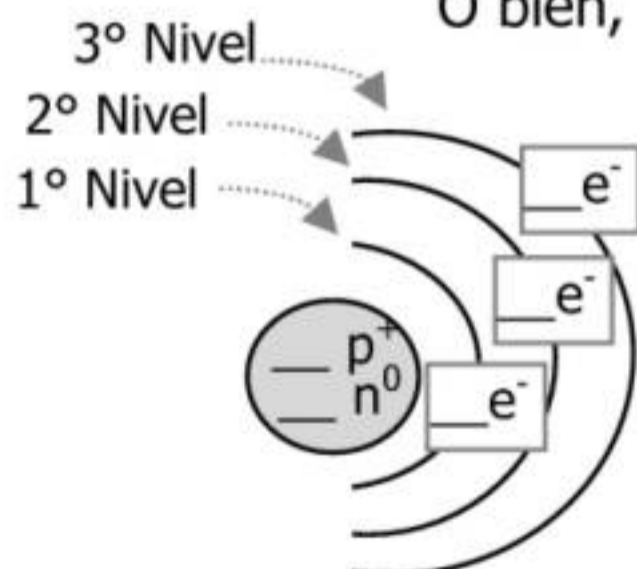
Z (Berilio) = 4 CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup>  
O bien, CE: 2-2



$$\underline{\quad} (P^+) = \underline{\quad} (e^-) = Z = \underline{\quad}$$

$$A = \underline{\quad} = \underline{\quad} (P^+) + \underline{\quad} (n^0)$$

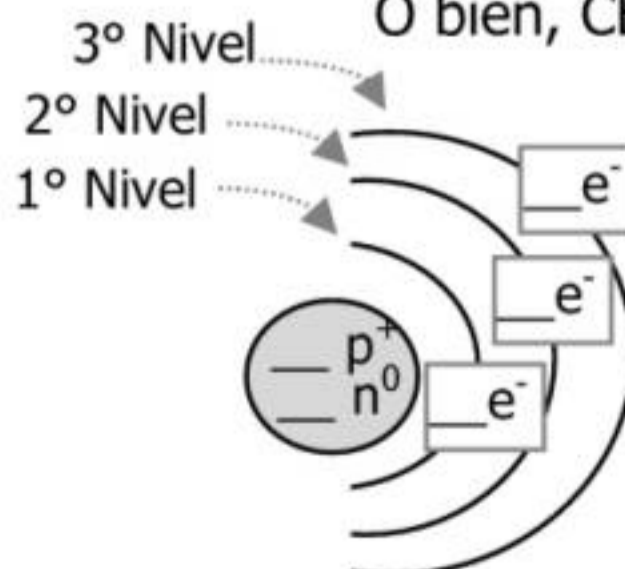
Z (Azufre) = 16 CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>4</sup>  
O bien, CE: 2-8-6



$$\underline{\quad} (P^+) = \underline{\quad} (e^-) = Z = \underline{\quad}$$

$$A = \underline{\quad} = \underline{\quad} (P^+) + \underline{\quad} (n^0)$$

Z (Argón) = 18 CE: 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup>  
O bien, CE: 2-8-8



$$\underline{\quad} (P^+) = \underline{\quad} (e^-) = Z = \underline{\quad}$$

$$A = \underline{\quad} = \underline{\quad} (P^+) + \underline{\quad} (n^0)$$

4) Decir a qué elemento de la Tabla Periódica corresponde la CE e indicar el símbolo y el Z

Elemento	Símbolo	Z	Configuración electrónica (CE)
			2-1
			2-4
			2-6
			2-8-2
			2-8-3
			2-8-5
			2-8-8
			2-8-10
			2-8-12
			2-8-17
			2-8-18-3

Elemento	Símbolo	Z	Configuración electrónica (CE)
			1s <sup>2</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>1</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>1</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>3</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>4</sup>
			1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup>

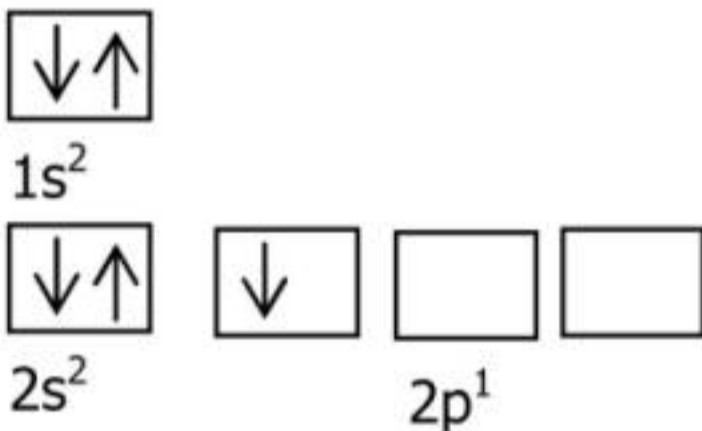
5) Escribir la regla de Hund de los siguientes átomos:

H, Li, C, F, Ne, Mg, P, S, K, Ti, Mn, Ni, Ga, As, Kr

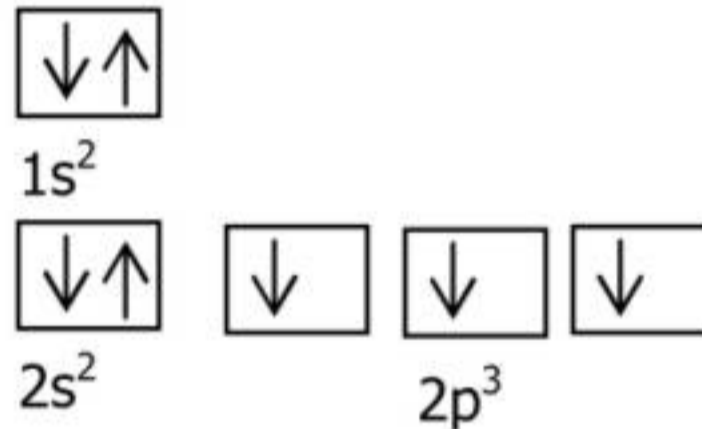
Aclaración: antes de escribir la regla de Hund es muy útil escribir la configuración electrónica del átomo en cuestión para saber cómo ordenar los electrones (las flechas de la regla de Hund) en los cuadraditos

6) Decir a qué elemento de la Tabla Periódica corresponde el esquema de Hund

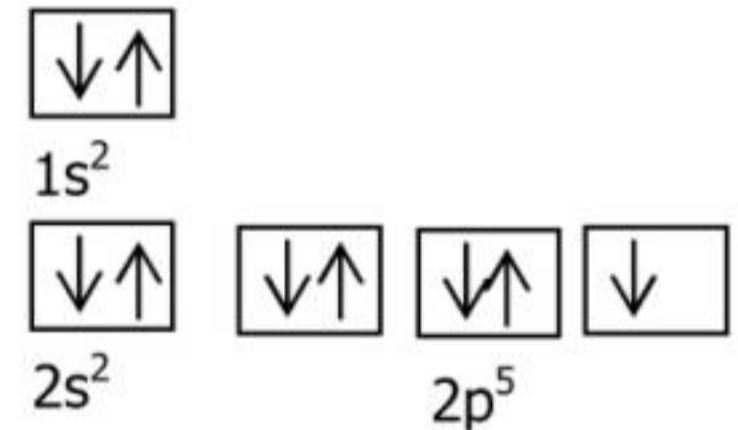
Nombre: \_\_\_\_\_



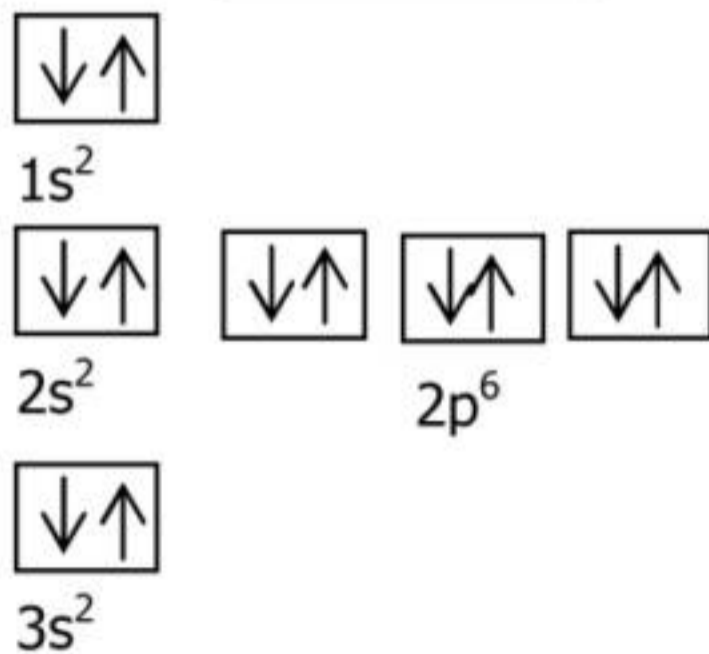
Nombre: \_\_\_\_\_



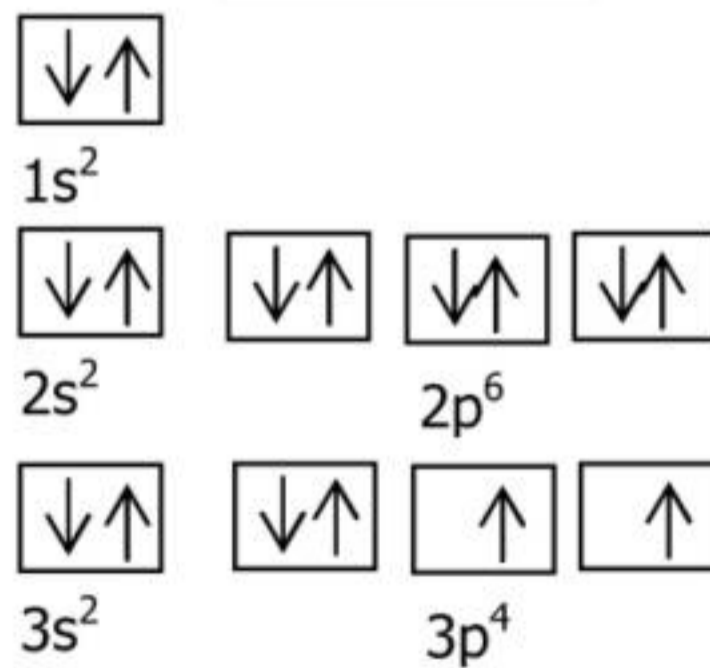
Nombre: \_\_\_\_\_



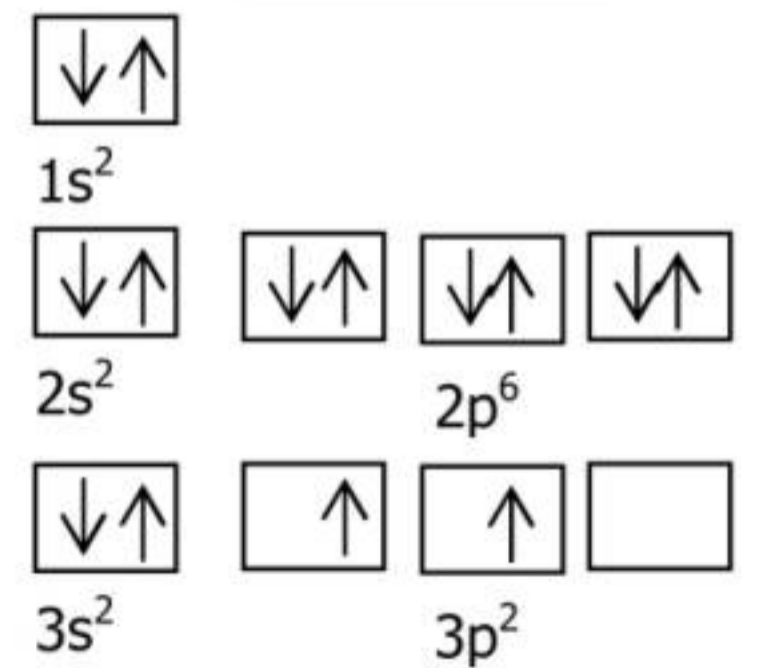
Nombre: \_\_\_\_\_



Nombre: \_\_\_\_\_

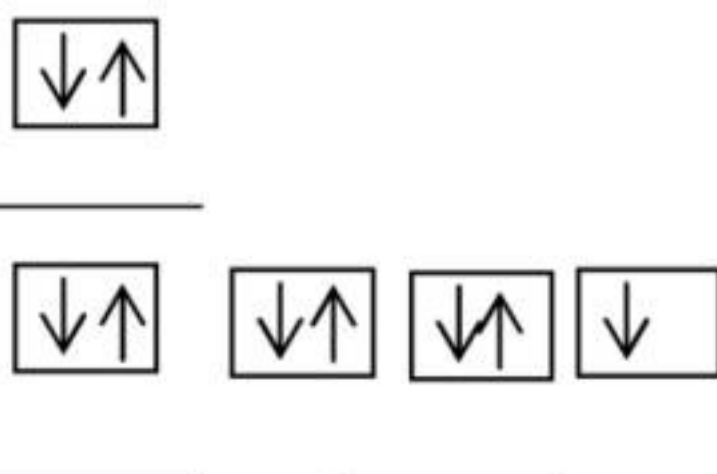


Nombre: \_\_\_\_\_

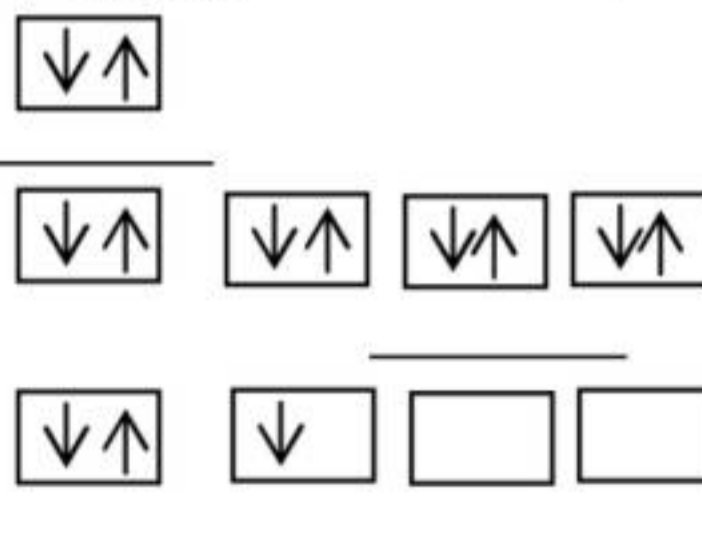


7) Escribir la configuración electrónica correspondiente en cada esquema de Hund

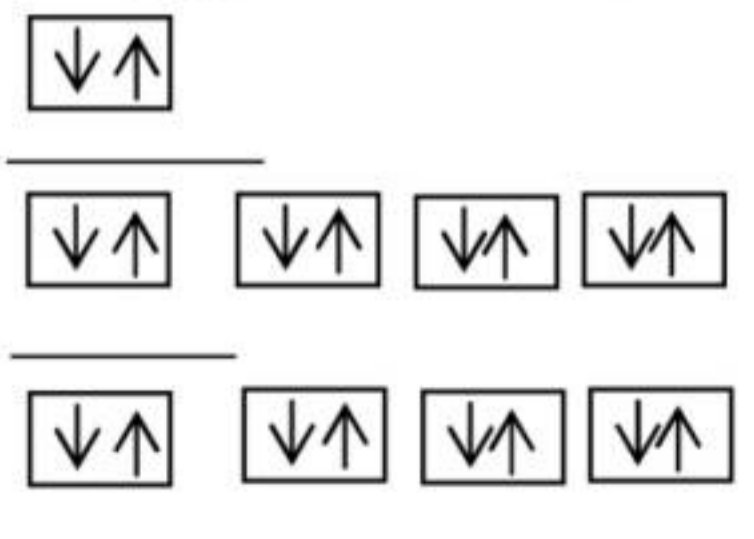
CE (Fluor): \_\_\_\_\_



CE (Al): \_\_\_\_\_



CE (Ar): \_\_\_\_\_



# Química



## UNIONES QUIMICAS

Luego de estudiar los elementos de la tabla periódica, hemos notado que ellos tienen un ordenamiento según su número atómico.

Sabemos que el comportamiento químico de un elemento está dado por el número y el orden de los electrones alrededor del núcleo. Los electrones de los niveles externos dan las características químicas y permiten la formación de los enlaces químicos. A esos electrones externos se los llama electrones de valencia.

Las diferentes tipos de uniones químicas están dadas según las distribuciones de electrones en el átomo.

La unión química es una interacción entre electrones de valencia (electrones externos) de dos o más átomos. Como en la unión intervienen partículas cargadas electrónicamente negativo, la unión guarda una energía llamada "energía de enlace". Cuando la unión o enlace se rompe (o sea, se separan los átomos), esa energía de enlace se libera.

Todos los átomos se unen porque tienen una tendencia a llegar al estado de energía mínima, que lo mantienen estables.

Veamos el ejemplo del Na (Sodio):

$$Z = 11$$

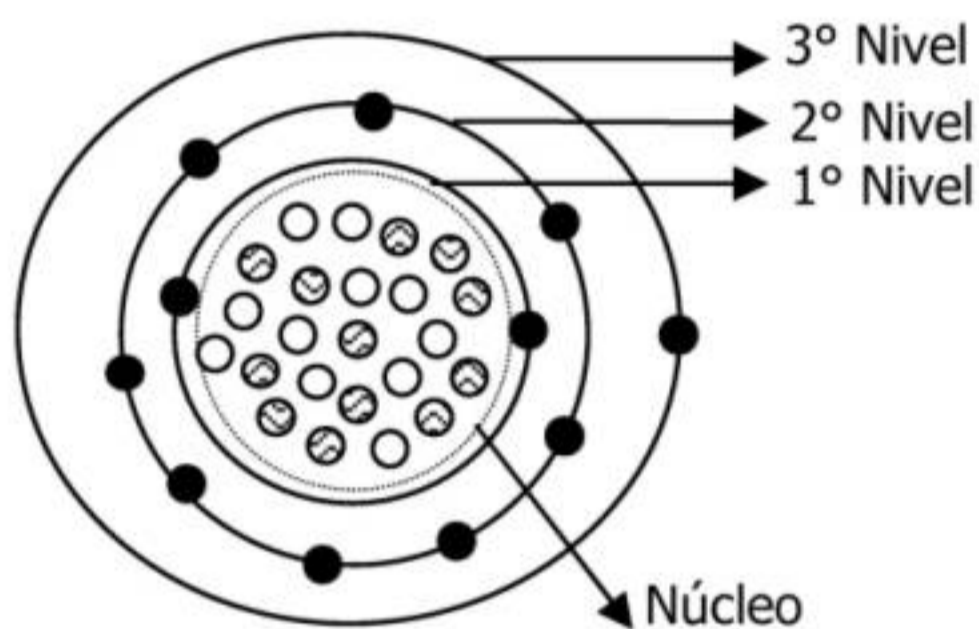
$$A = 23$$

$$(Recuerda A = Z + n)$$

$$P^+ = 11 \text{ } \bigcirc$$

$$e^- = 11 \text{ } \bullet$$

$$n = 12 \text{ } \otimes$$

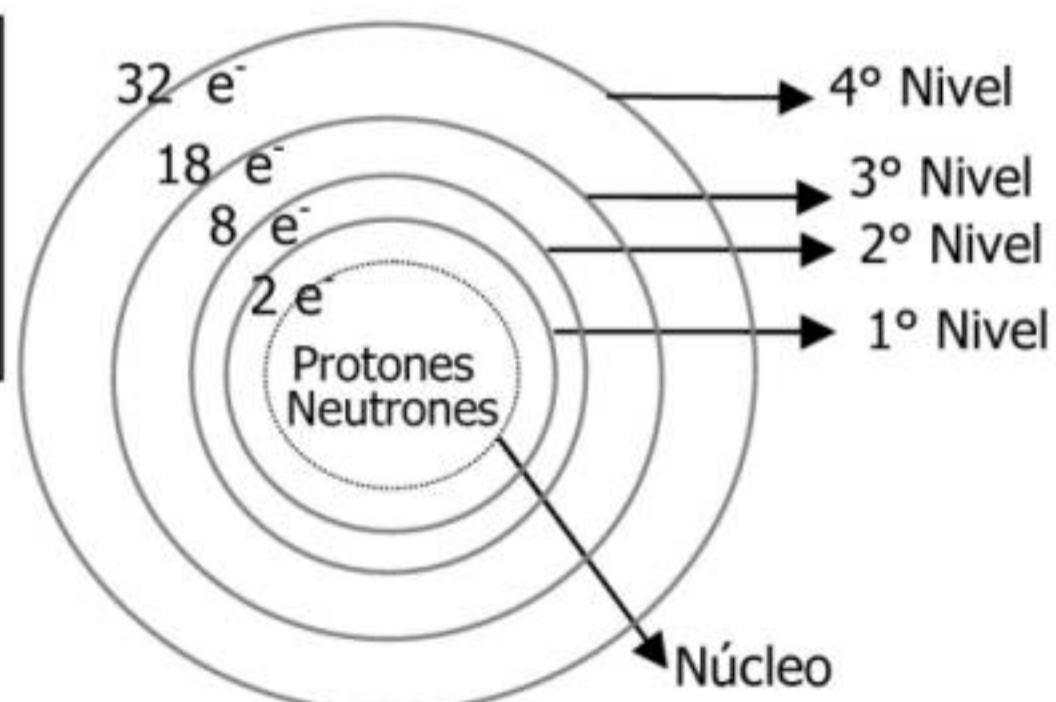


El átomo consta de un núcleo y de niveles energéticos. En el núcleo se encuentran los neutrones y los protones. En los niveles energéticos, también llamados orbitales o capas, se disponen los electrones y rodean al núcleo. La distribución de los electrones es dada por la regla del octeto. Los niveles se nombran con números de adentro hacia afuera, así por ejemplo el nivel energético 1 es el que se encuentra inmediatamente después del núcleo.

### Regla del octeto

Hoy sabemos que al combinarse los átomos tienden a tener una configuración electrónica que le proporcione una estabilidad similar a la del gas noble más cercano en número atómico. Por eso se dice que los átomos de los elementos tienden a completar su octeto (ocho electrones en su último nivel). Esto es bastante riguroso para los elementos representativos, no así para los demás.

En el 1º energético nivel se pueden ubicar hasta 2 electrones
En el 2º energético nivel se pueden ubicar hasta 8 electrones
En el 3º nivel energético se pueden ubicar hasta 18 electrones
En el 4º nivel energético se pueden ubicar hasta 32 electrones





Lewis estableció una manera de representar las uniones químicas. Esta consiste en escribir el símbolo del elemento rodeado por electrones químicamente importantes, es decir los más externos, llamados los electrones de valencia. Los electrones se representan por puntos, rayas, cruces, etc.

El tipo de uniones que forman los elementos será consecuencia del número de electrones que deben "compartir" o "ceder" para llegar a completar el octeto.

Tipos de uniones químicas:

- 1.- Unión iónica
- 2.- Unión covalente (ya sea covalente común o covalente dativa)
- 3.- Unión metálica

Teniendo en cuenta el concepto de electronegatividad, podemos entender la existencia de los tres tipos de uniones químicas, de acuerdo a la fuerza con que los átomos atraen los electrones de valencia. Existen tres posibilidades:

- 1.- Que los valores de electronegatividad de los átomos sean marcadamente diferentes.
- 2.- Que ambos átomos posean electronegatividad baja y similar.
- 3.- Que ambos átomos posean electronegatividad alta y similar.

Estas posibilidades originan los distintos tipos de uniones químicas que se conocen.

## Unión Iónica

La unión iónica es una unión que se realiza entre átomos de metales y de no metales, ya que la diferencia de electronegatividades es muy grande entre este tipo de átomos

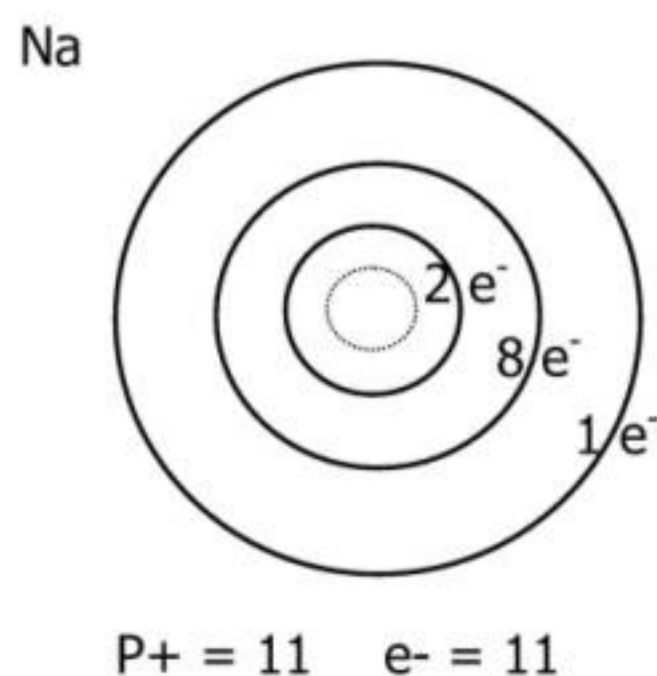
La unión implica una transferencia completa de electrones desde un átomo a otro.

De este tipo de unión surge que hay átomos que ceden (o pierden) electrones y hay átomos que reciben (o ganan) esos mismos electrones. A los átomos que ceden (o pierden) electrones los llamaremos cationes y a los átomos que reciben (o gana) electrones los llamaremos aniones.

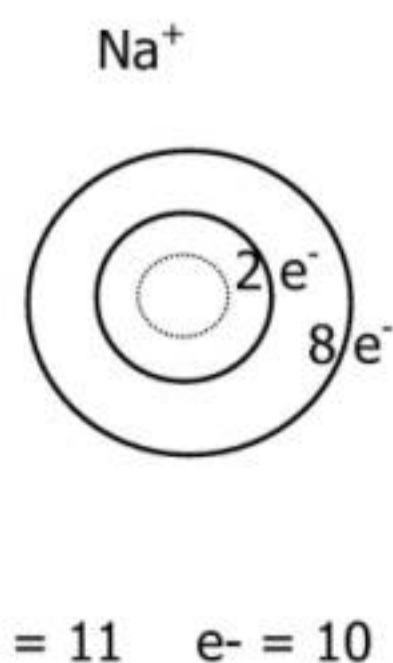
Los átomos de los elementos cuyas energías de ionización son bajas tienden a formar cationes, mientras que aquellos con altos valores negativos tienden a formar aniones.

Esta unión se produce debido a una fuerza de tipo electrostático y los iones se atraen mutuamente con una fuerza cuya intensidad es inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que los separa (ley de Coulomb).

Veamos un ejemplo de unión iónica, pero primero analicemos el catión Sodio:  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$

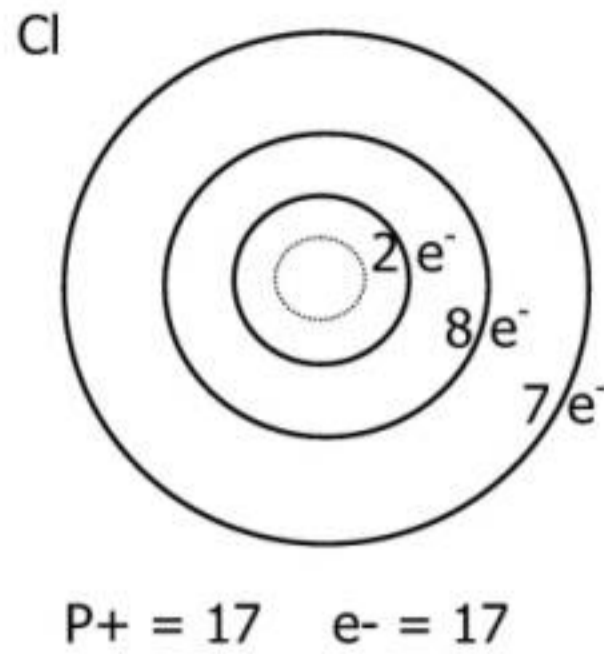


El átomo de Sodio es eléctricamente neutro porque la cantidad de partículas positivas es la misma que la cantidad de partículas negativas

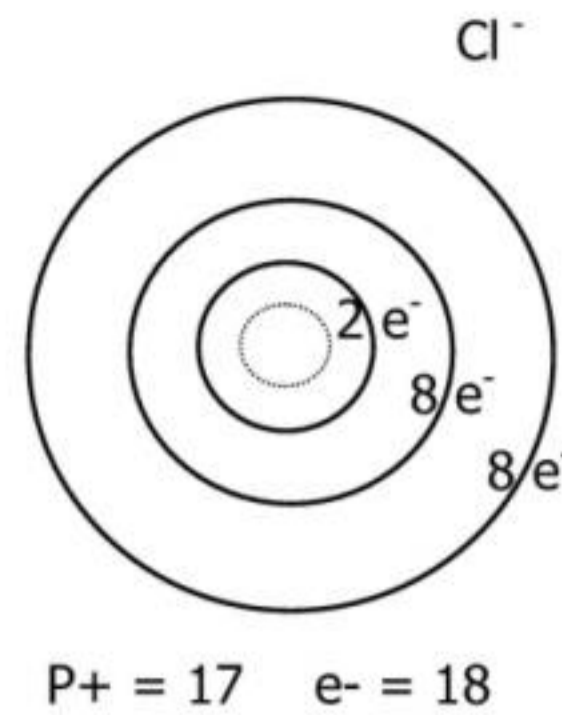


El átomo de Sodio perdió un electrón de valencia, por lo tanto el átomo resulta ser eléctricamente positivo y a esta nueva especie se denomina catión.

Ahora analicemos el anión Cl:  $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$



El átomo de Cloro es eléctricamente neutro porque la cantidad de partículas positivas es la misma que la cantidad de partículas negativas



El átomo de Cloro ganó un electrón de valencia, por lo tanto el átomo resulta ser eléctricamente negativo y a esta nueva especie se denomina anión.

El sodio y el cloro reaccionan iónicamente y formar la sal de mesa que todos conocemos. El Sodio posee un electrón de valencia en su último nivel. Si lo pierde quedará cargado positivamente como catión Sodio. El Cloro tiene siete electrones de valencia en su último nivel, por lo tanto, si gana un electrón se transformará en anión cloruro

Según la regla del octeto, los átomos intercambian electrones para quedar con la cantidad de electrones del gas noble más cercano. En el caso del Sodio, el gas noble más cercano es el Neón con  $Z = 10$ , por lo tanto, el Sodio tenderá a perder un electrón (del total de 11) para quedar solo con 10 electrones como su gas noble más cercano, y así se formara la nueva especie catión Sodio.

En el caso del Cloro que tiene 17 electrones, tenderá a ganar un electrón para acercarse al gas noble más cercano que es el Argón  $Z = 18$ , por lo tanto el Cloro tenderá a ganar un electrón para quedar con 18 electrones en su último nivel como su gas noble más próximo, y así se formará la nueva especie anión Cloro

Algunas de las formas en que se pueden representar las uniones químicas son:

- \*Estructura de Lewis
- \*Formula mínima
- \*Formula molecular
- \*Formula desarrollada

En relación a la molécula NaCl, explicaremos las diferentes formas de representación de las uniones

En la estructura de Lewis los átomos se dibujan con el símbolo, los electrones de valencia y todo esto se encierra entre corchetes con el superíndice + o -, según sea una catión o un anión



Los círculos representan los 7 electrones de valencia del Cloro y la cruz representa el electrón que le cedió el Sodio

La formula mínima es NaCl, ya que es la mínima relación entre sus átomos

La formula molecular es NaCl, ya que es la relación entre átomos para formar una molécula

En la formula desarrollada se dibujan los símbolos de los átomos y se dibuja la unión iónica con una línea:  $\text{Na}-\text{Cl}$

Representación del óxido de Hierro (II) FeO.

Recordemos que el Hierro tiene dos electrones de valencia (o sea, en el último nivel) marcados como cruces que serán entregados al Oxígeno

Estructura de Lewis



Formula mínima: FeO

Formula molecular: FeO

Formula desarrollada: Fe=O

Propiedades de los compuestos iónicos

El enlace iónico explica las propiedades de la sal de mesa y de otras sustancias similares

A temperatura ambiente son todos sólidos, cristalinos, solubles en agua, conducen la corriente eléctrica cuando están disueltos en agua, fundidos presentan elevados puntos de fusión y de ebullición.

No forman moléculas, forman estructuras iónicas cristalinas.

No reflejan la luz; no poseen nube de electrones como metales.

Sus cristales no son duros como los metales, porque al cambiar el orden de los iones se provoca una repulsión (positivo con positivo y negativo con negativo) y se rompe el cristal.

No conducen electricidad; ni poseen electrones móviles, cuando estas sustancias se funden sí conducen electricidad porque se rompen los enlaces y se pueden mover los electrones con más facilidad.

Enlace covalente

Es la unión que se produce cuando se combinan dos no metales.

Hay de dos tipos: enlace covalente simple y enlace covalente dativo o coordinado

En este tipo de unión no hay transferencia de electrones de un átomo a otro, sino que los electrones se comparten mutuamente para llegar a la cantidad de electrones de valencia que tiene el gas noble más cercano.

Veamos un ejemplo:

La molécula de H<sub>2</sub> presenta 1 electrón de valencia y en su nivel puede ocupar hasta 2 electrones (según la regla del octeto). Por lo tanto, el átomo de hidrogeno tenderá a completar su nivel con los electrones que le falten para tener la cantidad de electrones de su gas noble más cercano, que en este caso es el Helio. Dicho átomo compartirá electrones con otro hidrogeno. De esta manera, ambos átomos de hidrogeno lograrán la estabilidad energética a través de la unión covalente entre ellos y formaran la molécula de H<sub>2</sub>.

Estructura de Lewis: H• + H• → H:H

Formula molecular: H<sub>2</sub>

Formula desarrollada: H—H

El par de electrones compartido se representa comúnmente con una sola línea. En un enlace covalente, cada electrón de un par compartido es atraído por los núcleos de los átomos que intervienen en el enlace. Esta atracción es la responsable de que se mantengan unidos los dos átomos en el H<sub>2</sub>.

En este otro ejemplo, cuando se unen dos átomos de Fluor para formar la molécula F<sub>2</sub> puede considerarse que al compartir un electrón cada uno de los átomos queda con la cantidad de

electrones de valencia del gas noble más cercano que en este caso es el Neón. Si bien en realidad los electrones compartidos no pertenecen a los átomos sino a la molécula.



Formula molecular:  $\text{F}_2$

Formula desarrollada:  $\text{F} - \text{F}$

Algunos ejemplos de uniones covalentes:

\*Algunas moléculas diatómicas formadas por átomos de la misma especie, como por ejemplo:  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{N}_2$

\*También forman enlaces covalentes las moléculas formadas entre hidrogeno y los no metales del grupo 7:  $\text{HF}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ .

Enlace covalente común:

Es la unión química entre dos átomos en la cual el par electrónico compartido está formado por un electrón proveniente de cada uno de los dos átomos entre los que se produce la unión. Esta unión se puede establecer entre átomos de un mismo elemento (unión homonuclear) o entre átomos de elementos diferentes (unión heteronuclear). Por otra parte, dos átomos pueden compartir uno o más pares de electrones, dando lugar a uniones covalentes simples, dobles o triples.

Veamos el ejemplo del  $\text{N}_2$



Con línea punteada están indicados los pares de electrones que intervienen en cada enlace covalente. Cada par de electrones forma un enlace covalente y como hay tres pares de electrones en la molécula de  $\text{N}_2$ , hay enlace covalente triple.

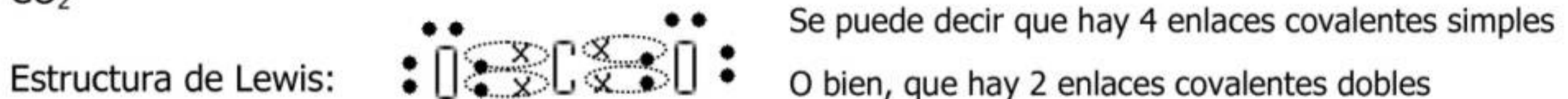
Formula mínima:  $\text{N}_2$

Formula molecular:  $\text{N}_2$

Formula desarrollada:  $\text{N} \equiv \text{N}$  Cada línea representa un enlace covalente

Ahora veremos un ejemplo de una molécula con enlace covalente donde intervienen átomos de diferentes especies.

$\text{CO}_2$



Con línea punteada están indicados los pares de electrones que intervienen en cada enlace covalente. En este caso hay 4 pares de electrones que forman los 4 enlaces covalentes simples. O bien es lo mismo decir que hay 2 enlaces covalentes dobles

Formula molecular:  $\text{CO}_2$

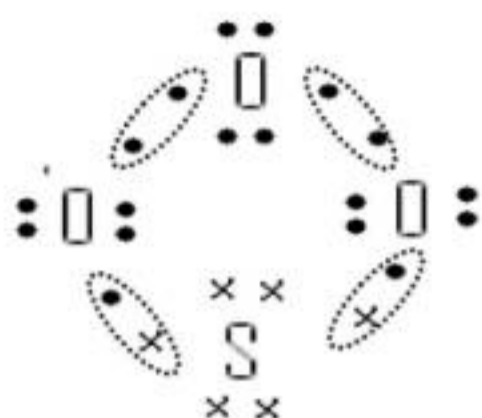
Formula desarrollada:  $\text{O} = \text{C} = \text{O}$

## Enlace covalente dativo o coordinado:

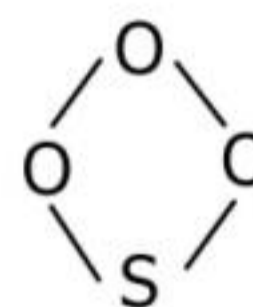
Es la unión química entre dos átomos, en la que el par electrónico compartido es aportado por uno de los dos átomos.

Analicemos el caso de la molécula  $\text{SO}_3$ : sabiendo que el oxígeno y el azufre (ambos con 6 electrones de valencia) pueden formar dos enlaces covalentes comunes cada uno, por lo que tienen la siguiente estructura.

Estructura de Lewis



Formula desarrollada:



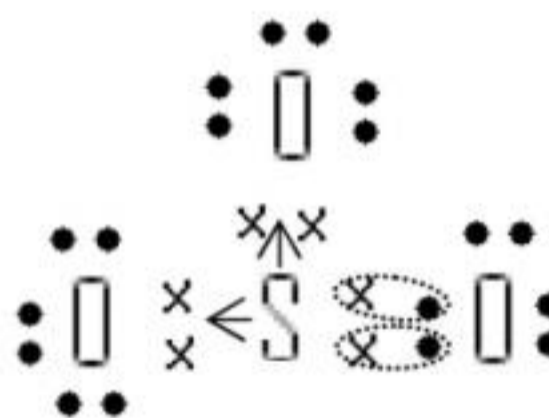
La línea punteada indica los pares de electrones que intervienen en cada enlace covalente.

Sin embargo, según datos experimentales, se sabe que cada uno de los átomos de oxígeno está unido al azufre, por lo tanto la estructura anterior es incorrecta.

Podríamos pensar, entonces que entre el átomo de azufre y uno de los átomos de oxígeno hay una unión covalente doble y de esta forma ambos átomos completarían la cantidad de electrones según la regla del octeto para tener el número de 34 del gas noble más cercano que es el Kriptón.

De acuerdo con la regla del octeto ya no podrían formarse más enlaces S-O en los cuales se comparten electrones, pero esto estaría en contradicción con los datos experimentales, ya que se conocen perfectamente los compuestos  $\text{SO}_2$  y  $\text{SO}_3$ . Debemos buscar entonces otra posibilidad de interacción que no hayamos considerado hasta ahora, para poder explicar la estructura del  $\text{SO}_3$ . La respuesta es que el átomo de azufre forma con los átomos de oxígeno restantes enlaces de tipo covalente dativo. El átomo de azufre, que al unirse por covalencia doble con un átomo de oxígeno ya alcanzó el octeto, posee electrones que pueden ser aportados solidariamente para formar enlaces covalentes dativos con los otros átomos de oxígeno. Si esto ocurre el átomo de azufre mantiene su octeto.

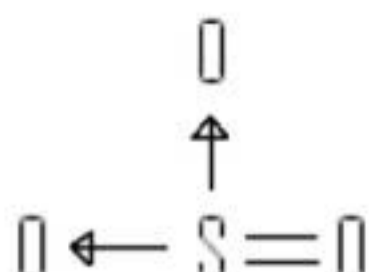
Entonces la estructura de Lewis CORRECTA del  $\text{SO}_3$  es:



Como vemos, el átomo de azufre sigue teniendo, en el compuesto, configuración electrónica de gas noble, pero ahora cada átomo de oxígeno también la tiene.

Estructuralmente no hay manera de distinguir un enlace covalente coordinado de cualquier otro enlace covalente simple. Se trata de un par electrónico compartido, independientemente de cómo se ha formado. El enlace covalente dativo se representa por medio de una flecha desde el dador al aceptor.

Fórmula desarrollada



Notemos que el átomo de azufre no sólo puede formar dos enlaces covalentes sino que también puede formar otros dos enlaces covalentes dativos. De esta manera, en el  $\text{SO}_3$ , el átomo de azufre hace participar en enlaces los seis electrones presentes en su último nivel de energía.

Otro ejemplo:

Si consideramos la molécula de dióxido de azufre ( $\text{SO}_2$ ), el azufre queda con dos pares de electrones no compartidos, utiliza uno de ellos para unirse al otro átomo de oxígeno.

Estructura de Lewis:



El azufre llega a su octeto compartiendo electrones con un oxígeno. Por esto, se forman dos enlaces covalentes simples. Pero aún queda el otro oxígeno que también quiere completar su octeto, para lo cual, el azufre, le aporta solidariamente dos electrones. Por esto, se forma un enlace covalente dativo o coordinado que es representado con una flecha, que indica desde dónde se aportan los electrones y hacia cuál elemento se dirigen.

Formula desarrollada:

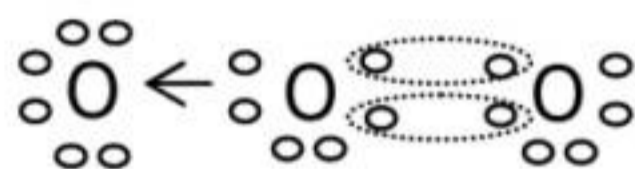


Recordemos:

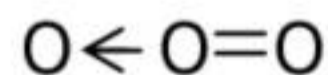
Es muy importante entre átomos no metales hacer la estructura de Lewis para darnos cuenta qué tipo de uniones se forman en el compuesto. Una vez que tenemos la estructura de Lewis, tenemos que hacer todas las uniones covalente simples que podamos lograr, para que lo elementos alcancen tener 8 electrones de valencia en su último nivel. Si después de hacer las uniones covalentes simples, resulta que hay átomos que aun no están unidos químicamente, haremos un enlace covalente dativos, donde los átomos que ya alcanzaron su octeto, aportarán solidariamente los electrones.

Como otro ejemplo podemos citar al ozono  $\text{O}_3$

Estructura de Lewis



Formula desarrollada:



Propiedades de los compuestos covalentes

Los compuestos que presentan unión covalente tienen una débil atracción intermolecular para formar un sólido. Los que se presentan al estado sólido a temperatura ambiente tienen cristales blandos, dúctiles, de bajo punto de fusión y de ebullición, no son conductores de la corriente eléctrica en ese estado ni fundidos. No son solubles en agua.

¿Cómo se contamina la capa de ozono?

La capa de ozono, nos protege de los rayos ultravioletas tipo B, que son dañinos para los seres vivos. Hay ciertos compuestos químicos formados con cloro cuyos gases al ser liberados en la atmósfera ascienden y se descomponen por acción de la luz solar, tras lo cual el cloro reacciona con las moléculas de ozono y las destruye. Por este motivo, el uso de CFC en los aerosoles ha sido prohibido en muchos países. Otros productos químicos, como los halocarbonos de bromo, y los óxidos nitrosos de los fertilizantes, son también perjudiciales para la capa de ozono



## Enlace metálico

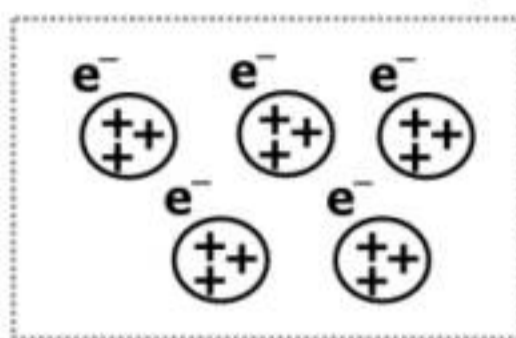
Es la unión entre metales a través de los electrones de valencia.

Los electrones de valencia son aquellos que se encuentran en el último nivel de energía en un átomo y ellos están implicados en los enlaces

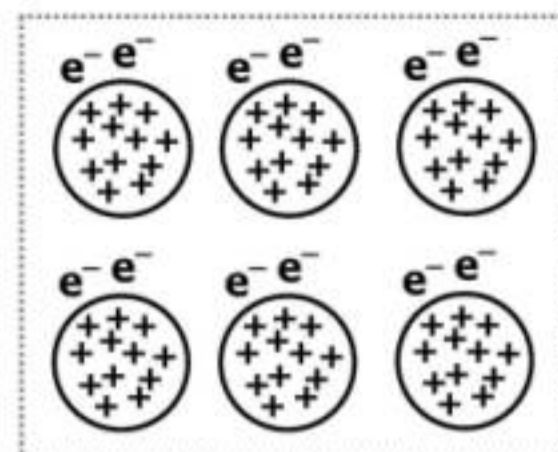
Debido a la interacción entre los electrones de los metales se forma una densa nube cargada negativamente.

A continuación se representan los núcleos con carga positiva (protones) de los átomos de los metales y alrededor la nube de electrones con carga negativa.

Ejemplo: Litio  
(Tiene 3 Protones en el núcleo y 1 electrón de valencia)



Ejemplo: Magnesio  
(Tiene 12 Protones en el núcleo y 2 electrones de valencia)



En este caso los electrones que forman una nube cargada negativamente están poco atraídos por el núcleo positivo. La atracción entre todos los núcleos positivos y la nube de electrones mantiene unidos a los átomos de los metales, y estos forman cristales.

En un trozo de metal hay millones de átomos, y los electrones externos de todos ellos son atraídos por los átomos vecinos; por tal razón, hay gran cantidad de estas partículas negativas moviéndose libremente

El enlace metálico explica las propiedades físicas de los metales

**Brillo:** los electrones externos del último nivel que forman la nube electrónica cargada negativamente, hacen que se refleje la luz. Cuando uno lustra con un trapo o "saca brillo" a un metal, lo que estamos haciendo es agitar los electrones externos que se moverán libremente y eso producirá el brillo característico de los metales.

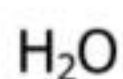
**Alta conductividad eléctrica:** los electrones externos se mueven libremente y permiten conducir la electricidad.

**Alta conductividad del calor:** en presencia de calor, los átomos de los metales aumentan la velocidad de los electrones externos libres y por los continuos choques entre ellos, el material conduce el calor.

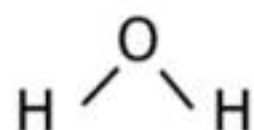
**Maleabilidad:** como los núcleos positivos se atraen fuertemente entre ellos, se produce una débil atracción entre los electrones externos y el núcleo. Esto permite que los metales sean maleables.

## Unión puente hidrogeno

Es la unión entre el oxígeno y el hidrogeno. Este tipo de unión es mantiene a los enlaces más fuertemente unidos que la unión iónica y la covalente. Un ejemplo es el agua



Formula molecular



Formula desarrollada



Estructura de Lewis

Ejercitación:

Unir con flechas

Unión entre no metales  
Unión entre no metal y metal  
Unión entre metales

Enlace iónico  
Enlace metálica  
Enlace covalente

Indicar el tipo de unión en los siguientes compuestos

		Unión iónica	Unión covalente	Unión metálica
a)	Li <sub>2</sub> F			
b)	O <sub>3</sub>			
c)	N <sub>2</sub>			
d)	SO <sub>2</sub>			
e)	Na <sub>2</sub> Br			
f)	Cl <sub>2</sub>			
g)	Mg			
h)	Fe			
i)	NH <sub>3</sub>			
j)	K			
k)	SiO <sub>2</sub>			

		Unión iónica	Unión covalente	Unión metálica
l)	H <sub>2</sub>			
m)	S			
n)	Cr			
o)	CaO			
p)	O <sub>2</sub>			
q)	BeH <sub>2</sub>			
r)	Ni			
s)	Zn			
t)	PH <sub>3</sub>			
v)	CO <sub>2</sub>			
w)	Na <sub>2</sub> F			

Escribir la estructura de Lewis y la formula desarrollada de los compuestos del ejercicio anterior

- a) Bromuro de Platino;
- b) Carbonato de Níquel;
- c) Tritóxido de di Nitrógeno;
- d) Dióxido de Selenio;
- e) Trióxido de Azufre;
- f) Fosfuro de Potasio;
- g) Ioduro de Hidrogeno;
- h) Cloruro de Berilio;
- i) Nitrato de Estroncio;
- j) Sulfuro de Litio

16) Expresar cuales de los siguientes compuestos químicos forman unión covalente y cuales uniones iónicas.

- a) CO<sub>3</sub>   b) K<sub>2</sub>O   c) I<sub>2</sub>   d) O<sub>3</sub>   e) AsH<sub>3</sub>   f) NaOH   g) N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>   h) Cu<sub>2</sub>O   i) SO   j) AlBr<sub>3</sub>

17) ¿Podemos decir que la unión de Cromo y Bromo es una unión iónica? ¿Por qué?

18) ¿Podemos decir que la unión de Potasio y Cobalto es una unión covalente? ¿Por qué?



18) ¿Podemos decir que el bronce al ser una aleación de Estaño ( $Z=50$ ) y Cobre ( $Z=29$ ) presenta uniones metálicas? ¿Por qué?

19) Nombre qué tipo de unión puede darse entre estos elementos, según su naturaleza de metales y no metales:

- a) Fósforo y Sodio
- b) Oxígeno y Azufre
  
- c) Calcio y Azufre
- d) Fósforo e Hidrógeno
- e) Nitrógeno e Hierro
- f) Nitrógeno y Potasio
- g) Carbono y Oxígeno
- h) Yodo y Oxígeno
- i) Hidrógeno y Cloro
- j) Oxígeno y Oro
- k) Manganeso y Cloro
- l) Yodo y Litio

22) Determinar cuáles de las siguientes sustancias pueden considerarse iónicas y cuales covalentes:

- a) Fluoruro de estroncio,  $\text{SrF}_2$
- b) Fosfina,  $\text{PH}_3$
- c) Óxido de potasio,  $\text{K}_2\text{O}$
- d) Óxido hipocloroso,  $\text{Cl}_2\text{O}$
- e) Nitrógeno,  $\text{N}_2$
- f) Bromuro de hidrógeno,  $\text{HBr}$
- g) Dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$
- h) Óxido de Iodo (I),  $\text{I}_2\text{O}$

16) Escribir la fórmula desarrollada e indicar si son sustancias iónicas o covalentes:

- a) Tetracloruro de carbono,  $\text{CCl}_4$
- b) Cloro,  $\text{Cl}_2$
- c) Hexafluoruro de azufre,  $\text{SF}_6$
- d) Tricloruro de nitrógeno,  $\text{Cl}_3\text{N}$
- e) Trifluoruro de boro,  $\text{BF}_3$
- f) Pentacloruro de fósforo,  $\text{PCl}_5$
- g) Amoníaco,  $\text{NH}_3$
- h) Óxido de Cobalto (III),  $\text{Co}_2\text{O}_3$

Explicar por qué estos compuestos no cumplen con la regla del octeto:

- a)  $\text{FC}_2$
- b)  $\text{AlCu}$
- c)  $\text{IAr}$
- d)  $\text{CaB}_2$
- e)  $\text{LiC}$
- f)  $\text{Ga}_2\text{O}$
- g)  $\text{AsBr}_2$
- h)  $\text{N}_3\text{B}$

23) Escribir la estructura de Lewis, la fórmula desarrollada de los siguientes compuestos. Indicar si son sustancias iónicas o covalentes:

- a) Cloruro de cesio, CsCl
- b) Fluoruro de calcio, CaF<sub>2</sub>
- c) Oxido de sodio, Na<sub>2</sub>O
- d) Nitruro de calcio, Ca<sub>3</sub>N<sub>2</sub>

24) Indicar cuál de los siguientes enunciados referidas al enlace iónico, es falso:

- a) Se basa en la transferencia de electrones entre átomos.
- b) Se establece entre átomos cuya diferencia de energías de ionización es pequeña.
- c) Se establece entre un elemento metálico y uno no metálico

25) Investigar por qué los metales son buenos conductores de la electricidad al estado sólido y en cambio no lo son los compuestos iónicos en el mismo estado de agregación

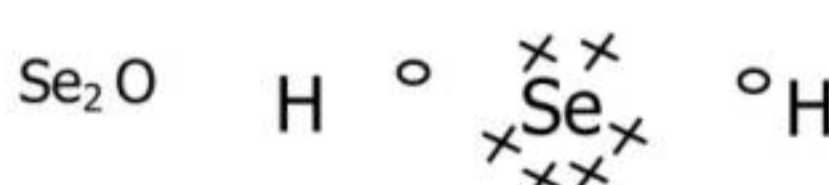
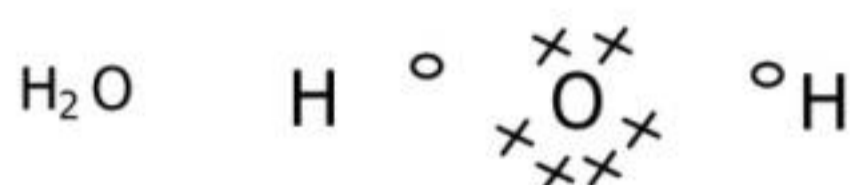
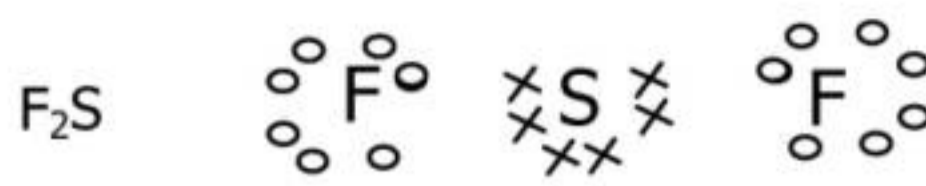
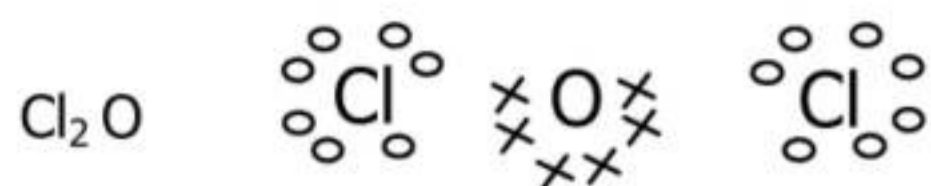
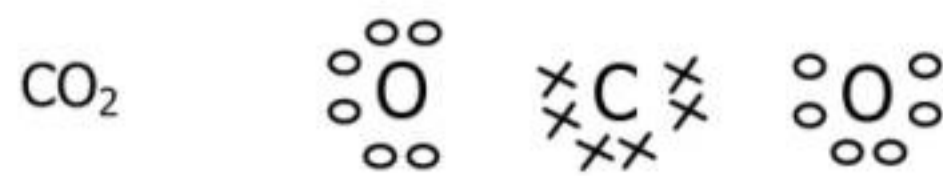
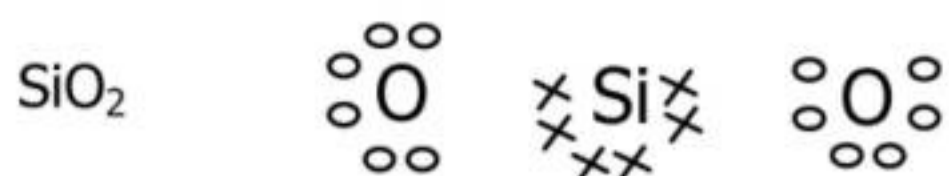
26) Escribir la estructura de Lewis de los siguientes compuestos, diferenciando las uniones covalentes simples, de las covalentes coordinadas o dativas:

- a) CO<sub>2</sub>
- b) N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>
- c) SO<sub>3</sub>
- d) Cl<sub>2</sub>O
- e) NH<sub>3</sub>
- f) O<sub>3</sub>
- g) SO<sub>4</sub>
- h) P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>

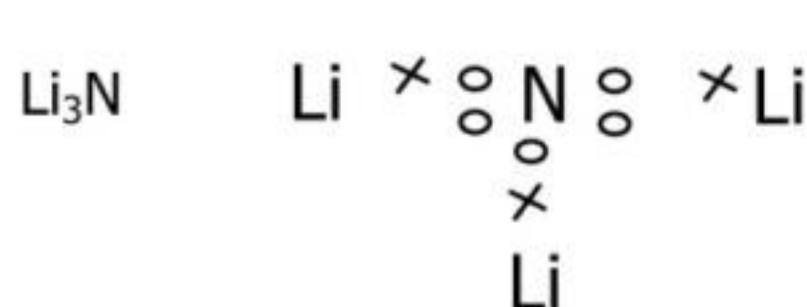
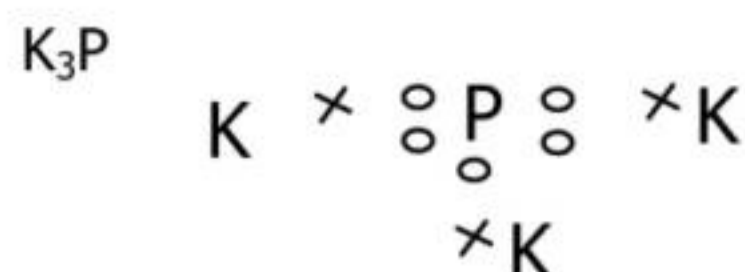
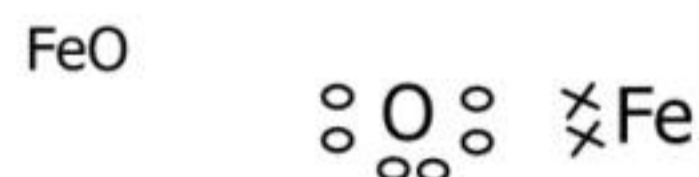
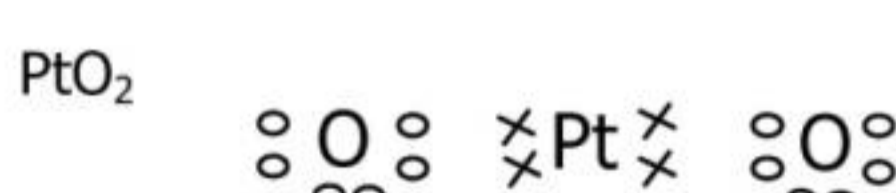
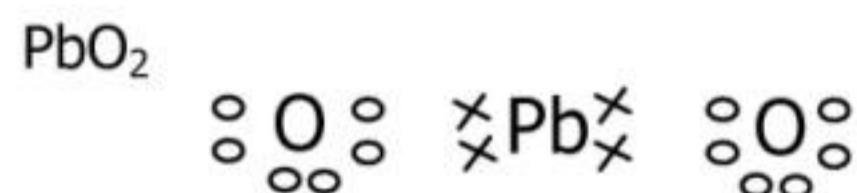
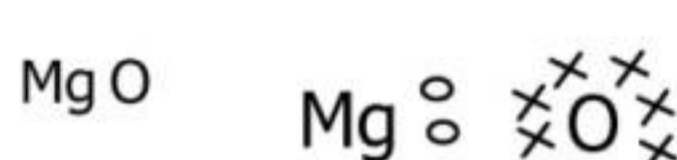
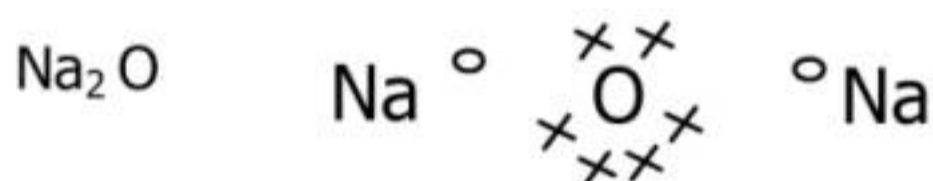
27) Completar los espacios vacíos en los siguientes cuadros:

Nombre	Composición	Fórmula desarrollada	Fórmula molecular	Estructura de Lewis	Tipo de unión
			N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		
	2 átomos de O 1 átomo de Si				
Heptóxido de dicloro					
		Cl --- Ba --- Cl			
			CoCl <sub>2</sub>		
	1 átomo de O 1 átomo de Cu				
Oxido de Litio					
		Hg --- O			
Hidroxido de Cromo (III)					
	4 átomos de O 1 átomo de S 2 átomos de H				
Dioxido de Carbono					
			N <sub>2</sub>		
	1 átomo de O 2 átomos de H				
Acido Clorhídrico					
			Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		

Indicar los electrones que se comparten. Unión covalente con círculos punteados y unión dativa con flecha. Luego escribir la formula desarrollada.



Indicar con círculos punteados la unión iónica y escribir la formula desarrollada.



# Química



## Q10 - Formación de Óxidos

## FORMACIÓN DE ÓXIDOS

Recuerda que para entender este tema es importante que tengas claro lo siguiente:

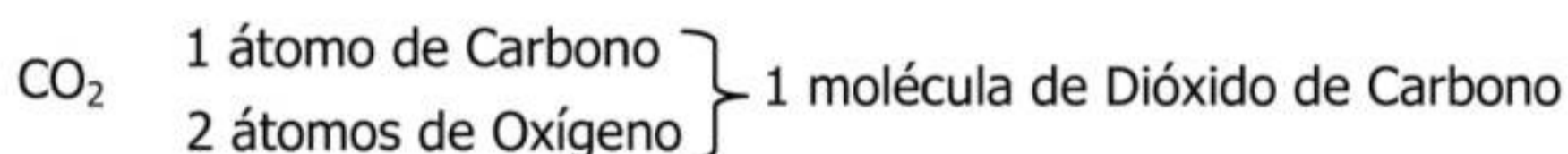
- 1º) Saber los **símbolos** de todos los elementos químicos de la Tabla Periódica.
- 2º) Saber los elementos que están incluidos en los **18 grupos** de la Tabla Periódica.
- 3º) Localizar cualquier **elemento químico** en su **grupo** correspondiente.
- 4º) Saber qué elementos son **metales** y cuáles son **no metales**.

Los diferentes compuestos se forman por la unión química entre elementos.

Para formarse un compuesto es necesario que un determinado átomo gane, pierda o comparta electrones. Los electrones que intervienen en la unión química se llaman electrones de valencia y están ubicados en el último nivel de energía del átomo. Dichos electrones también se les llama electrones externos.

En la práctica para representar la composición de las moléculas usamos la *fórmula molecular* en donde se encuentra el símbolo del elemento químico que figura en la tabla periódica y como subíndice la cantidad de átomos que hay de dicho elemento en cada molécula.

Por ejemplo **CO<sub>2</sub>** me dice que C es el símbolo del carbono y como no tiene subíndice solo hay un átomo de dicho elemento. El símbolo O me dice que es oxígeno que al tener el subíndice 2 me indica que tiene 2 átomos de oxígeno. La unión entre un átomo de Carbono y dos átomos de Oxígeno forman la molécula del Dióxido de Carbono.



También se pueden representar las moléculas a través de la fórmula desarrollada o estructural donde se usan líneas para indicar enlace covalente simple y flecha para indicar enlace covalente coordinado o dativo; y la estructura o diagrama de Lewis donde figuran los electrones que tiene cada elemento para formar la unión de ellos.

Formula desarrollada



Estructura de Lewis



En la estructura de Lewis los electrones se representarán con símbolos como por ejemplo, círculos, cruces, triángulos, etc

Para nombrar un compuesto también existen diferentes nombres sistemáticos. Estas denominaciones dependen de los elementos usados, y del número de oxidación de los mismos. A medida que avancemos con la formación de los óxidos se usarán las diferentes formas de identificar a cada uno.

### Reacciones de óxido reducción

Se producen cuando en las reacciones químicas los átomos ceden electrones a uno o más átomos que los aceptan, también el hecho que la sustancia tome o libere oxígeno al reaccionar. Por lo tanto decimos que "oxidación" es el proceso por el cual un compuesto se combina con oxígeno y "reducción" cuando elimina oxígeno.

Para realizar estas reacciones utilizaremos el "**número de oxidación**" que es el número de electrones que el átomo de un elemento cede o tiende a ceder parcialmente (o toma o tiende a tomar), en una unión química.

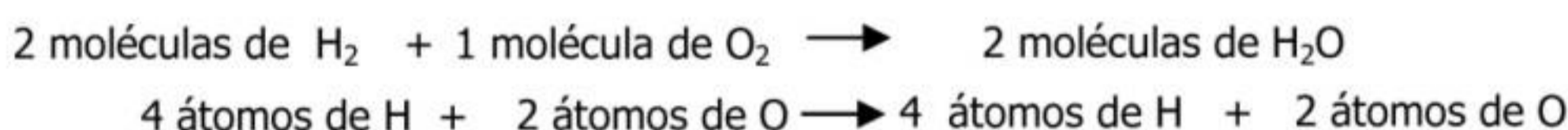
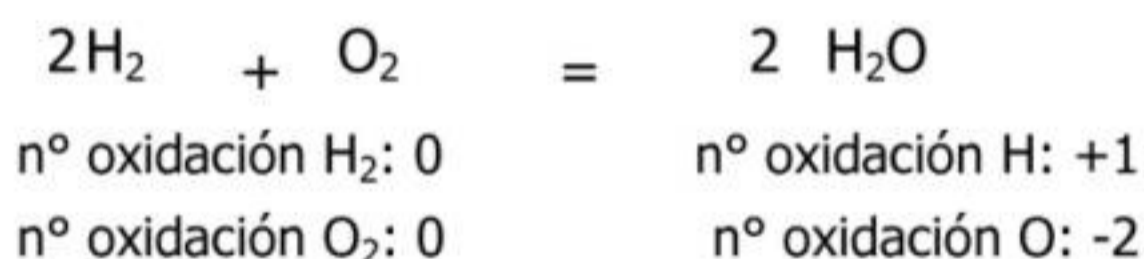
En una unión iónica, el metal cede los electrones que tienen carga negativa y deja la especie cargada positivamente. En cambio, en una unión covalente tienden a ceder electrones lo que hace variable el signo del número de oxidación.

Por eso se establecen las siguientes reglas:

- 1) El número de oxidación de un elemento de la tabla periódica es cero.
- 2) El número de oxidación del oxígeno (O) es habitualmente -2; excepto como elemento de la tabla periódica donde el O se encuentra como gas biatómico, O<sub>2</sub> tiene número oxidación cero.
- 3) El número de oxidación del hidrógeno es habitualmente +1; excepto como elemento de la tabla periódica donde el H se encuentra como gas biatómico, H<sub>2</sub> tiene número oxidación cero.
- 4) La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos que forman un mismo compuesto es cero.

Por ejemplo tomemos una molécula de agua **H<sub>2</sub>O**

El hidrógeno tiene número de oxidación +1 pero al obtener como producto 4 átomos tenemos +4. De oxígeno obtenemos 2 átomos y tiene el número de oxidación -2. Entonces si realizamos la suma  $4.(+1) + 2.(-2) = 0$



$$\begin{array}{l}
 0 + 0 = 4.(+1) + 2.(-2) \\
 0 = 0
 \end{array}$$

Siempre los reactivos son los elementos de la tabla periódica y la especie se indica como:

H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, se encuentran en la naturaleza como gases biatómicos (unión de dos átomos iguales)

Los metales se encuentran en la naturaleza como especies monoatómicas

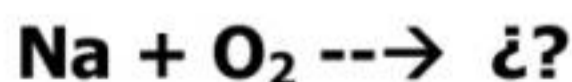
Los no metales se encuentran en la naturaleza como especies monoatómicas

## Los óxidos

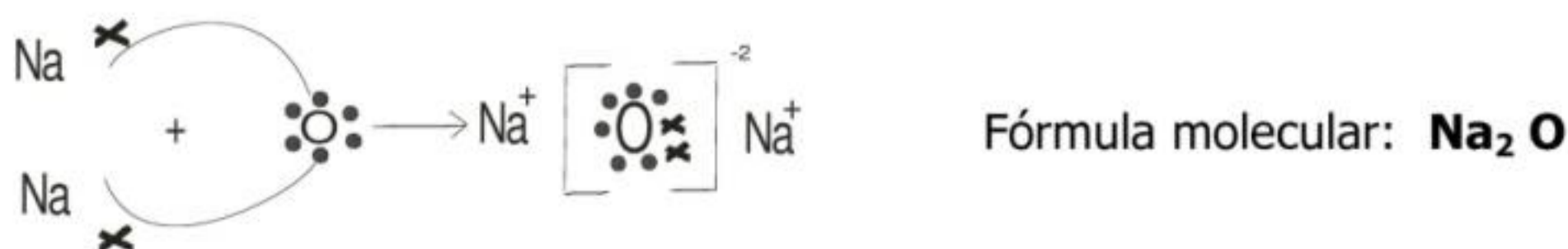
Los óxidos resultan de la combinación de algún elemento con el oxígeno.

Si el elemento es un metal se llama óxido básico, si el elemento es un no metal es un óxido ácido.

Veamos el siguiente ejemplo de un óxido básico:



Sabemos que el Na (Sodio) es un metal y el oxígeno un no metal. Entonces realicemos la unión química:



Para no hacer el diagrama de Lewis cada vez que formemos un óxido usaremos los números de oxidación así:

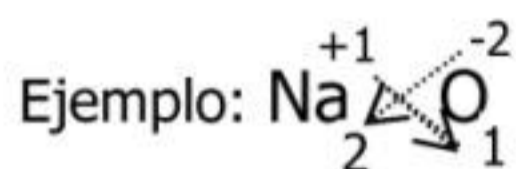
Nº de oxidación del oxígeno  $\rightarrow$  **O = -2**

Nº de oxidación del sodio  $\rightarrow$  **Na = +1**

Como regla práctica y rápida vamos a escribir la formula molecular de un compuesto como:

1-Escribimos el símbolo del metal y a continuación el O . Ejemplo: NaO

2-Intercambiamos el número de oxidación (sin el signo) del metal como subíndice del Oxígeno y viceversa



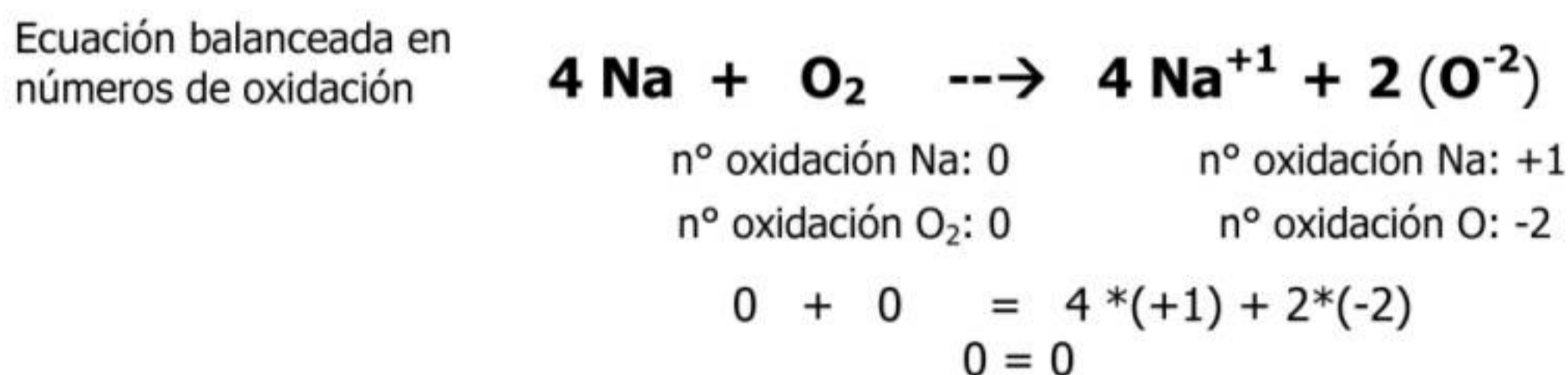
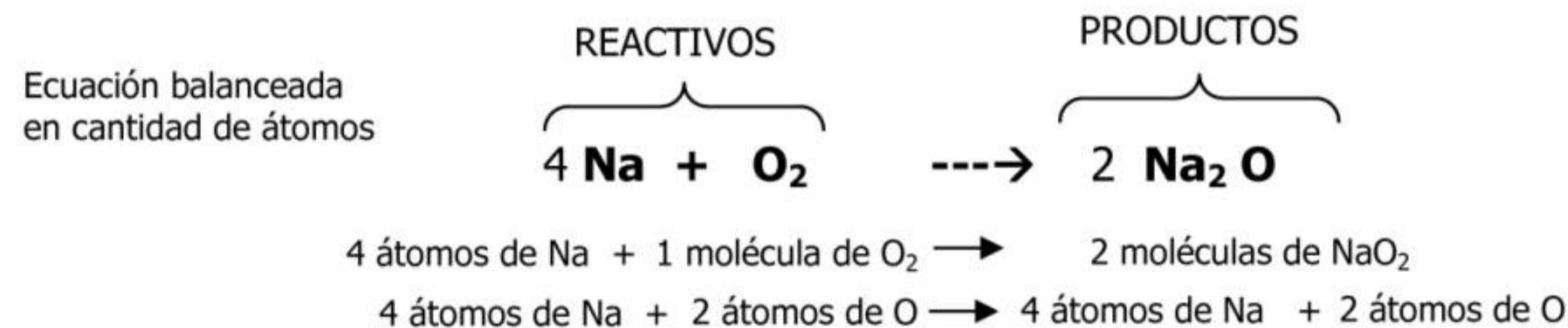
Entonces la formula molecular es :  $\text{Na}_2 \text{O}$

La ecuación química resulta ser: **Na + O<sub>2</sub>  $\rightarrow$  Na<sub>2</sub>O**

Las especies de la izquierda se llaman reactivos y las de la derecha se llaman productos.

En los reactivos, el Na lo escribo con un solo átomo y el oxígeno como 2 átomos. Por eso, ahora tenemos que igualar la ecuación química (nos deben quedar la misma cantidad de átomos a izquierda y a derecha de la flecha por la ley de conservación de masas de Lavoisier)

O sea el reactivo 4 Na y el reactivo O<sub>2</sub> dan como producto dos moléculas de **Na<sub>2</sub>O**.



Ahora usaremos un no metal combinado con oxígeno que nos da un óxido ácido:

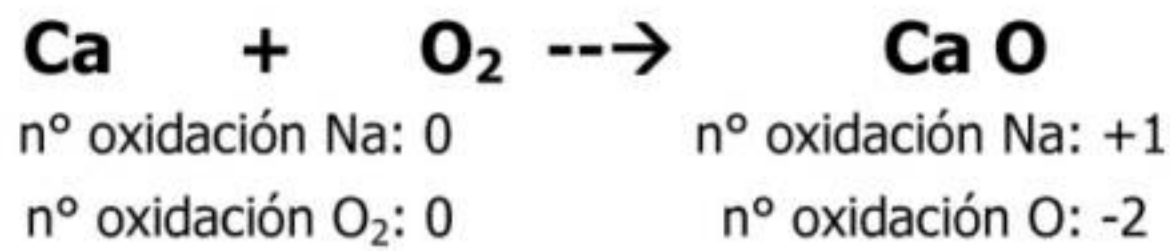
Para obtener la fórmula molecular no basamos en los números de oxidación como ya hemos visto en la regla práctica.

### Ecuaciones ajustadas de formación de óxidos

Lo primero que debemos hacer al escribir una ecuación es hallar la fórmula molecular usando los números de oxidación, luego procedemos a sumar los dos elementos involucrados en la formación del compuesto, y al cumplir las leyes de conservación de la masa y de los elementos, las sustancias reaccionantes y los productos de la reacción deben constar de igual número de átomos para cada elemento presente en la reacción. Esto último se llama balanceo de la ecuación para que tanto a la izquierda como a la derecha de la flecha (que en este caso es similar a un igual) haya la misma cantidad de átomos de cada elemento.

Ejemplo: monóxido de Calcio u óxido de Calcio (**Ca O**)

Regla práctica:  $\begin{matrix} +2 & -2 \\ \text{Ca} & \text{O} \\ \swarrow & \searrow \\ 2 & 2 \end{matrix}$  Resulta:  $\text{Ca}_2\text{O}_2$  Simplificando subíndices: **Ca O**



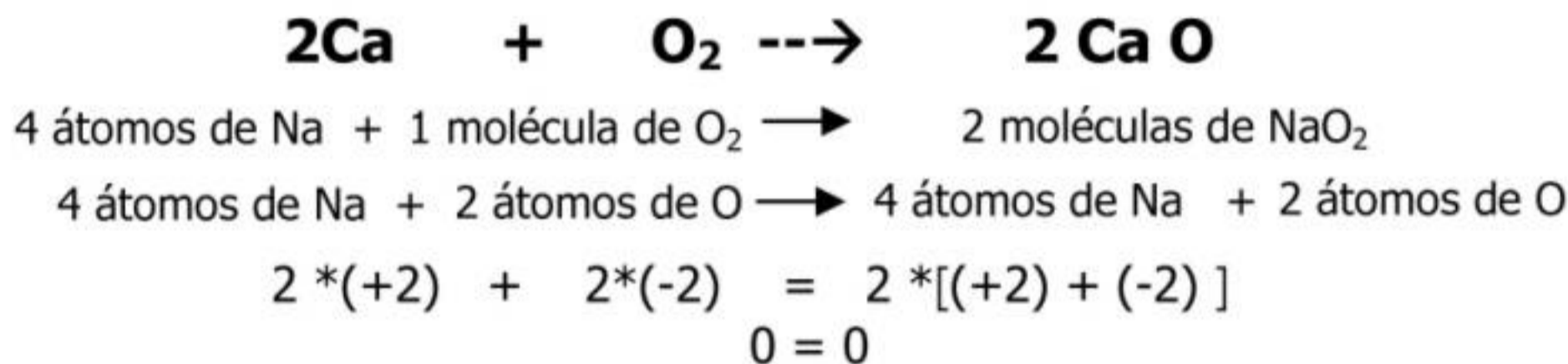
El oxígeno es biatómico por lo tanto siempre se ponen dos átomos con el oxígeno; vemos en este momento que a la izquierda y a la derecha hay un átomo de calcio, pero a la izquierda hay dos átomos de oxígeno y a la derecha uno solo.

Entonces escribimos un dos delante de la molécula formada, así:



Pero ahora nos queda desbalanceado el calcio porque a la derecha hay dos átomos de calcio y a la izquierda solo una.

Nuevamente escribimos un dos delante en este caso del calcio así:



Esto nos permite equilibrar la ecuación química en cantidad de átomos y en número de oxidación

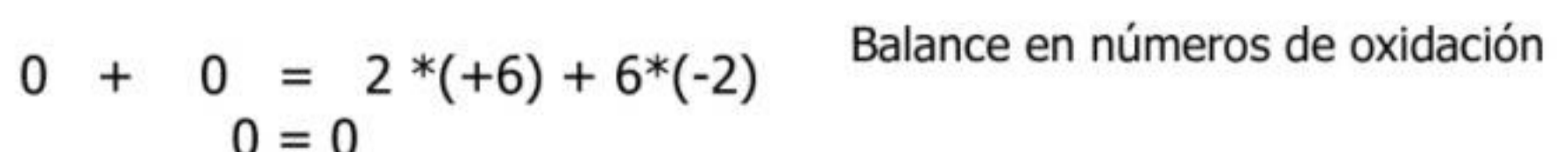
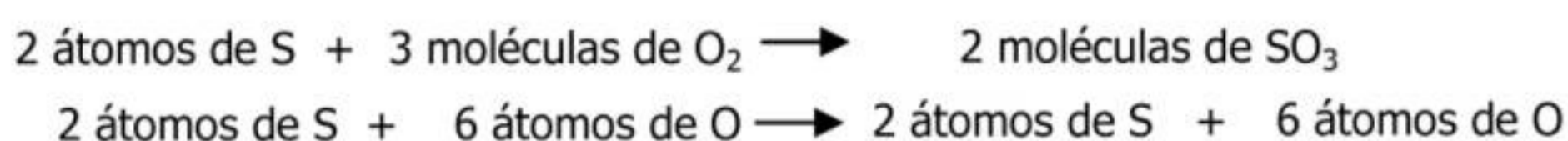
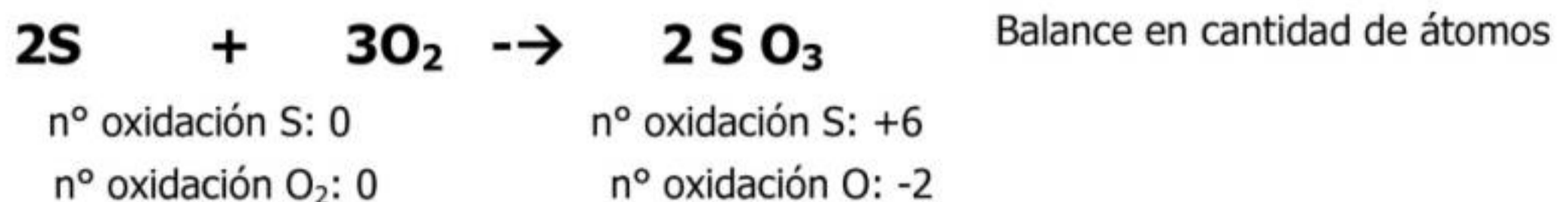
Resumamos el procedimiento general para balancear ecuaciones químicas:

- 1) Se balancean la cantidad de átomos de oxígeno.
- 2) Se balancea la cantidad de átomos de hidrogeno.
- 3) se balancea la cantidad de no metales.
- 4) Se balancea la cantidad de metales.

Por ejemplo si tengo un óxido básico; primero se balancea el oxígeno y después el metal.

Ejemplo: El azufre con número de oxidación +6

Regla práctica:  $\begin{matrix} +6 & -2 \\ \text{S} & \text{O} \\ \swarrow & \searrow \\ 2 & 6 \end{matrix}$  Resulta:  $\text{S}_2\text{O}_6$  Simplificando subíndices: **S O<sub>3</sub>**





## RECORDEMOS:

En una ecuación química siempre debemos hacer el balance en cantidad de átomos para mantener la ley conservación de masas de Lavoisier y también debemos hacer el balance en números de oxidación.

## Nomenclatura para óxidos básicos

Para el mismo compuesto químico existen diferentes formas de nombrarlo de acuerdo a los siguientes criterios.

Recordemos que cualquiera de la tres nombra al mismo compuesto, o sea son equivalentes.

En general la más usada es la IUPAC, pero aprenderemos las tres para conocerlas.

Pero antes recordemos cuales son los prefijos más usados.

Prefijo Número que indica

mono	uno
bi o di	dos
tri	tres
tetra	cuatro
penta	cinco
exa	seis
hepta	siete

### NOMBRE TRADICIONAL

1.- Si el metal que forma el óxido básico tiene un **único** número de oxidación se antepone la palabra óxido al nombre del metal.

Ejemplos:

óxido de Sodio: **Na<sub>2</sub>O**

óxido de Calcio: **CaO**

óxido de Aluminio: **Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**

2.- Si el metal que forma el óxido tiene dos números de oxidación, se agrega al nombre del metal el sufijo **oso** para el número de oxidación **menor** y el sufijo **ico** para el número de oxidación **mayor**.

Ejemplos:

óxido ferroso: **FeO**

óxido férrico: **Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**

### NOMBRE IUPAC O NUMERAL DE STOCK

3.- La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC), utiliza los llamados *numerales de Stock* que consiste en llamar a los óxidos con el número de oxidación en número romanos y entre paréntesis.

Ejemplos:

óxido de Hierro (II): **FeO**

óxido de Hierro (III): **Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**

### NOMBRE POR PREFIJO

4.- En este caso se nombran a los óxidos de acuerdo a la cantidad de átomos de oxígeno que tiene la fórmula molecular; así los ejemplos anteriores se denominan:

**monóxido** de Hierro: **FeO**

**trióxido** de **di** Hierro: **Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**

Para el caso que hubiere dos átomos de oxígeno sería dióxido; si hay cuatro tetraóxido; si fueran cinco átomos de oxígeno pentóxido, y así sucesivamente.

## Nomenclatura para óxidos ácidos

### NOMBRE TRADICIONAL

1.- Si el no metal que forma el óxido ácido tiene un **único** número de oxidación se antepone la palabra óxido al nombre del no metal.

Ejemplos:

óxido de Boro: **B<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**

óxido de Silicio: **SiO<sub>2</sub>**

2.- Si el no metal que forma el óxido ácido tiene dos números de oxidación, se agrega al nombre del no metal el sufijo **oso** para el número de oxidación **menor** y el sufijo **ico** para el número de oxidación **mayor**.

Ejemplos:

óxido fosfor**oso**: **P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**

óxido fosfó**rico**: **P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>**

### NOMBRE IUPAC O NUMERAL DE STOCK

3.- Se indica el número de oxidación del no metal en número romanos y entre paréntesis.

Ejemplos:

óxido de Nitrógeno (III): **N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**

óxido de Nitrógeno (V): **N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>**

### NOMBRE POR PREFIJO

4.- Se nombra al óxido ácido según a la cantidad de átomos de oxígeno que tiene la fórmula molecular:

**trióxido de di** Nitrógeno: **N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>**

**pentaóxido de di** Nitrógeno: **N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>**

### CASOS ESPECIALES DE NOMENCLATURA

En algunos elementos existen cuatro números de oxidación. Esto ocurre en el Cloro, el Iodo, el Vanadio, el Bromo, el Molibdeno. Vamos a ver el caso del Cloro

El cloro (Cl) tiene los números de oxidación +1, +3, +5, +7.

Al combinarse o reaccionar con el oxígeno, resultan los siguientes productos o compuestos químicos. Los cuatro productos reciben diferentes nombres:

<b>Fórmula molecular</b>	<b>Nombre tradicional</b>	<b>Nombre prefijos</b>	<b>Nombre IUPAC</b>
<b>Cl<sub>2</sub>O</b>	óxido <b>hipocloroso</b>	monóxido de di cloro	óxido de cloro (I)
<b>Cl<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	óxido <b>cloroso</b>	trióxido de di cloro	óxido de cloro (III)
<b>Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	óxido <b>clórico</b>	pentóxido de di cloro	óxido de cloro (V)
<b>Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub></b>	óxido <b>perclórico</b>	heptóxido de di cloro	óxido de cloro (VII)

Los prefijos (hipo-oso y per-ico) y los sufijos (oso e ico) se utilizan siempre en el caso que los elementos tengan 4 números de oxidación.

## Ejercitación

1) Indicar los números de oxidación de los elementos de los siguientes compuestos:

Elemento	Nº Oxidación
Ag	
Na	
Ti	
Ni	
B	
K	
Br	
Co	
Ne	
O	
H	
As	
N	

Elemento	Nº Oxidación
Al	
Sn	
Mo	
Ga	
Ba	
S	
Li	
Fr	
C	
He	
Au	
Pt	
Pb	

Elemento	Nº Oxidación
Cl	
P	
Fr	
Mn	
Bi	
Xe	
Cr	
Si	
Na	
Li	
Zn	
Fe	
Mg	

3) Escribir las ecuaciones químicas de formación, la fórmula molecular y el nombre que pueda tener aparte del dado, de los siguientes óxidos básicos:

- Óxido de Litio;
- Óxido de Bario;
- Óxido de Cadmio;
- Óxido mercuríco;
- Óxido ferroso;
- Óxido cobáltico
- Óxido níqueloso
- Óxido crómico

4) Escribir las ecuaciones de formación, la fórmula mínima y el nombre que pueda tener aparte del dado, de los siguientes óxidos ácidos:

- Dióxido de Carbono;
- Trióxido de dinitrógeno;
- Pentóxido de dinitrógeno;
- Dióxido de Azufre;
- Trióxido de Azufre;
- Monóxido de dicloro;
- Tetraóxido de Azufre
- Pentóxido de fósforo

6) Indicar el número de oxidación de los elementos que reaccionan con el oxígeno O<sub>2</sub> en los siguientes compuestos: (recordar: metal + O<sub>2</sub> → óxido básico // no metal + O<sub>2</sub> → óxido ácido)

- monóxido de azufre;
- dióxido de telurio;
- pentóxido de dicloro;
- heptóxido de dicloro;
- dióxido de silicio;
- óxido de rutenio (II);
- óxido férrico;
- óxido de cobre (I);

2) Dados los siguientes compuestos, indicar la ecuación química y su nomenclatura:

Fórmula molecular	Nombre Tradicional	Numeral de Stock	Por Prefijos
K <sub>2</sub> O			
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>			
SiO <sub>2</sub>			
H <sub>2</sub> O			
CaO			
Li <sub>2</sub> O			
Au <sub>2</sub> O <sub>3</sub>			
Cu <sub>2</sub> O			
MgO			
SeO <sub>3</sub>			
P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>			
CO <sub>2</sub>			
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>			

5) Dar la fórmula molecular de los siguientes óxidos y la nomenclatura que falte:

- Óxido de Aluminio;
- óxido de Plomo (II);
- óxido estánico;
- pentóxido de difosforo;
- heptóxido de diiodo;
- óxido de Plata;
- óxido cloroso;
- óxido brómico;
- óxido hipoyodoso;
- óxido iódico.

7) Indica el tipo de óxido y realizar la ecuación química, con los elementos:

- Bario y Oxígeno;
- Cloro (I) y Oxígeno;
- Carbono y Oxígeno;
- Calcio y Oxígeno;
- Azufre (IV) y Oxígeno;
- Magnesio y Oxígeno.

8) Indica cual es el óxido básico y cual el óxido ácido en los siguientes compuestos químicos:

Nombre	Oxido Acido	Oxido Básico	Nombre	Oxido Acido	Oxido Básico
Óxido de Oro (III)			Trióxido de dibromo		
Oxido de Litio			Oxido de Sodio		
Monóxido de Estroncio			Oxido cúprico		
Oxido de Potasio			Pentóxido de dicloro		
Oxido de Arsénico (V)			Oxido de Azufre (VI)		
Oxido de Calcio			Monóxido de Carbono		

9) Escribir las ecuaciones químicas de formación, la fórmula molecular e indicar la cantidad de átomos de cada especie en los reactivos y en los productos:

- |                          |                       |
|--------------------------|-----------------------|
| a) Óxido de Rubidio;     | f) Óxido hipobromoso; |
| b) Óxido perbrómico;     | g) Óxido iodoso;      |
| c) Óxido de Estaño (II); | h) Óxido mercurioso;  |
| d) Óxido níqueloso;      | i) Óxido de Galio;    |
| e) Óxido telúrico;       | j) Óxido de Fluor;    |

11) Distinguir cuáles compuestos son óxidos básicos y cuáles óxidos ácidos. Realizar las ecuaciones de formación, la fórmula molecular e indicar la cantidad de átomos de cada especie en los reactivos y en los productos:

11a)

- |                           |                      |
|---------------------------|----------------------|
| 1) Heptóxido de di bromo; | 4) Óxido plúmbico;   |
| 2) Óxido sulfuroso;       | 5) Óxido nítrico;    |
| 3) Óxido de magnesio;     | 6) Óxido de berilio. |

11b)

- |                               |                              |
|-------------------------------|------------------------------|
| 1) $\text{Au}_2 \text{O}$ ;   | 4) $\text{P}_2 \text{O}_3$ ; |
| 2) $\text{Br}_2 \text{O}_3$ ; | 5) $\text{I}_2 \text{O}$ ;   |
| 3) $\text{Ni}_2 \text{O}_3$ ; | 6) $\text{Sr O}$ ;           |

11c)

- |                            |                          |
|----------------------------|--------------------------|
| 1) Óxido de cloro (V);     | 4) óxido de plomo (IV);  |
| 2) óxido de cobre (I);     | 5) óxido de yodo (VII);  |
| 3) óxido de cobalto (III); | 6) óxido de estaño (II); |

11d)

- |                            |                             |
|----------------------------|-----------------------------|
| 1) monóxido de dicloro;    | 4) pentóxido de difosforo;  |
| 2) heptóxido de di bromo;  | 5) dióxido de silicio;      |
| 3) trióxido de di cobalto; | 6) trióxido de di aluminio; |

10) Escribir las ecuaciones químicas de formación y la fórmula molecular:

- |                            |                            |
|----------------------------|----------------------------|
| a) Óxido de Plomo (IV)     | e) Óxido de Radio          |
| b) Dióxido de Rutenio      | f) Trióxido de di arsénico |
| c) Tritóxido de di fosforo | g) Monóxido de di oro      |
| d) Óxido de cobalto (II)   |                            |

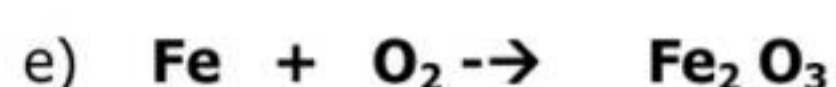
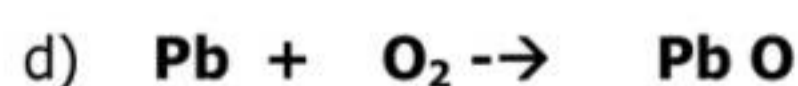
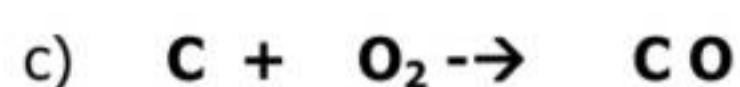
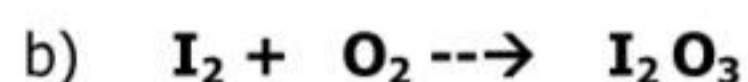
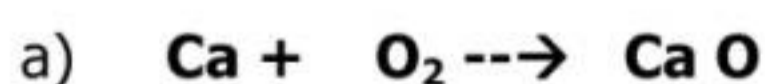
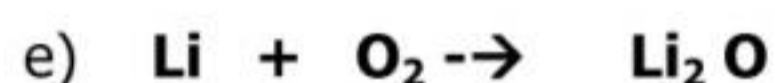
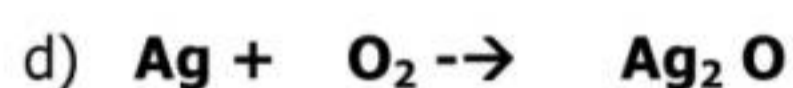
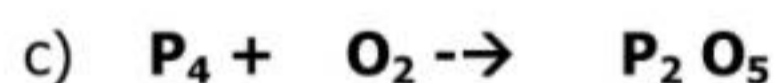
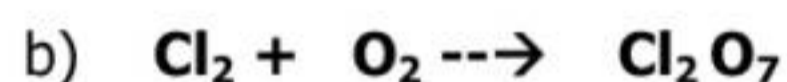
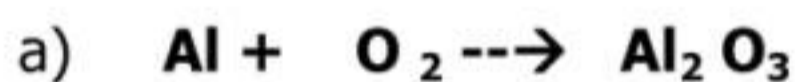
12) De los siguientes óxidos básicos, representar la estructura de Lewis, escribir la fórmula molecular y nombrar por tradicional, por prefijos y por IUPAC. Formar las ecuaciones químicas.

- a) Óxido de Cesio;
- b) Óxido de Manganeso (II);
- c) Óxido de Cinc;
- d) Óxido de Cromo (II);
- e) Óxido de Titanio (IV);
- f) Óxido de Lantano;

13) De los siguientes óxidos ácidos, representar la estructura de Lewis, escribir la fórmula molecular y nombrar por tradicional, prefijos y IUPAC. Formar las ecuaciones químicas:

- a) Dióxido de Escandio (II);
- b) Trióxido de di actinio;
- c) Oxido de Platino (IV) ;
- d) Monóxido de Selenio;
- e) Trióxido de Telurio;
- f) Trióxido de di talio;

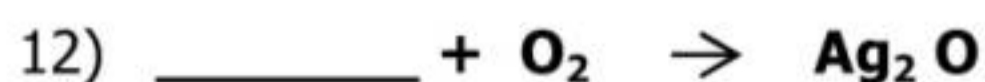
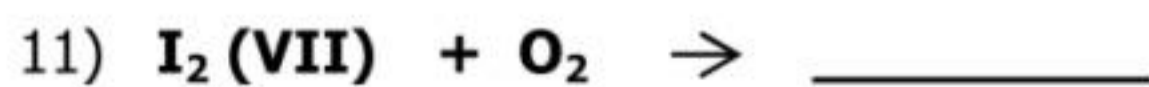
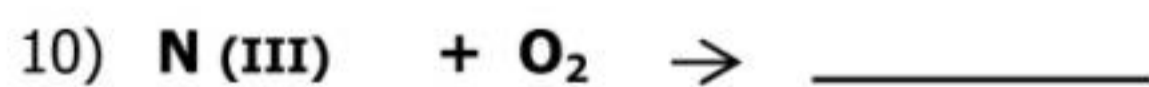
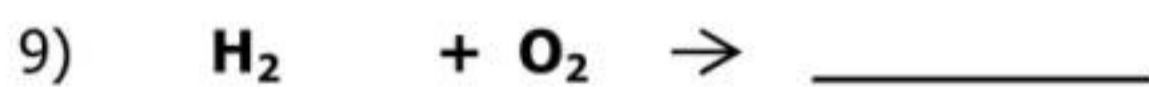
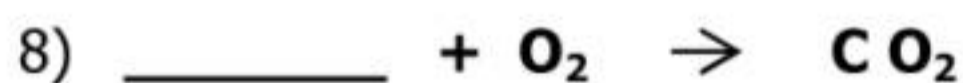
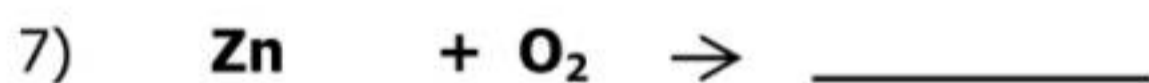
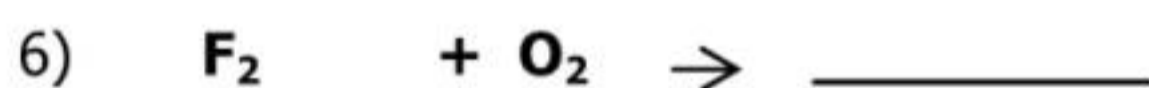
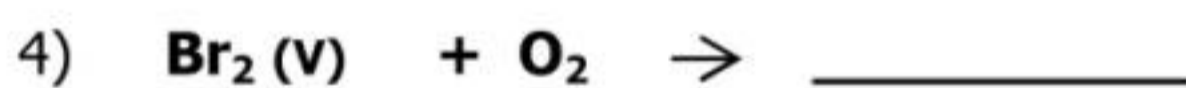
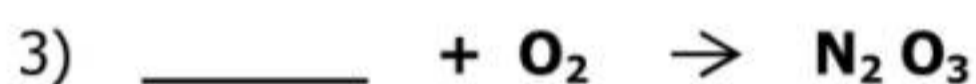
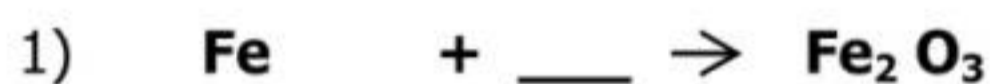
14) Ajustar las siguientes ecuaciones químicas:



15) Indicar cuáles son los reactivos que se combinan para formar el producto indicado con la fórmula molecular. Luego ajustar la ecuación para que cumpla la conservación de masas:



16) Completar y ajustar las siguientes ecuaciones. Al lado indicar el nombre del compuesto:



17) Desarrollar los cuatro óxidos que se forman con el elemento Bromo, realizar las ecuaciones químicas, y nómbralos.

18) La herrumbre que produce la corrosión del hierro, ¿con que óxido estudiado piensas que se combina el agua?

19) Investiga que compuesto químico produce la quema de carbón que contamina al planeta. Efecto que produce y consecuencias a largo plazo.

20) Indicar la fórmula molecular (Recordar la regla práctica de intercambio de número de oxidación con subíndice)

Nombre	Fórmula molecular
Óxido periódico	
Óxido bromoso	
Óxido áurico	
Óxido iodoso	
Óxido de Sodio	
Óxido plumboso	
Óxido cobáltico	
Óxido hipoiodoso	
Óxido fosforoso	
Óxido cloroso	
Óxido iódico	
Óxido de Estroncio	
Óxido de Níquel	

Nombre	Fórmula molecular
Óxido de Plata	
Óxido de Cinc	
Óxido de Magnesio	
Óxido cobaltoso	
Óxido fosfórico	
Óxido sulfuroso	
Óxido hipobromoso	
Óxido hipocloroso	
Óxido estañoso	
Óxido carbónico	
Óxido nítrico	
Óxido cúprico	
Óxido mercurioso	

20) Completar los siguientes cuadros sobre óxidos:

Fórmula del oxido	Nombre del IUPAC	Nombre Tradicional	Nombre con Prefijos
<b>N<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>			
	Óxido de azufre (IV)		
		Óxido férrico	
			Heptóxido de dicloro
		Óxido mercúrico	
<b>Co<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>			
	Óxido de Yodo (VII)		
			Trióxido de dinitrógeno
		Óxido de platino	

Fórmula del oxido	Nombre del IUPAC	Nombre Tradicional	Nombre con Prefijos
<b>P<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>			
	Óxido de plutonio (IV)		
		Óxido periódico	
			Pentóxido de difosforo
		Óxido cúprico	
<b>CdO</b>			
	Óxido de Bromo (V)		
			Trióxido de talio
		Óxido de indio	



# Química



## Q11 - Formación de Ácidos

## Hidrácidos o hidruros

Son compuestos binarios que se forman entre metales y no metales y particularmente los que se forman con combinación de metales y no metales con hidrógeno. También puede recibir el nombre de Hidrácidos por ser de naturaleza ácida.

### No metal + metal (Sales provenientes de ácidos tipo hidrácidos)

Se nombra no metal "uro" del metal

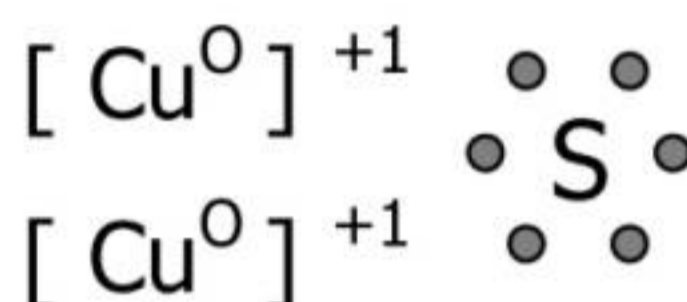
**KCl** Cloruro de Potasio

**SnI<sub>4</sub>** Ioduro de estaño (V)

**PbBr<sub>2</sub>** Bromuro de plomo (II)

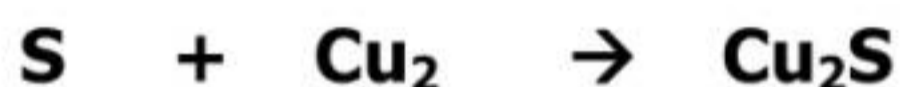
**Cu<sub>2</sub>S** Sulfuro de cobre (I)

Si usamos la estructura electrónica o de Lewis:



Sulfuro de cobre; el cobre cede su electrón para que el azufre complete el octeto

Ahora usemos la ecuación química de formación de estos compuestos:



### Metal más hidrógeno

Se nombran hidruros del metal correspondiente:

Por Ejemplo:

**Ca H<sub>2</sub>** Hidruro de calcio

**Li H** Hidruro de litio

**Al H<sub>3</sub>** Hidruro de aluminio

Cuando el metal tenga dos números de oxidación diferentes como es el caso del hierro cuyos números de oxidación son (+2 y +3)

**Fe H<sub>2</sub>** Hidruro de hierro (II)

**Fe H<sub>3</sub>** Hidruro de hierro (III)

Para realizar la fórmula, a partir del nombre se usan tantos átomos de hidrógeno como número de oxidación tenga el metal

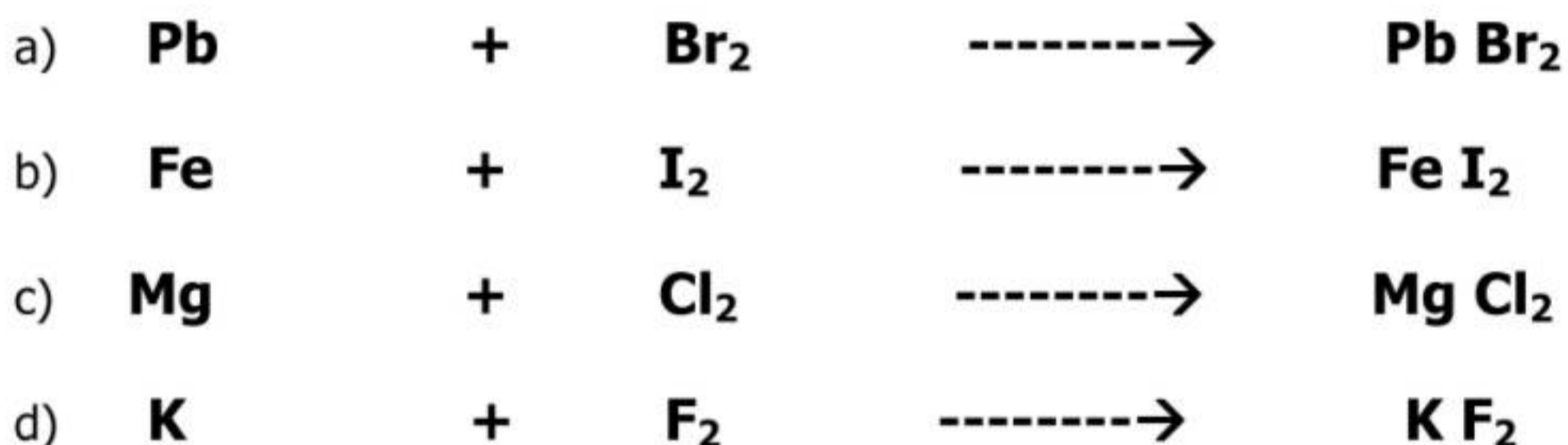


## Ejercitación

1) Escribe la ecuación química, la fórmula electrónica o de Lewis y la desarrollada (cuando corresponda) de los siguientes hidruros o hidrácidos:

- a) ácido bromhídrico
- b) ácido sulfhídrico
- c) hidruro de litio
- d) bromuro de calcio
- e) cloruro de sodio

2) Indicar el nombre correspondiente a los compuestos formados en las siguientes ecuaciones químicas y equilibrarlas de ser necesario:



3) Realizar las ecuaciones químicas de los siguientes hidruros cuya fórmula molecular se indica:

- a) **Al<sub>2</sub> S<sub>3</sub>**
- b) **Zn Br<sub>2</sub>**
- c) **Co I<sub>2</sub>**
- d) **Fe<sub>2</sub> S<sub>3</sub>**
- e) **Mg F<sub>2</sub>**

4) Usando las ecuaciones químicas correspondientes nombra y realiza la combinación del hidrógeno con:

- a) calcio
- b) berilio
- c) selenio
- d) aluminio

5) Completar con el elemento correspondiente analizando la fórmula molecular dada y nombrarlo en forma de gas y en forma de solución acuosa:



6) Escribir las fórmulas de los siguientes compuestos:

a) Hidruro de estroncio

c) Hidruro de cobre (I)

b) Hidruro de manganeso (II)

d) Hidruro de bismuto (III)

7) Nombrar los hidruros escritos a continuación:

**a) Cs H**

**b) MgH<sub>2</sub>**

**c) Pb H<sub>4</sub>**

**d) Sn H<sub>2</sub>**

8) Realiza las ecuaciones de formación de los siguientes compuestos:

a) Seleniuro de hidrógeno

b) Bromuro de hidrógeno

9) En base a las siguientes fórmulas moleculares indicar que nombre poseen:

**a) HF**

**b) HI**

**c) H<sub>2</sub> Te**

10) Escribir las fórmulas moleculares de los siguientes hidrácidos:

a) Fluoruro de estroncio

c) Bromuro de platino (II)

b) Sulfuro de rubidio

d) Ioduro de oro (I)

11) Indicar el nombre que poseen los siguientes hidruros:

**a) Fe Br<sub>3</sub>**

**d) Cd Cl<sub>2</sub>**

**g) Mn S**

**b) Ba Cl<sub>2</sub>**

**e) Bi Cl<sub>3</sub>**

**h) Ag<sub>2</sub> S**

**c) Ti Cl<sub>4</sub>**

**f) Ni S**

**i) Co Br<sub>2</sub>**

# Química



## Q12 - Formación de Oxoácidos

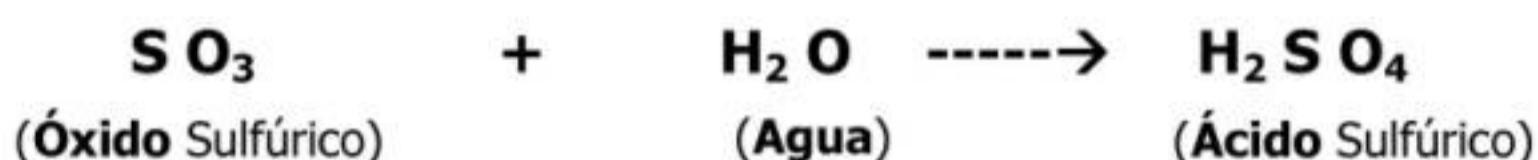
## OXOÁCIDOS

Estos compuestos se obtienen con la combinación de un óxido ácido (que era un no metal más oxígeno) y el agua. Es otro compuesto ternario, ya que además del no metal y el oxígeno está el hidrógeno.

La ecuación general de formación es:



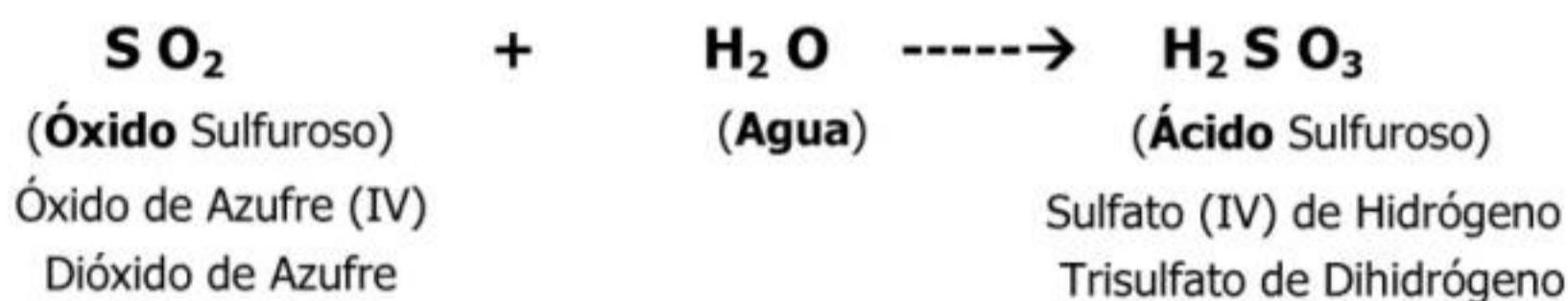
Veamos un ejemplo:



La nomenclatura en los oxoácidos deriva de las mismas que se usan para los óxidos ácidos:

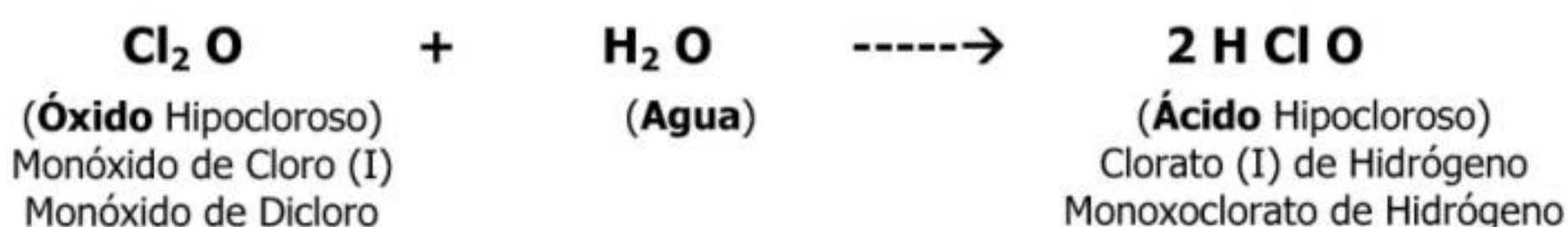
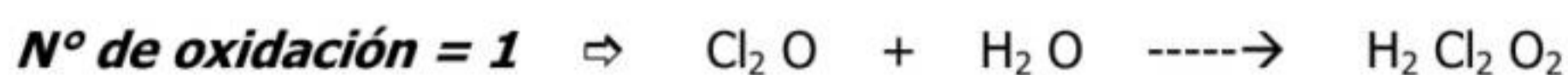
Nombre del óxido	Nombre del oxoácido
óxido sulfúrico	ácido sulfúrico
trióxido de azufre	tetraoxosulfato de dihidrógeno
óxido de azufre (VI)	sulfato (VI) de hidrógeno

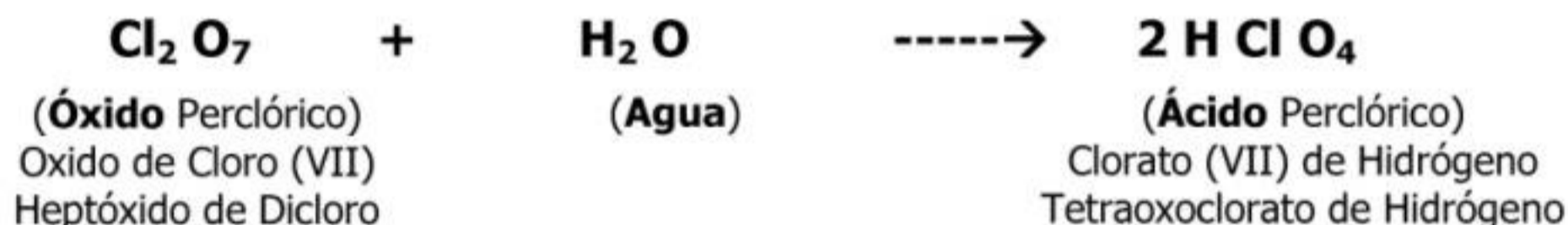
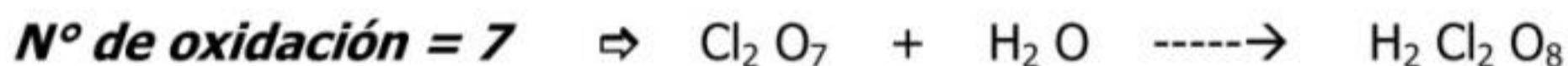
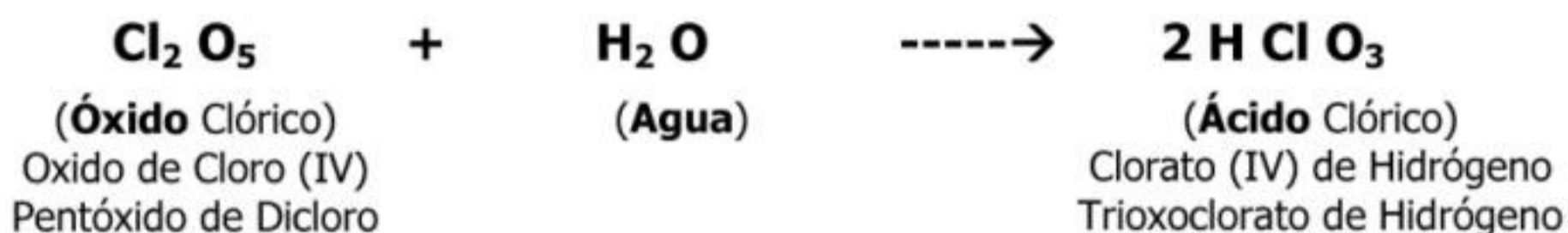
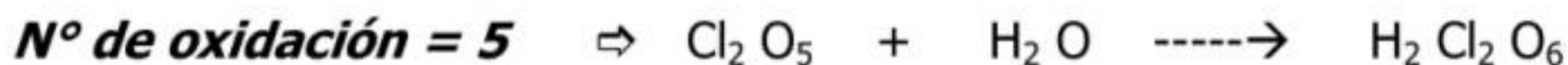
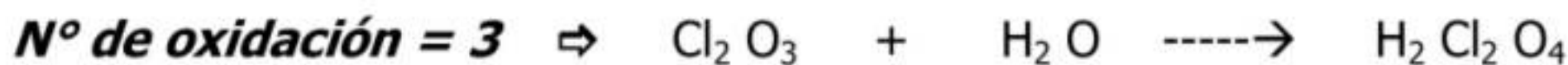
En el caso del ácido sulfuroso vemos:



\*La nomenclatura actual del IUPAC ha eliminado la palabra ácido.

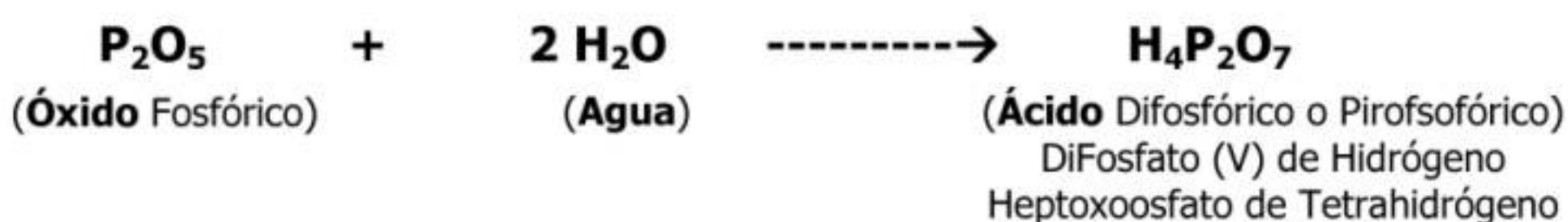
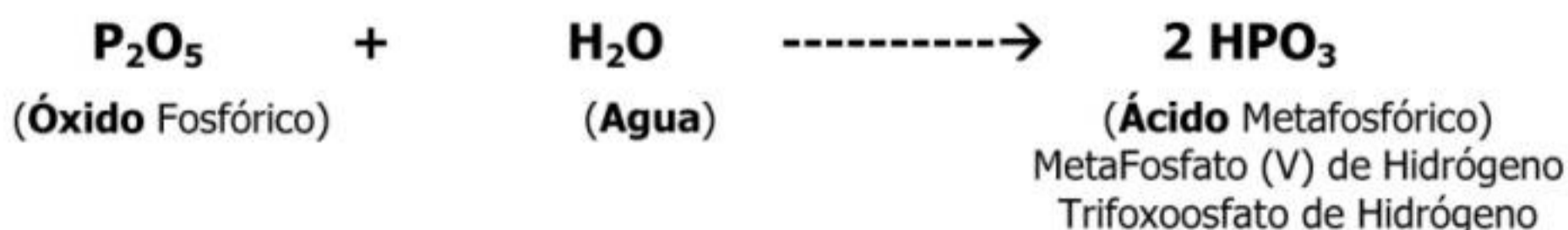
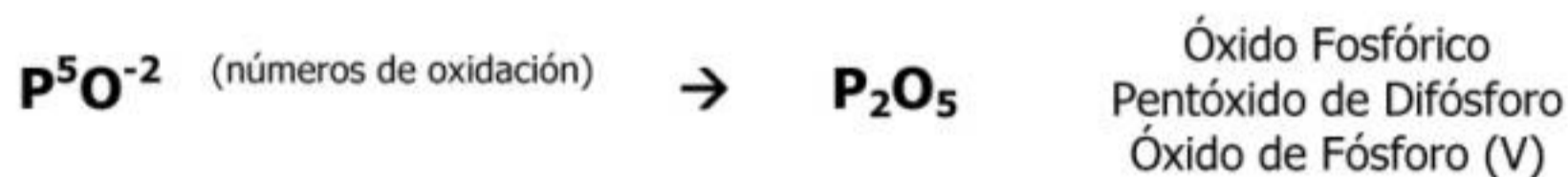
En el caso del elemento cloro que tiene cuatro números de oxidación se forman los siguientes ácidos; presta mucha atención a la nomenclatura, la tradicional, por prefijos y la del IUPAC con numerales de Stock.





Ciertos óxidos ácidos, como el óxido fosfórico al reaccionar con diferente cantidad de moléculas de agua pueden dar lugar a la formación de más de un ácido. A continuación veremos las ecuaciones de formación de dichos ácidos y su nomenclatura:

Ácidos del fósforo (dependen de la cantidad de moléculas de agua que lo formen)

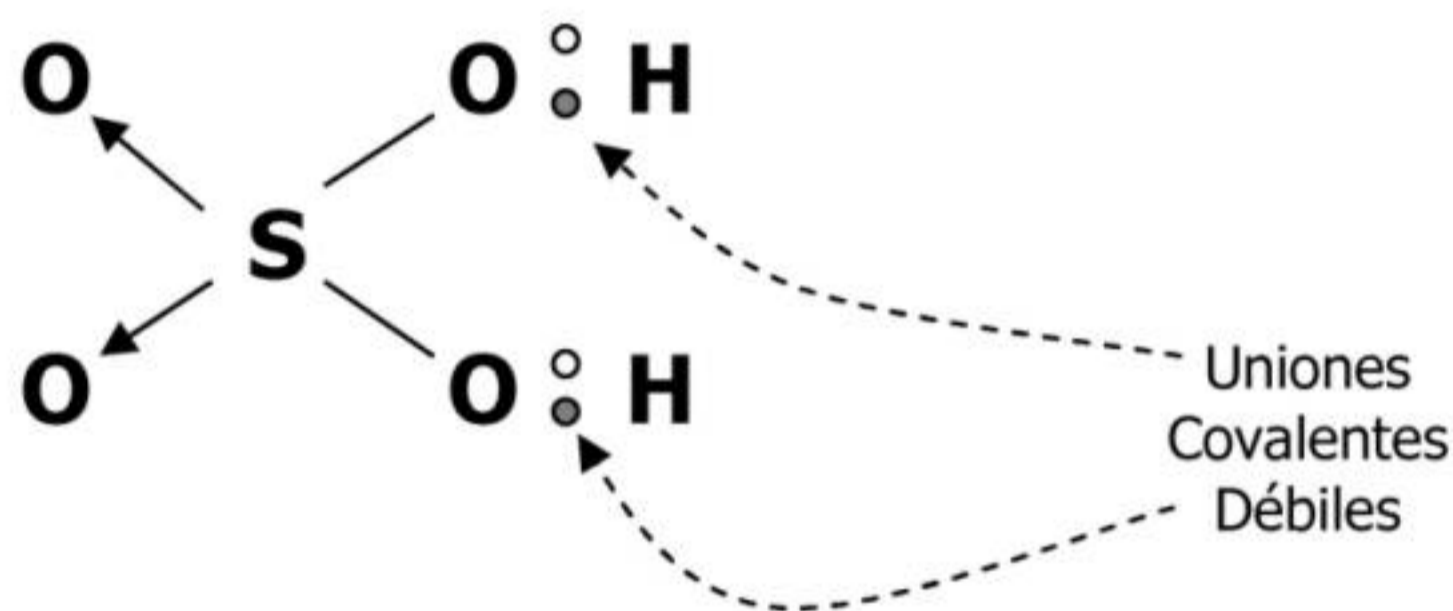






Los oxoácidos son compuestos que tienen entre sus átomos uniones covalentes, pero no todos son igualmente fuertes, debido a la electronegatividad del oxígeno, la unión con el hidrógeno es covalente polar, lo que determina que ese hidrógeno esté débilmente unido al resto.

Al comienzo hemos visto la ecuación química del *ácido sulfúrico*, cuya fórmula molecular es  $(\text{H}_2 \text{S O}_4)$  que no nos revela la verdadera distribución de sus átomos y las uniones entre ellos. Para poder entenderlo mejor usaremos la estructura de Lewis que nos permite analizar los enlaces y lo que sucede al agregarle agua.



La presencia de la molécula de agua rompe las uniones covalentes débiles y se forma entonces dos cationes hidrógeno, dejando cada uno de ellos su electrón en el resto de la molécula formada. La que adquiere dos cargas negativas



El proceso que estamos considerando sucede al disolverse los ácidos y que recibe el nombre de *disociación iónica*. Es una reacción que se cumple en ambos sentidos, ya que al formarse los iones a partir del ácido, algunos de ellos vuelven a unirse y regeneran el ácido. Es un proceso reversible y se lo indica mediante este símbolo  $\rightleftharpoons$

Por ejemplo



El significado cotidiano de "ácido" nos da una idea de corrosivos; pero no siempre es así ya que utilizamos comúnmente muchos de ellos en las frutas cítricas es el *ácido cítrico*; en el vinagre el *ácido acético*; la leche agria contiene el *ácido láctico*.

Un ácido muy corrosivo, sin embargo, es el ácido muriático, que se usa para quitar el sarro y otros usos industriales, en química se llama *ácido clorhídrico*. En cambio el *ácido sulfúrico* se lo conoce desde la Edad Media con el nombre de aceite de vitriolo, se usa en innumerables industrias químicas, en la siderurgia, en la preparación de explosivos, en la refinación del petróleo, en la preparación de pinturas, polímeros, colorantes, fertilizantes, en la fabricación de rayón y celofán; es también el electrolito de las baterías de automóviles. Es uno de los responsables de la lluvia ácida.

El uso más importante del ácido fosfórico es en la fabricación de fertilizantes, ya que el fósforo es esencial para el crecimiento de las plantas, también se lo usa en la fabricación de detergentes y en la industria alimentaria porque el ácido fosfórico se usa en los refrescos para darles sabor "refrescante" y los fosfatos se encuentran en productos como el polvo de hornear.

## Ejercitación

1) Escribir las fórmulas moleculares obtenidas mediante las ecuaciones correspondientes, balancearlas y dar la nomenclatura:

- |                        |                    |
|------------------------|--------------------|
| a) ácido hipocloroso   | d) ácido carbónico |
| b) ácido ortofósforico | e) ácido selénico  |
| c) ácido nitroso       |                    |

2) Basando en lo aprendido para los halógenos y los números de oxidación del cloro, usa el bromo y forma los cuatro ácidos con su respectiva nomenclatura.

3) Nombrar los siguientes ácidos:

- |                            |                            |                    |
|----------------------------|----------------------------|--------------------|
| a) $\text{HBO}_2$          | c) $\text{HPO}_3$          | e) $\text{HBrO}_3$ |
| b) $\text{H}_2\text{CO}_3$ | d) $\text{H}_2\text{SO}_3$ |                    |

4) Nombrar con prefijos orto, meta, piro, los siguientes ácidos:

- |                                     |                                      |                             |
|-------------------------------------|--------------------------------------|-----------------------------|
| a) $\text{HPO}_2$                   | c) $\text{H}_4\text{SiO}_4$          | e) $\text{H}_2\text{SiO}_3$ |
| b) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ | d) $\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7$ |                             |

5) Escribir las ecuaciones químicas y nombrar:

- Bromato (III) de hidrógeno
- Nitrato (III) de hidrógeno
- Ortofosfato (III) de hidrógeno

6) Completar la siguiente tabla:

ácidos	nomenclatura IUPAC	nomenclatura tradicional	nomenclatura con prefijos
<b><math>\text{HNO}_3</math></b>			
	Nitrato (III) de hidrógeno		
		ácido sulfuroso	
			tetraoxosulfato de dihidrógeno
$\text{HClO}_4$			
	ortofosfato(V) de Hidrógeno		

7) Escribir las ecuaciones de los siguientes oxoácidos:

- |                      |                        |                        |
|----------------------|------------------------|------------------------|
| a) ácido hipocloroso | e) ácido nitroso       | i) ácido ortofósforico |
| b) ácido sulfúrico   | f) ácido perbrómico    | j) ácido carbónico     |
| c) ácido nítrico     | g) ácido metafosfórico | h) ácido difosfórico   |
| d) ácido periódico   | h) ácido sulfuroso     |                        |

8) Completar y equilibrar en las siguientes ecuaciones lo que falte, reactivos o productos:

- a) ..... +  $\text{H}_2\text{O}$  ----->  $\text{H}_2\text{SO}_3$   
 b)  $\text{CO}_2$  +  $\text{H}_2\text{O}$  -----> .....  
 c) ..... +  $\text{H}_2\text{O}$  ----->  $\text{HNO}_2$   
 d)  $\text{P}_2\text{O}_5$  +  $3\text{H}_2\text{O}$  -----> .....  
 e) ..... +  $\text{H}_2\text{O}$  ----->  $\text{H}_2\text{ClO}_3$

9) Investiga como se produce la lluvia ácida y qué oxoácido interviene para que se produzca.

10) Obtener las ecuaciones de oxoácidos, correspondientes a los siguientes no metales:

- a) I                      b) C                      c) Si                      d) P                      e) Se

11) Escribir las ecuaciones químicas de formación e indicar la nomenclatura correspondiente:

- a) óxido clórico + agua -----> ácido clórico  
 b) óxido carbónico + agua -----> ácido carbónico  
 c) óxido nitroso + agua -----> ácido nitroso  
 d) dióxido de azufre + agua -----> ácido sulfuroso  
 e) óxido periódico + agua -----> yodato (VII) de hidrógeno

12) Indicar las nomenclaturas de las siguientes sustancias:

- a)  $\text{HIO}_4$               b)  $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$               c)  $\text{HBrO}_4$               d)  $\text{HClO}$               e)  $\text{HNO}_3$

13) Responde verdadero o falso

- a) Los oxoácidos son siempre corrosivos  
 b) Tienen numerosas aplicaciones en la industria los oxoácidos.  
 c) Si combino un óxido básico con agua obtengo un oxoácido  
 d) En la fórmula de los oxoácidos siempre interviene un metal  
 e) Cuando varío la cantidad de moléculas de agua obtengo ácidos diferentes  
 f) Un ácido se forma agregando agua a un óxido ácido  
 g) Los oxoácidos son compuestos ternarios  
 h) Agregó ácido cítrico al té para aclararlo

14) Establezca que oxoácidos puedo formar con los siguientes elementos:

- a) S                      b) N                      c) Br                      d) I                      e) C

15) Realiza la fórmula de Lewis y la desarrollada del ácido hipocloroso y del ácido nitroso, a partir de la formación del óxido más el agregado de agua.

# Química



## Q13 - Formación de Hidróxidos



## Representación

Los hidróxidos se pueden representar a través de:

- Formula molecular
- Estructura de Lewis
- Formula desarrollada
- Estructura Electrónica

La fórmula molecular de un hidróxido se escribe así:

\*Se escribe el símbolo del metal y al lado el ion hidroxilo entre paréntesis: Metal (OH)

\*Se busca el numero de oxidación en la tabla periódica del metal y ese número se escribe como subíndice del ion hidroxilo: Metal (OH)<sub>x</sub>

Para buscar el numero de oxidación, primero hay que saber cuál es el nombre del compuesto que quiero representar con la formula molecular porque existen metales con más de un numero de oxidación

Ejemplo: Ni (OH)<sub>2</sub> Hidróxido níquel**oso** porque uso la valencia +2  
Ni (OH)<sub>3</sub> Hidróxido níquel**ico** porque uso la valencia +3

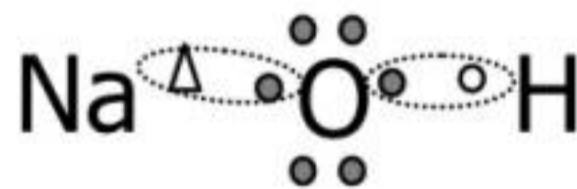
## Estructura de Lewis:

Se escribirán los elementos en el siguiente orden: metal, oxígeno, hidrogeno

Se le agregarán los electrones de valencia en cada caso con símbolos diferentes

Este diagrama nos ayudará a escribir la fórmula desarrollada:

Hidróxido de Sodio

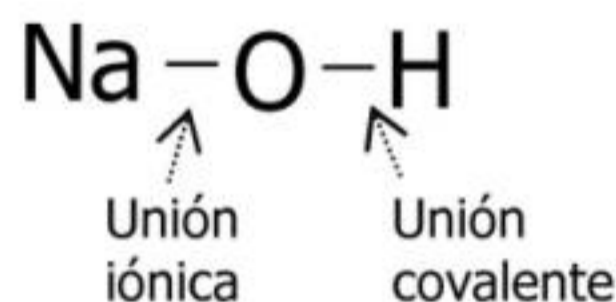


## Formula desarrollada:

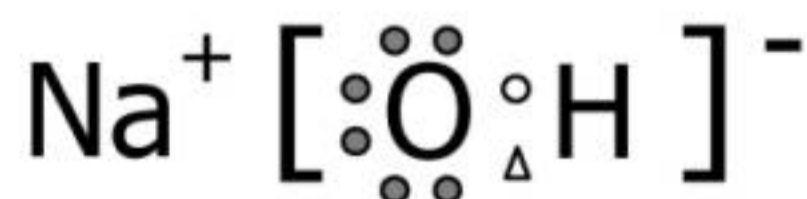
Como vimos en los oxidos, en la fórmula desarrollada representaremos las uniones con líneas.

Los hidróxidos presentan uniones ionicas, ya que es la combinación entre un metal y un no metal; y unión covalente en el hidroxilo.

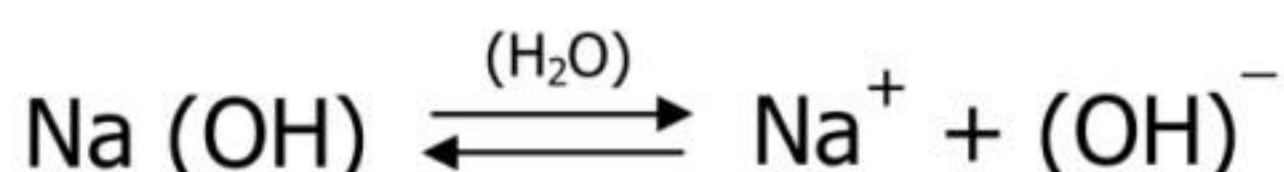
Na (OH)



Si consideramos la estructura electrónica del hidróxido de sodio:



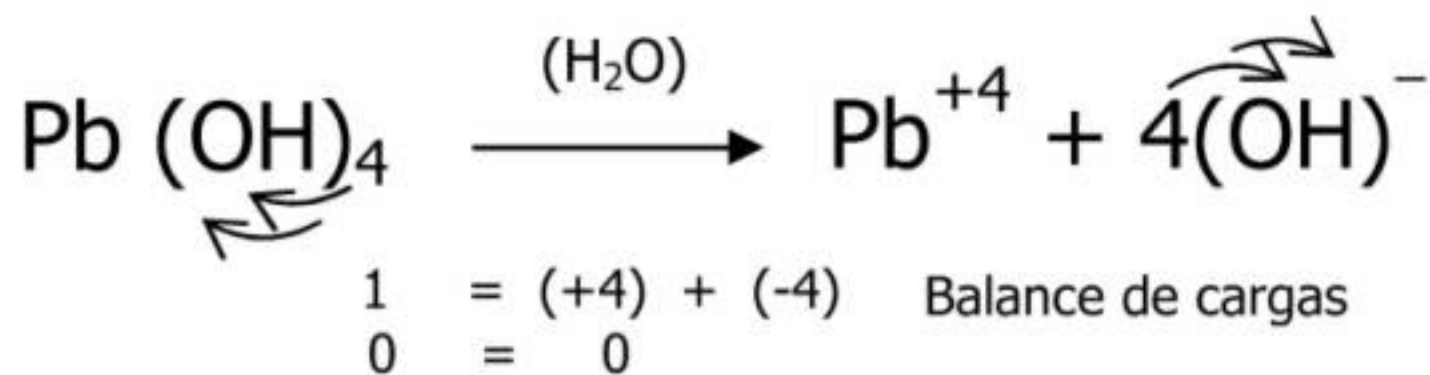
Observamos que el sodio transfiere un electrón (simbolizado con un triángulo) al ion hidróxido. Cuando los hidróxidos se disuelven en agua, se hallan en estado de fusión, se ionizan.







Hidróxido de Plomo (IV)  
Hidróxido plúmbico

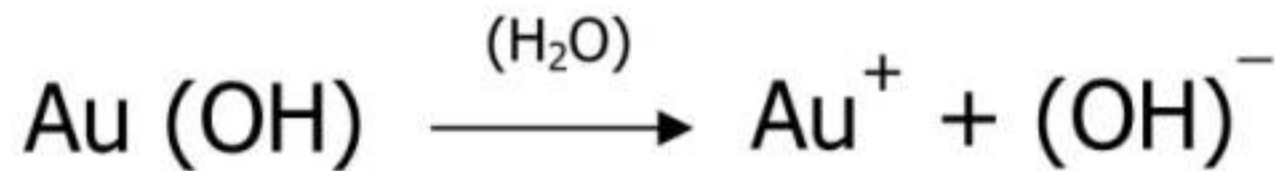


1 átomo de Pb  
4 átomos de O  
4 átomos de H

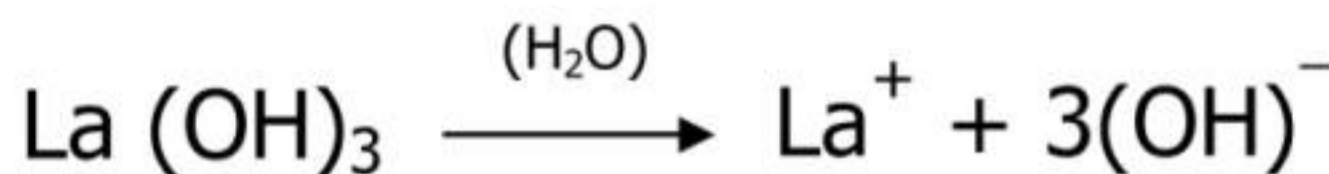
1 átomo de Pb  
4 átomos de O  
4 átomos de H

Balance de masas

Hidróxido de Oro (I)  
Hidróxido aúrico



Hidróxido de Lantano



### Propiedades de los hidróxidos

Presentan propiedades básicas o alcalinas que son muy usadas en la vida cotidiana.

Algunos compuestos hidróxidos son conocidos y usados en la industria y en la vida diaria.

- El hidróxido de sodio se conoce comercialmente como "soda cáustica" y se usa como desengrasante generalmente en caños bloqueados por acumulación de grasas. También se lo usa en la fabricación del papel, del jabón, los colorantes y otros productos. Se lo debe usar con mucho cuidado porque produce grietas muy dolorosas en la piel.
- El hidróxido de calcio produce la cal que se utiliza en construcción mezclada con arena, cemento para unir ladrillos, revoques, y otros usos.
- La leche de magnesia es una solución acuosa de hidróxido de magnesio **Mg (OH)<sub>2</sub>** utilizada desde la antigüedad como un medicamento laxante suave para la constipación ocasional y como antiácido.

### Resumen de propiedades químicas

- \*Los compuestos hidróxidos son de sabor amargo
- \*Son caústicos para la piel
- \*Son solubles en agua, ya que por esto mismo, los hidróxidos se ionizan liberando el (OH)<sup>-</sup>
- \*Son usados como indicadores para reconocer si una sustancia es acida o básica.
- \*Permiten conducir la corriente eléctrica

1) Completar la siguiente tabla donde aparecen compuestos ternarios que contienen un metal, oxígeno e hidrógeno:

Fórmula molecular	Nombre tradicional	Nombre de IUPAC	Nombre por prefijos
Pt (OH) <sub>2</sub>			
	hidróxido plúmbico		
		hidróxido de níquel (III)	
			dihidróxido de magnesio
Ca (OH) <sub>2</sub>			
	hidróxido mercurioso		
			hidróxido de litio
		hidróxido de cobalto (III)	
	hidróxido de berilio		
			hidróxido de estroncio

2) Realiza las ecuaciones de formación, equilibrando las mismas de los siguientes hidróxidos:

- |                             |                              |
|-----------------------------|------------------------------|
| a) Trihidróxido de Aluminio | h) Hidróxido áurico          |
| b) Hidróxido de cromoso     | i) Trihidróxido de Cobalto   |
| c) Dihidróxido de Cobre     | j) Hidróxido plumboso        |
| d) Hidróxido de Cobre (II)  | k) Dihidróxido de Paladio    |
| e) Hidróxido de Lantano     | l) Hidróxido de Plata        |
| f) Hidróxido de Cinc        | m) Monohidróxido de Mercurio |
| g) Hidróxido de Potasio     | n) Hidróxido de Escandio     |

3) Escribe la nomenclatura en IUPAC y las ecuaciones de formación:

- |                         |                         |
|-------------------------|-------------------------|
| a) Au (OH)              | h) Ga (OH) <sub>3</sub> |
| b) Zr (OH) <sub>4</sub> | i) Pb (OH) <sub>4</sub> |
| c) Os (OH) <sub>6</sub> | j) Po (OH) <sub>2</sub> |
| d) Ra (OH) <sub>2</sub> | k) Li (OH)              |
| e) Ti (OH) <sub>3</sub> | l) Be (OH) <sub>2</sub> |
| f) Pd (OH) <sub>4</sub> | m) Os (OH) <sub>6</sub> |
| g) Sn (OH) <sub>2</sub> | n) Te (OH) <sub>6</sub> |

4) Indicar la cantidad de iones hidróxidos que es necesaria en la fórmula de estos hidróxidos:

- |                              |                         |
|------------------------------|-------------------------|
| a) Hidróxido de Lantano      | d) Hidróxido auroso     |
| b) Hidróxido de Platino (IV) | e) Hidróxido de Plata   |
| c) Hidróxido plumboso        | f) Hidróxido de Actinio |

5) Escriba las fórmulas de los siguientes compuestos

- |                                 |                              |
|---------------------------------|------------------------------|
| a) Hidróxido de Escandio (III)  | g) Hidróxido de Cadmio       |
| b) Hidróxido de Galio           | h) Hidróxido de Uranio       |
| c) Hidróxido de Manganeso (III) | i) Hidróxido de Rubidio      |
| d) Hidróxido de Sodio           | j) Hidróxido de Cesio        |
| e) Hidróxido tálico             | k) Hidróxido de Tantalio (V) |
| f) Hidróxido de Potasio         | l) Hidróxido de Platino (IV) |

6) Dadas las siguientes reacciones, escribir el producto y ajustar a balancear la ecuación.

REACTIVOS		PRODUCTO	Nombre del hidróxido
a) trióxido de dinitrógeno	+ H <sub>2</sub> O →	_____	_____
b) óxido de magnesio	+ H <sub>2</sub> O →	_____	_____
c) monóxido de mercurio	+ H <sub>2</sub> O →	_____	_____
d) óxido plúmbico	+ H <sub>2</sub> O →	_____	_____
e) óxido de aluminio	+ H <sub>2</sub> O →	_____	_____
f) óxido cobáltico	+ H <sub>2</sub> O →	_____	_____
g) óxido de plata (I)	+ H <sub>2</sub> O →	_____	_____
h) trióxido de dihierro	+ H <sub>2</sub> O →	_____	_____
i) trióxido de cromo	+ H <sub>2</sub> O →	_____	_____
j) óxido de Germanio (IV)	+ H <sub>2</sub> O →	_____	_____
k) pentóxido de dibismuto	+ H <sub>2</sub> O →	_____	_____
l) óxido de Estaño (II)	+ H <sub>2</sub> O →	_____	_____

7) Indicar verdadero o falso

- Los hidróxidos se forman cuando los óxidos ácidos se combinan con agua
- Cuando los hidróxidos se disuelven en agua se disocian produciendo iones OH<sup>-</sup>
- La cantidad de iones hidróxidos me la indica el número de oxidación del metal
- El agua combinada con un óxido básico forma un hidróxido
- Los metales en la fórmula se escriben detrás del ion hidróxido

8) Construir una tabla de compuestos ternarios (hidróxidos) de cuatro columnas con la nomenclatura y la fórmula para **todos** estos hidróxidos que tienen más de un número de oxidación:

- hidróxido de rodio
- hidróxido de renio
- hidróxido de paladio
- hidróxido de manganeso
- hidróxido de iridio
- hidróxido de osmio

9) Complete y ajuste las siguientes ecuaciones:

Oxido	Fórmula Hidróxido	Nombre del Hidróxido
a) $\text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	.....	.....
b) $\text{Po O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	.....	.....
c) $\text{Ti}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	.....	.....
d) ..... + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zr}(\text{OH})_4$	.....	.....
e) ..... + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$	.....	.....
f) ..... + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$	.....	.....
g) ..... + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}(\text{OH})$	.....	.....
h) ..... + $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Li}(\text{OH})$	.....	.....
i) $\text{Ac}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	.....	.....
j) $\text{La}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	.....	.....
k) $\text{Ta}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	.....	.....
l) $\text{Hg}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	.....	.....

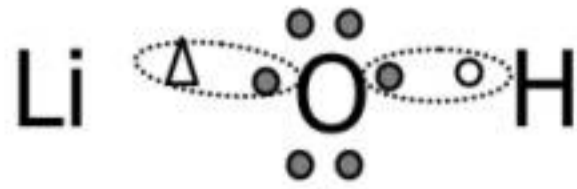
10) Coloca el número de iones hidróxidos correspondiente donde se encuentra la "x" y equilibra las ecuaciones de ser necesario:

a)	$\text{Os O}_3$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{Os}(\text{OH})_x$
b)	$\text{Os O}_2$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{Os}(\text{OH})_x$
c)	$\text{Os}_2\text{O}_3$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{Os}(\text{OH})_x$
d)	$\text{Mo}_2\text{O}_3$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{Mo}(\text{OH})_x$
e)	$\text{Mo O}_2$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{Mo}(\text{OH})_x$
f)	$\text{Mo O}_3$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{Mo}(\text{OH})_x$
g)	$\text{Mo}_2\text{O}_5$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{Mo}(\text{OH})_x$
h)	$\text{Ni}_2\text{O}_3$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{Ni}(\text{OH})_x$
i)	$\text{Ni O}$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{Ni}(\text{OH})_x$
j)	$\text{Sb}_2\text{O}_3$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{Sb}(\text{OH})_x$
k)	$\text{Sb}_2\text{O}_5$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{Sb}(\text{OH})_x$
l)	$\text{Na}_2\text{O}$	+	$\text{H}_2\text{O}$	$\rightarrow$	$\text{Na}(\text{OH})_x$

11) Escribir la fórmula desarrollada y la estructura de Lewis de los siguientes compuestos:

- |                              |                                 |
|------------------------------|---------------------------------|
| a) Hidróxido de Litio        | g) Hidróxido de Berilio         |
| b) Hidróxido de Magnesio     | h) Hidróxido de Francio         |
| c) Hidróxido auroso          | i) Trióxido de di hierro        |
| d) Hidróxido de Platino (II) | j) Trióxido de Galio            |
| e) Dióxido de Mercurio       | k) Hidróxido de Manganeso (III) |
| f) Trióxido de cromo         | l) Hidróxido manganoso          |

12) Indicar el nombre y la fórmula molecular de los siguientes hidróxidos



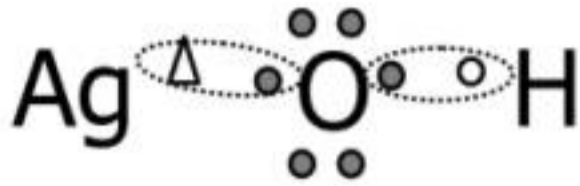
Fórmula: \_\_\_\_\_

Nombre: \_\_\_\_\_



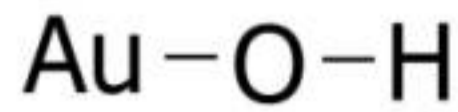
Fórmula: \_\_\_\_\_

Nombre: \_\_\_\_\_



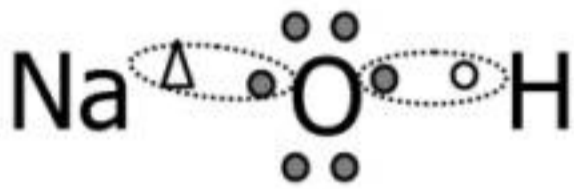
Fórmula: \_\_\_\_\_

Nombre: \_\_\_\_\_



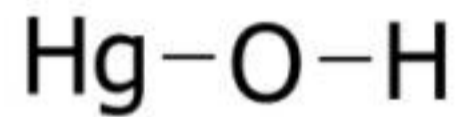
Fórmula: \_\_\_\_\_

Nombre: \_\_\_\_\_



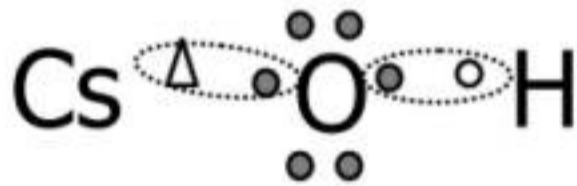
Fórmula: \_\_\_\_\_

Nombre: \_\_\_\_\_



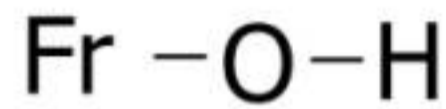
Fórmula: \_\_\_\_\_

Nombre: \_\_\_\_\_



Fórmula: \_\_\_\_\_

Nombre: \_\_\_\_\_



Fórmula: \_\_\_\_\_

Nombre: \_\_\_\_\_



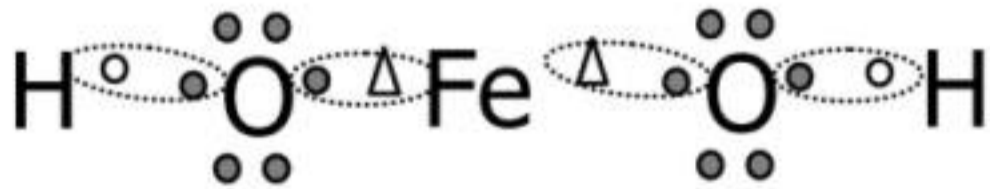
Fórmula: \_\_\_\_\_

Nombre: \_\_\_\_\_



Fórmula: \_\_\_\_\_

Nombre: \_\_\_\_\_



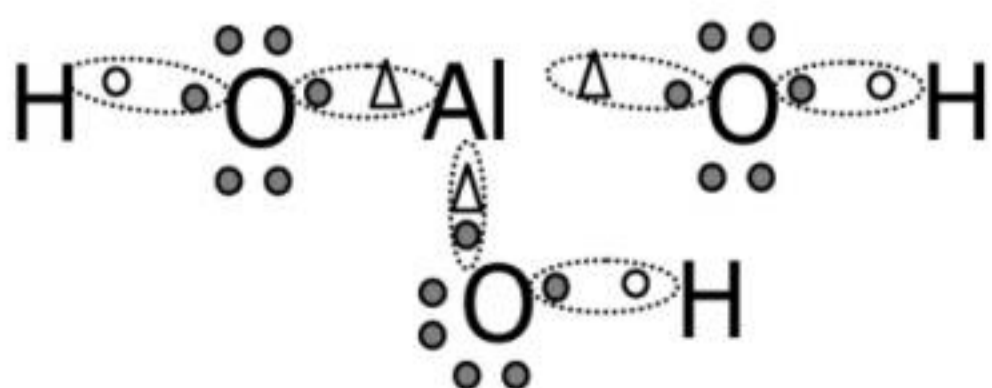
Fórmula: \_\_\_\_\_

Nombre: \_\_\_\_\_



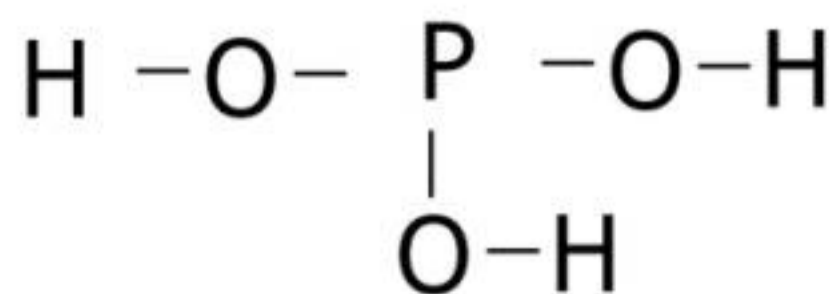
Fórmula: \_\_\_\_\_

Nombre: \_\_\_\_\_



Fórmula: \_\_\_\_\_

Nombre: \_\_\_\_\_



Fórmula: \_\_\_\_\_

Nombre: \_\_\_\_\_

# Química



## Q14 - Formación de Sales

## SALES NEUTRAS

Hemos estudiado hasta ahora diferentes compuestos donde combinamos elementos químicos y obteníamos óxidos, ácidos, etc. Ahora veremos que sucede al combinarse entre sí estos y otras sustancias.

Se producen **reacciones de neutralización** que suceden cuando todos los iones hidrógenos o protones liberados por un ácido se combinan con los iones hidróxidos de una base y forman agua y como consecuencia una sal.

Al existir diferentes compuestos químicos que unidos a otros nos dan sal y agua en algunos casos, haremos primero un breve resumen sobre que reactivos se utilizan y que productos nos dan:

- 1) hidróxido + oxoácido → sal + agua
- 2) hidróxido + óxido ácido → sal + agua
- 3) óxido básico + oxoácido → sal + agua
- 4) óxido básico + óxido ácido → sal  
(no da agua porque no hay hidrógeno)
- 5) oxoácido + metal → sal + hidrógeno
- 6) hidrácido + hidróxido → sal + agua
- 7) hidrácido + metal → sal + hidrógeno

## SALES

En las SALES NEUTRAS tenemos las siguientes reacciones de neutralización:

Son los compuestos que se forman cuando reaccionan:

1) *Un hidróxido con un oxoácido*



2) *Un hidróxido con un óxido ácido*



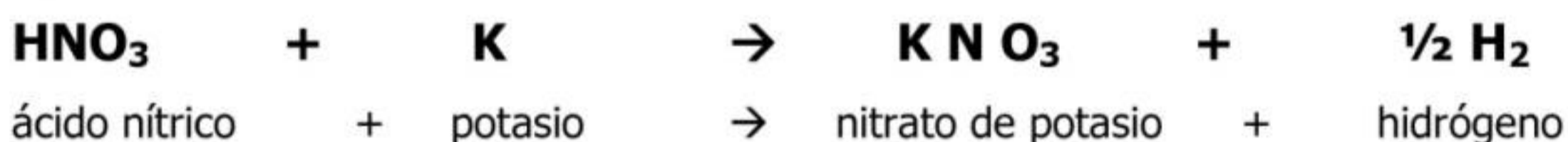
### 3) Un óxido básico con un oxoácido



### 4) Un óxido básico con un óxido ácido



### 5) Un oxoácido con un metal



### 6) Un hidrácido con un hidróxido



### 7) Un hidrácido con un metal



En las sales estudiadas no hay en sus moléculas ni ion hidróxido ni hidrógeno.

Existen otros tipos de sales llamadas *sales ácidas* donde se agrega hidrógeno y *sales básicas* donde se agrega un ion hidróxido (**OH**)

SALES ÁCIDAS: Contiene por lo menos un hidrógeno

Ej: **Na S H O<sub>3</sub>** Sulfito ácido de sodio

SALES BÁSICAS: Contiene por lo menos un ion hidróxido

Ej: **Na S (OH)** Sulfato básico de sodio

Nomenclatura: Las sales se nombran de acuerdo al ácido del cual provienen cambiando el sufijo así:

Si la terminación del ácido es **OSO** se reemplaza por **ITO**

Si la terminación del ácido es **ICO** se reemplaza por **ATO**

Si la terminación del ácido es **HIDRICO** se reemplaza por **URO**



## Método general para equilibrar las ecuaciones químicas

Para equilibrar las ecuaciones químicas de sales hay que considerar que existen dos compuestos derivados de la unión de diferentes elementos, metales y no metales, cuya suma nos da una sal y en algunos casos agua.

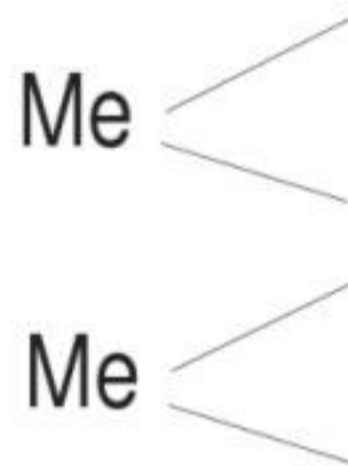
A continuación explicaremos una secuencia de pasos que siguiéndolos en forma general y luego con el ejemplo nos va a permitir simplificar la manera en que debemos colocar los coeficientes y lograr que a ambos lados de la flecha tengamos la misma cantidad de átomos de cada elemento químico.

Comenzamos con una ecuación general:

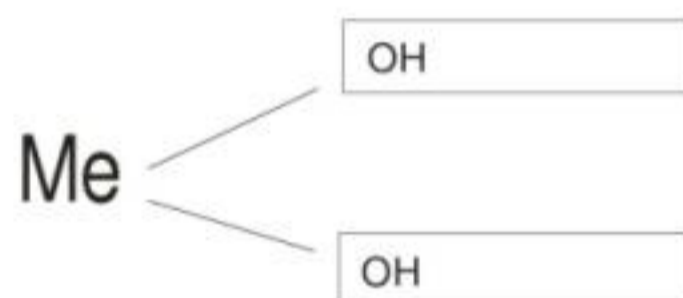


Entonces tenemos que seguir estos pasos para balancearla:

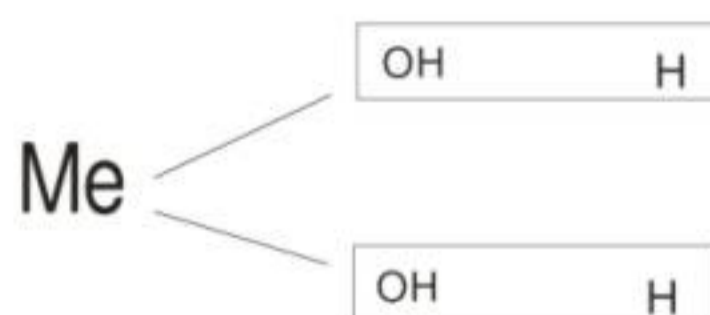
1) Escribimos la cantidad de átomos del metal que tiene la ecuación dada y uso guiones largos para conectarlos considerando el cuadro de cationes.



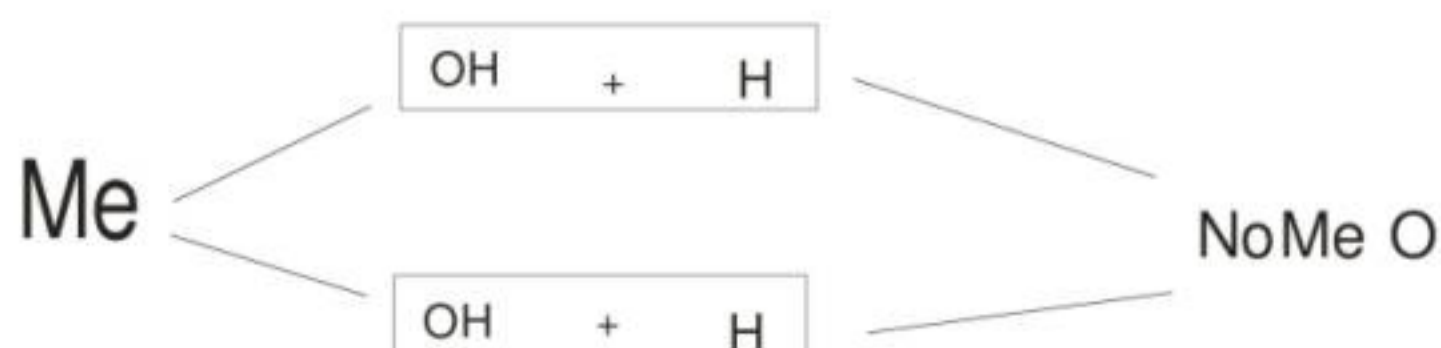
2) Colocamos en un rectángulo los iones hidróxidos así



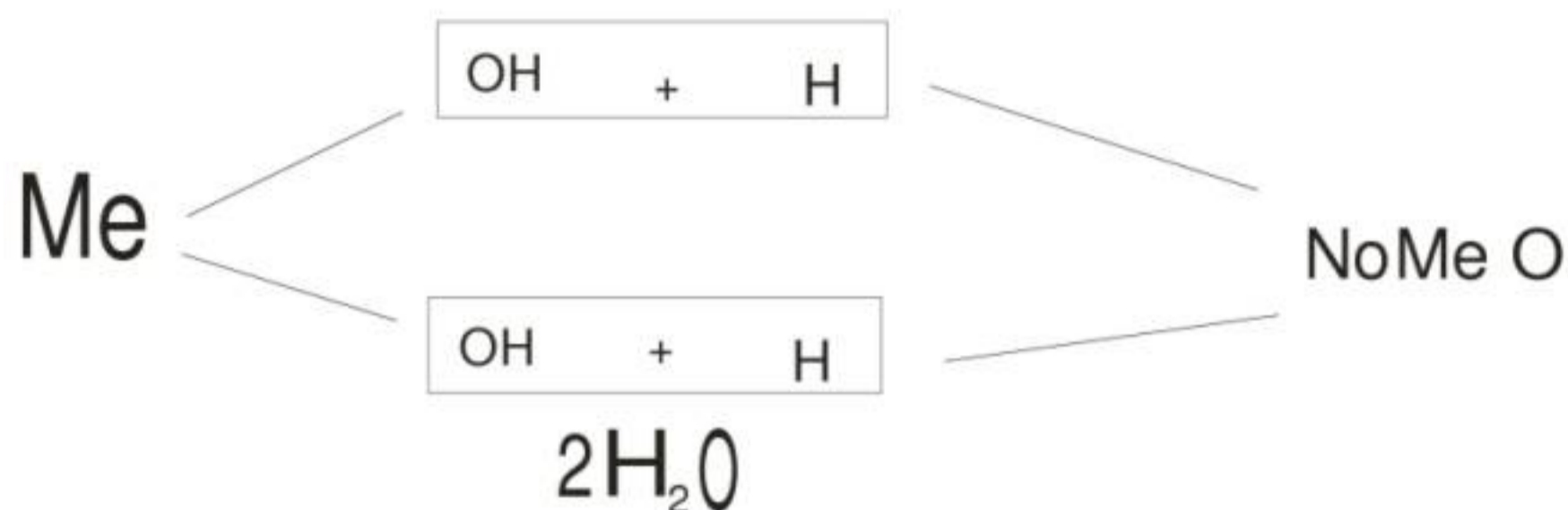
3) Ubicamos los hidrógenos en el otro extremo, al sumarlo nos indica que cada rectángulo es una molécula de agua



4) Usando guiones largos colocamos el no metal solo o con el oxígeno, la cantidad que necesitamos (de acuerdo al anión) que nos indica cuantas moléculas escribiremos



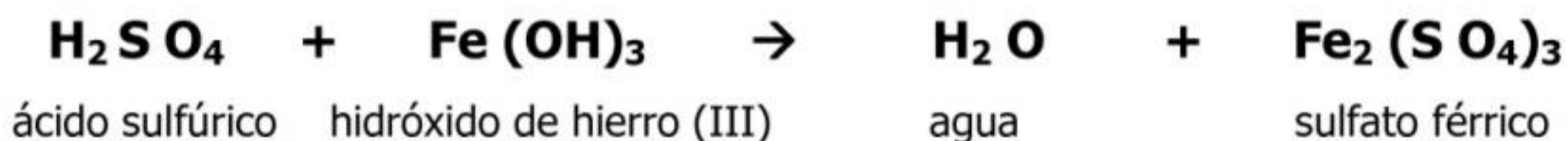
5) Contamos cuántos rectángulos o moléculas de agua hay para equilibrar la ecuación



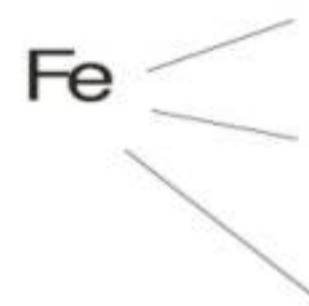
6) Controlamos que la cantidad de átomos de TODOS los elementos tanto a izquierda como a derecha de la flecha sea igual

Veamos este procedimiento con un ejemplo concreto:

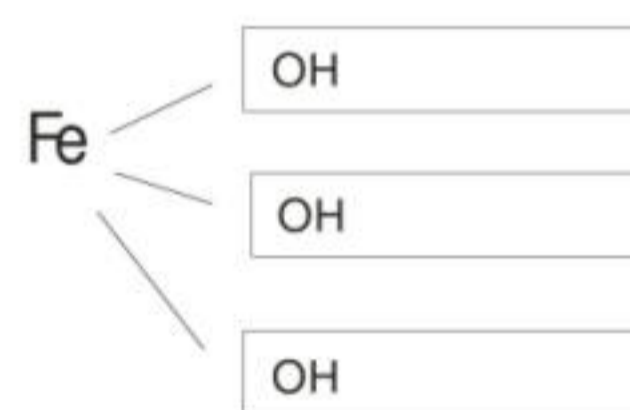
Supongamos que debemos equilibrar la siguiente ecuación química de formación de una sal:



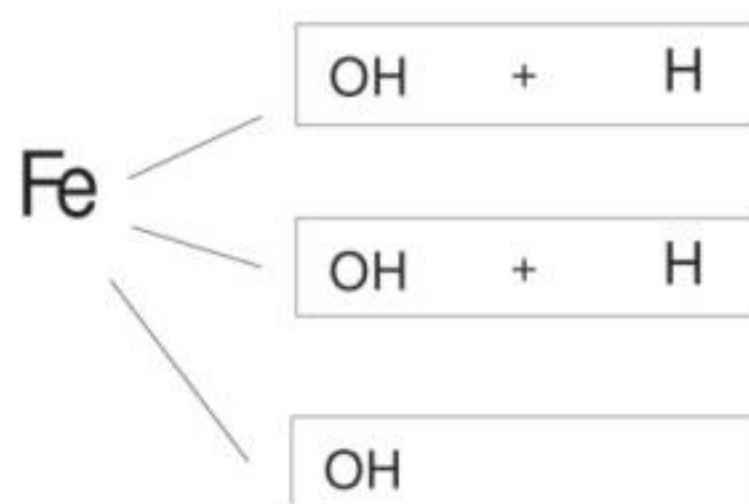
1º Escribimos el metal recordando que el catión hierro (III) tiene 3+



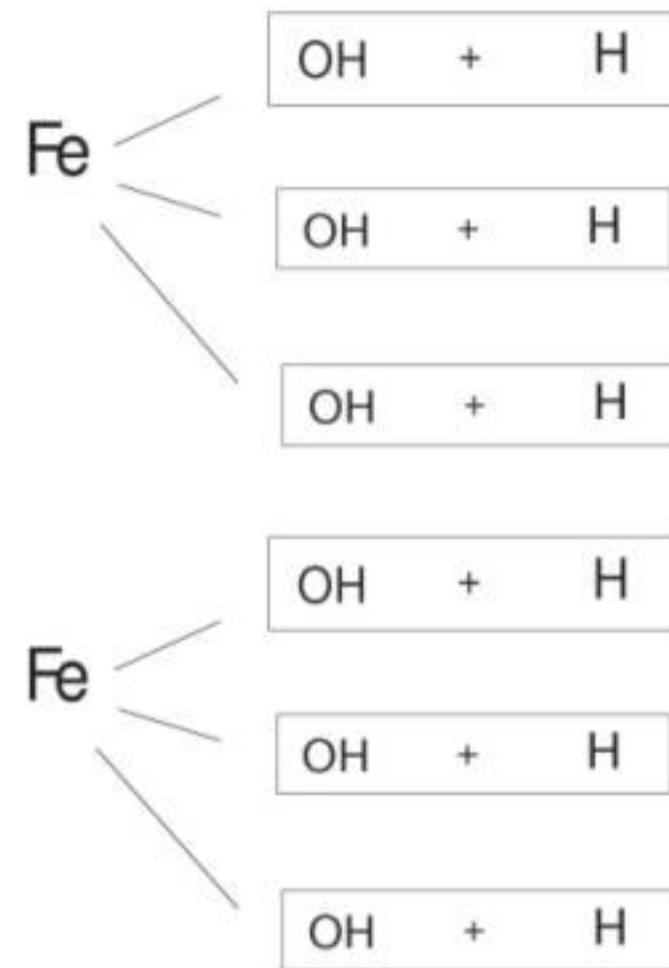
2º Dibujamos rectángulos colocando los iones hidróxidos dentro



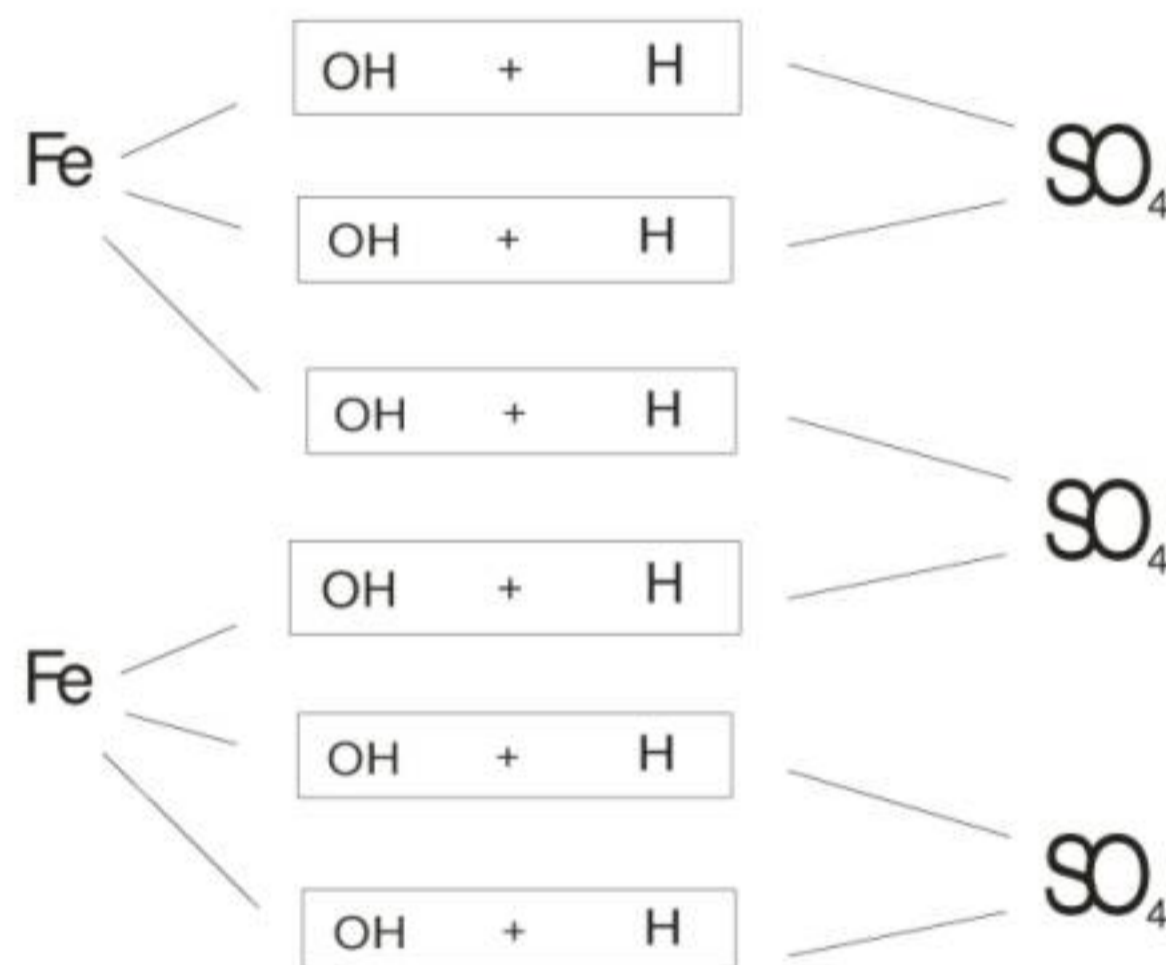
3º Ubicamos los hidrógenos que tengo, dentro del rectángulo también, en este caso dos



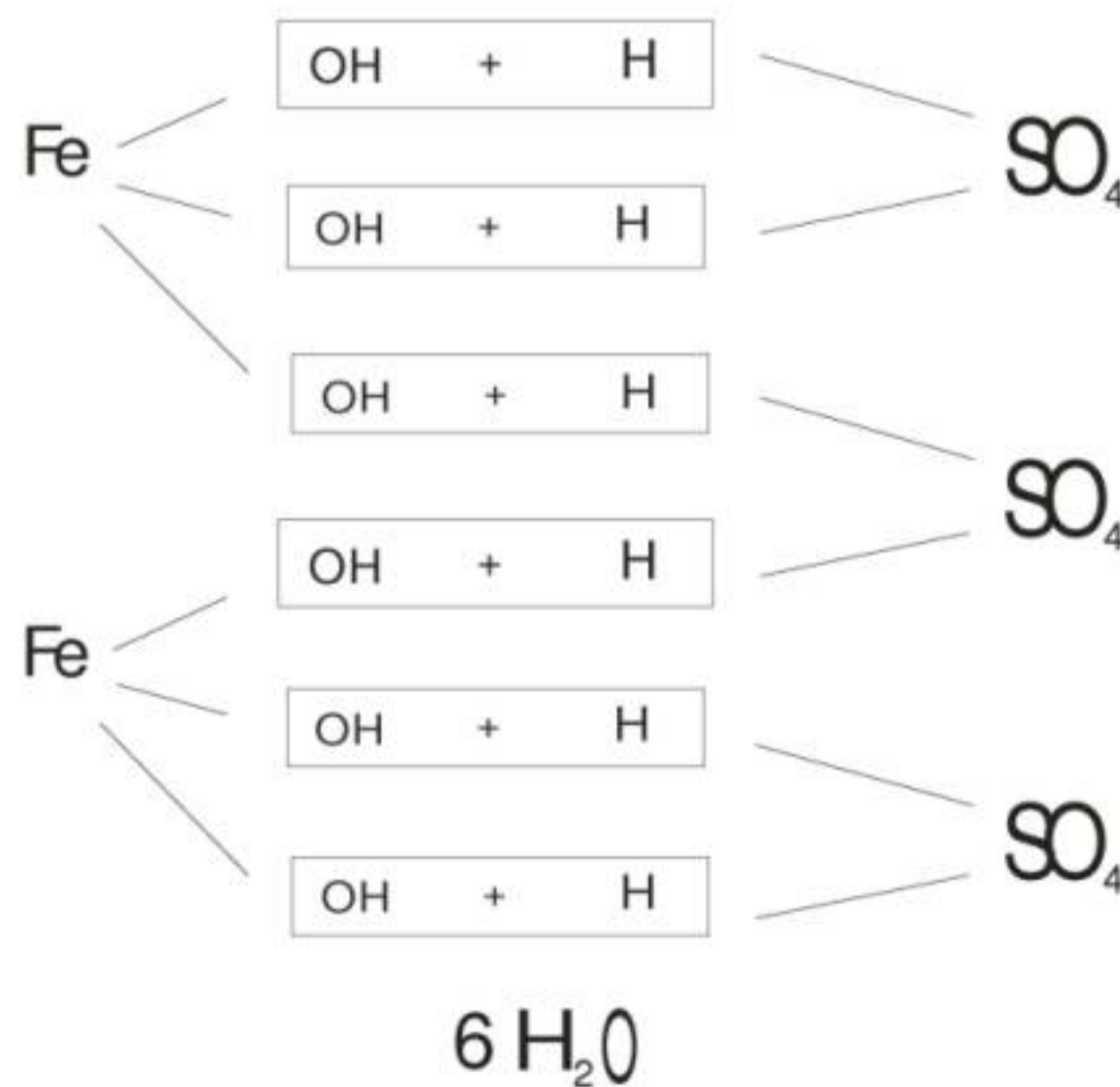
Pero al faltarnos hidrógenos para formar moléculas de agua colocamos un átomo más del metal y otros tantos iones hidróxidos y los hidrógenos necesarios para eso



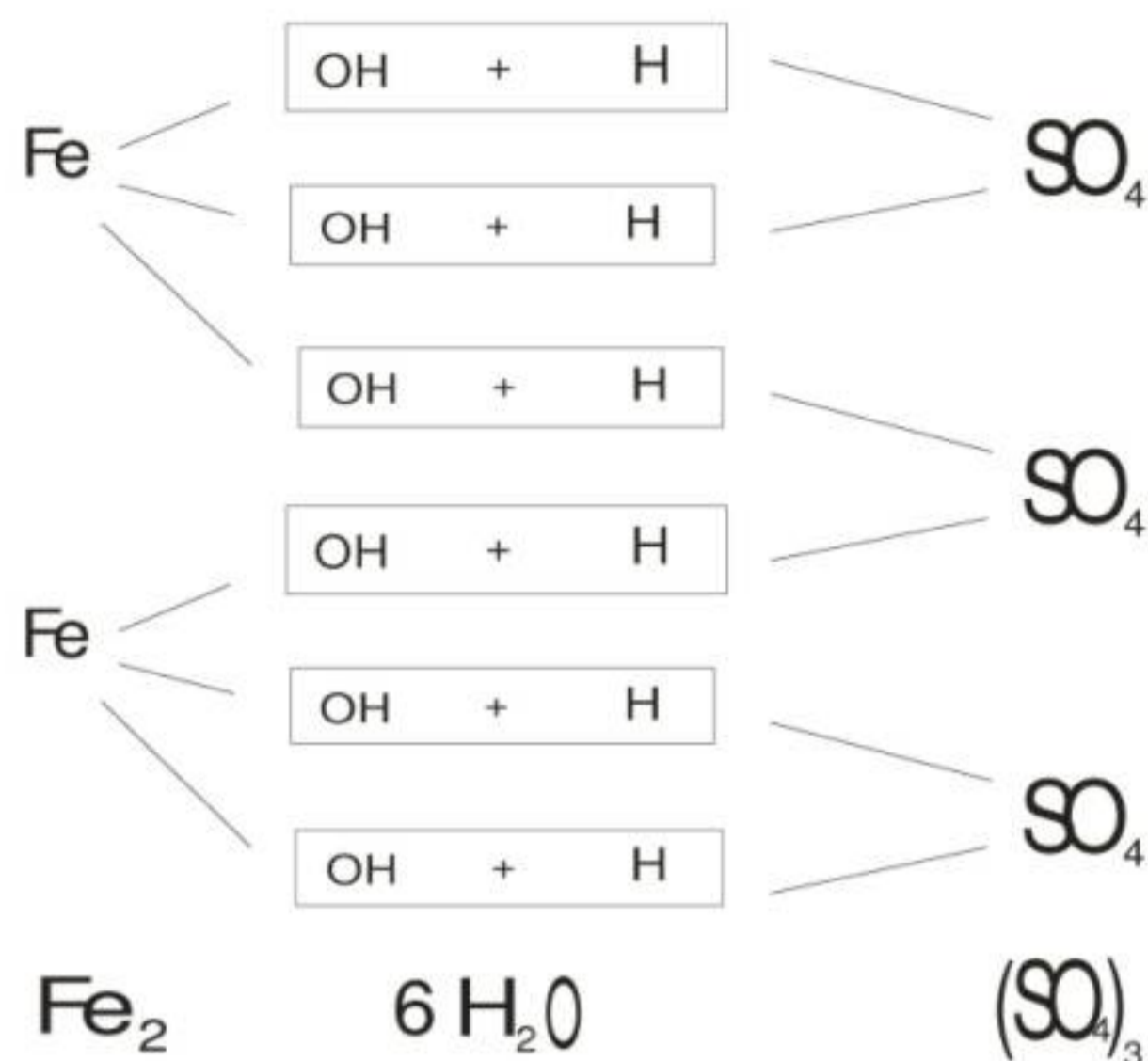
4° Con guiones largos ubicamos el no metal con oxígeno, acá tenemos el anión sulfato que de acuerdo al cuadro (2-) nos indica que necesitamos tres moléculas.



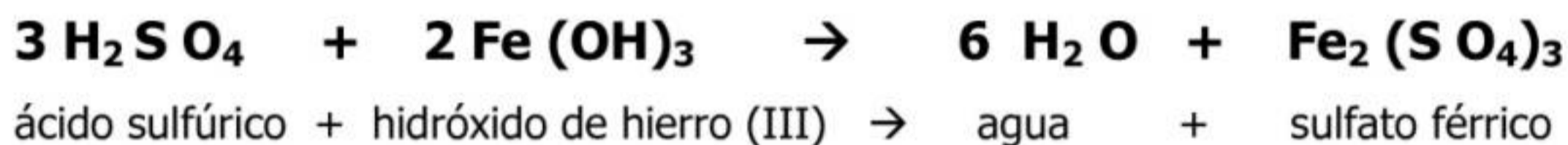
5° Los rectángulos me indican la cantidad de moléculas de agua



6° Recuento todos los átomos que tengo en mi diagrama y procedo a equilibrar la ecuación, mediante coeficientes



Lo que nos permite obtener la siguiente ecuación de la que partimos pero ya balanceada correctamente:



Si realizamos el recuento final de átomos de cada elemento nos da:

Hidrógeno     $3 * 2 + 2 * 3 = 6 + 6 = 12$  izquierda  
                    $6 * 2 = 12$  derecha

Azufre         $3 * 1 = 3$  izquierda  
                    $1 * 3 = 3$  derecha

Oxígeno      $3 * 4 + 2 * 3 = 12 + 6 = 18$  izquierda  
                    $6 * 1 + 3 * 4 = 6 + 12 = 18$  derecha

Hierro         $2 * 1 = 2$  izquierda  
                    $1 * 2 = 2$  derecha

### Escritura de las fórmulas de las sales



Si analizamos la fórmula del cloruro de sodio, que hemos obtenido en esta ecuación química, vemos que está el metal sodio, proveniente del hidróxido, unido al anión cloruro del ácido clorhídrico. Así todas las sales tienen un metal como catión y un anión de un ácido.

En la siguiente tabla mostraremos algunos:

SAL	ANIÓN	CATIÓN
sulfato de potasio	sulfato: $\text{SO}_4^{2-}$	potasio : $\text{K}^+$
nitrato de hierro (III) o nitrato ferroso	nitrato: $\text{NO}_3$	ferroso: $\text{Fe}^{2+}$
carbonato de calcio	carbonato: $\text{CO}_3^{2-}$	calcio: $\text{Ca}^{2+}$
cloruro de magnesio	cloruro: $\text{Cl}^-$	magnesio: $\text{Mg}^{2+}$

Para poder escribir correctamente la fórmula de una sal, incluiremos el número de cationes y aniones necesarios para igualar sus cargas. Notamos que en el cloruro de sodio, tanto el anión como el catión tienen 1 de carga de distinto signo.

Se ha convenido en representar primero el metal y luego el anión.

En las dos tablas siguientes hemos escritos algunos cationes y aniones más usados con su respectiva carga

CATIONES	Cargas
cobre (I) o cuproso	$\text{Cu}^+$
cobre (II) o cúprico	$\text{Cu}^{2+}$
potasio	$\text{K}^+$
sodio	$\text{Na}^+$
plata	$\text{Ag}^+$
bario	$\text{Ba}^{2+}$
calcio	$\text{Ca}^{2+}$
amonio	$\text{NH}_4^+$
plomo (II) o plúmboso	$\text{Pb}^{2+}$
magnesio	$\text{Mg}^{2+}$
cinc	$\text{Zn}^{2+}$
aluminio	$\text{Al}^{3+}$
hierro (II) o ferroso	$\text{Fe}^{2+}$
hierro (III) o férrico	$\text{Fe}^{3+}$
cobalto (II)	$\text{Co}^{2+}$
cobalto (III)	$\text{Co}^{3+}$
manganeso (II)	$\text{Mn}^{2+}$
manganeso (III)	$\text{Mn}^{3+}$
plomo (IV) o plúmbico	$\text{Pb}^{4+}$
hidronio (oxonio)	$\text{H}_3\text{O}^+$
mercurio (I)	$\text{Hg}_2^{2+}$
mercurio (II)	$\text{Hg}^{2+}$
cromo (II)	$\text{Cr}^{2+}$
cromo (III)	$\text{Cr}^{3+}$
cadmio	$\text{Cd}^{2+}$

ANIONES	Cargas
cloruro	<b>Cl<sup>-</sup></b>
fluoruro	<b>F<sup>-</sup></b>
bromuro	<b>Br<sup>-</sup></b>
yoduro	<b>I<sup>-</sup></b>
nitrato	<b>NO<sub>3</sub><sup>-</sup></b>
nitrito	<b>NO<sub>2</sub><sup>-</sup></b>
sulfito	<b>SO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b>
sulfato	<b>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b>
sulfuro	<b>S<sup>2-</sup></b>
ortofosfato (V)	<b>PO<sub>4</sub><sup>3-</sup></b>
hipoclorito o clorato (I)	<b>ClO<sup>-</sup></b>
clorato o clorato (V)	<b>ClO<sub>3</sub><sup>-</sup></b>
perclorato o clorato (VII)	<b>ClO<sub>4</sub><sup>-</sup></b>
carbonato	<b>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b>
hidrógenocarbonato	<b>HCO<sub>3</sub><sup>-</sup></b>
clorito o clorato (III)	<b>ClO<sub>2</sub><sup>-</sup></b>
manganato (VI)	<b>MnO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b>
manganato (VII)	<b>MnO<sub>4</sub><sup>-</sup></b>
dicromato (VI)	<b>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup></b>
cromato (VI)	<b>CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b>
cianuro	<b>CN<sup>-</sup></b>
hidróxido	<b>OH<sup>-</sup></b>
metafosfato (V)	<b>PO<sub>3</sub><sup>-</sup></b>
pirofosfato (V)	<b>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>4-</sup></b>
hidruro	<b>H<sup>-</sup></b>

Las sales son los compuestos inorgánicos más numerosos, ya que se pueden hallar en la naturaleza formándola.

La sal de mesa, se extrae de las salinas, que son formaciones donde hubo mares y por efecto de procesos geológicos se secaron, dejando enormes lugares cubiertos de cloruro de sodio que se extrae y se comercializa.

A veces se reemplaza el sodio por el potasio para obtener otro tipo de sales. Su función en el organismo humano es vital ya que permite las conexiones neurológicas, por tal motivo, en la antigüedad conseguirla era primordial, a tal punto que se trabajaba por una cuota de sal de ahí deriva la palabra "salario" como sinónimo de sueldo percibido por un trabajo.

La sal se encuentra también en los procesos de "electrolisis" como en las pilas de ahí el término "se sulfató" ya que se refiere a una sal del azufre que sería un sulfato.

## Ejercitación

1) Completar la siguiente tabla sobre sales:

Fórmula molecular	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradicional
	sulfato (VI) de hierro (III)	
		sulfito ferroso
<b>Cu(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>		
		cianuro de potasio
<b>Fe(Br O<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>		
	clorato (I) de sodio	
		periodato de amonio
	sulfuro de hierro (III)	
		cloruro de sodio

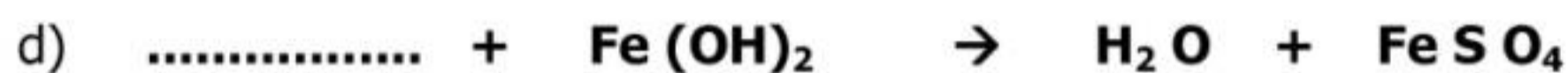
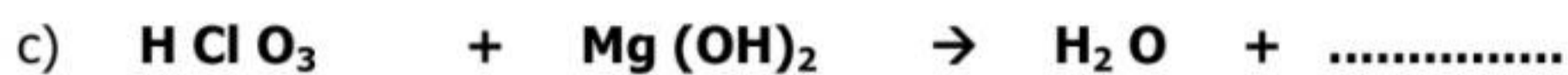
2) Escribir las fórmulas de las siguientes sales:

- a) Nitrato (V) de manganeso (II)
- b) Ortofosfato (V) de cobalto (III)
- c) Sulfato (VI) de talio (I)
- d) Bromato (VII) de cadmio
- e) Iodato (III) de cinc
- f) sulfato (IV) de oro (III)

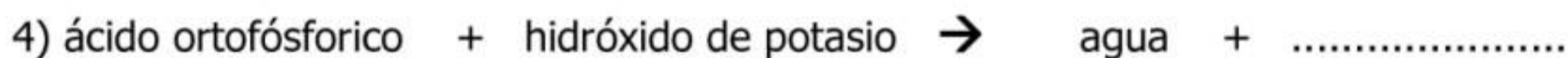
3) Escribir los nombres de las siguientes sales:

- a) **Ca (N O<sub>2</sub>)<sub>2</sub>**
- b) **Na<sub>2</sub> C O<sub>3</sub>**
- c) **Cu Br<sub>2</sub>**
- d) **Au (Cl O)<sub>3</sub>**
- e) **Fe<sub>2</sub> (S O<sub>4</sub>)<sub>3</sub>**
- f) **K (N O<sub>3</sub>)**
- g) **Zn S**
- h) **Ag<sub>2</sub> S O<sub>3</sub>**
- i) **Na<sub>3</sub> P O<sub>4</sub>**

4) Completar y equilibrar las siguientes ecuaciones:



5) Indicar en las siguientes reacciones los nombres de las sales formadas. Escribir las correspondientes ecuaciones ajustadas:



6) Con el elemento dado junto a su número de oxidación realizar la ecuación química de la sal que se forma

1) nitrógeno (V) y hierro (III)

2) silicio (IV) y bario

3) azufre (IV) y estaño (II)

4) bromo (III) y potasio

5) carbono (IV) y cromo (III)



7) Comprueba que sal obtengo a partir del nitrógeno (V) y del calcio, partiendo de los siguientes reactivos:

- 1) Un hidróxido con un oxoácido
- 2) Un hidróxido con un óxido ácido
- 3) Un óxido básico con un oxoácido
- 4) Un óxido básico con un óxido ácido
- 5) Un oxoácido con un metal
- 6) Un hidrácido con un hidróxido
- 7) Un hidrácido con un metal

8) ¿Qué diferencia hay al obtener la sal sulfato plúmboso teniendo como reactivo el ácido sulfúrico más el óxido plúmboso en un caso y más plomo (II) en otro caso?

9) Completa el cuadro formando la sal a partir de los siguientes aniones y cationes, escribe las ecuaciones químicas necesarias:

FÓRMULA DE LA SAL	NOMENCLATURA	CATIÓN	ANIÓN
<b>Na<sub>2</sub> (N O<sub>3</sub>)<sub>2</sub></b>			
	sulfuro de litio		
		<b>Ca<sup>2+</sup></b>	<b>I O<sub>4</sub><sup>-</sup></b>
<b>Al<sub>2</sub> (Mn O<sub>4</sub>)<sub>3</sub></b>			

10) Usando los diferentes números de oxidación que tienen los mismos elementos mencionados abajo, obtener las sales que se forman; (realiza las cuatro combinaciones posibles):

- 1) antimonio (III) y (V) y rodio (II) y (III)
- 2) nitrógeno (III) y (V) y cobre (I) y (II)
- 3) arsénico (III) y (V) y oro (I) y (III)

11) Nombrar las siguientes sales formadas por el grupo de los halógenos y realizar sus ecuaciones químicas.

- |                               |                               |
|-------------------------------|-------------------------------|
| 1) <b>Cs F O</b>              | 4) <b>Cs Cl O<sub>3</sub></b> |
| 2) <b>Cs Cl O</b>             | 5) <b>Cs Cl O<sub>4</sub></b> |
| 3) <b>Cs Cl O<sub>2</sub></b> | 6) <b>Cs Br O</b>             |

11 Continuación) Nombrar las siguientes sales formadas por el grupo de los halógenos y realizar sus ecuaciones químicas.

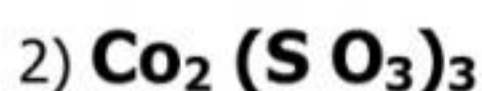


12) Con los tres diferentes ácidos que se forman del fósforo y el potasio hacer las sales correspondientes e indicar su nomenclatura:

13) Indicar si es verdadero o falso

- Las sales son compuestos ternarios
- La terminación ico corresponde a ato en las sales
- No es necesario considerar aniones y cationes al formar una sal
- Las ecuaciones químicas deben contener la misma cantidad de átomos de cada elemento que la forma
- Existen en la naturaleza pocas sales
- La sal de mesa esta formada por cloro y calcio
- Puedo obtener una sal combinado un hidróxido con un metal
- Siempre que formamos sales nos queda agua
- Cuando combinamos un hidrácido con un metal obtenemos una sal e hidrógeno
- El único tipo de sal que existe es la sal neutra
- La sal es imprescindible para la vida

14) Escribir la nomenclatura con el número de oxidación en las siguientes sales:



15) Una gran cantidad de pastas dentífricas tienen un compuesto del fluor que ayuda a reducir las caries. Un ejemplo de ellos son el **Na F** y el **Sn F<sub>2</sub>** ¿Puedes realizar las ecuaciones químicas de ambos compuestos?

# Química



## Q15 - El Agua y sus Propiedades

## El agua

Cuando vemos imágenes del universo donde nos acercamos a nuestro planeta, éste es azul, más cerca estamos, más vemos no la tierra sino el agua, lo que le da ese color...

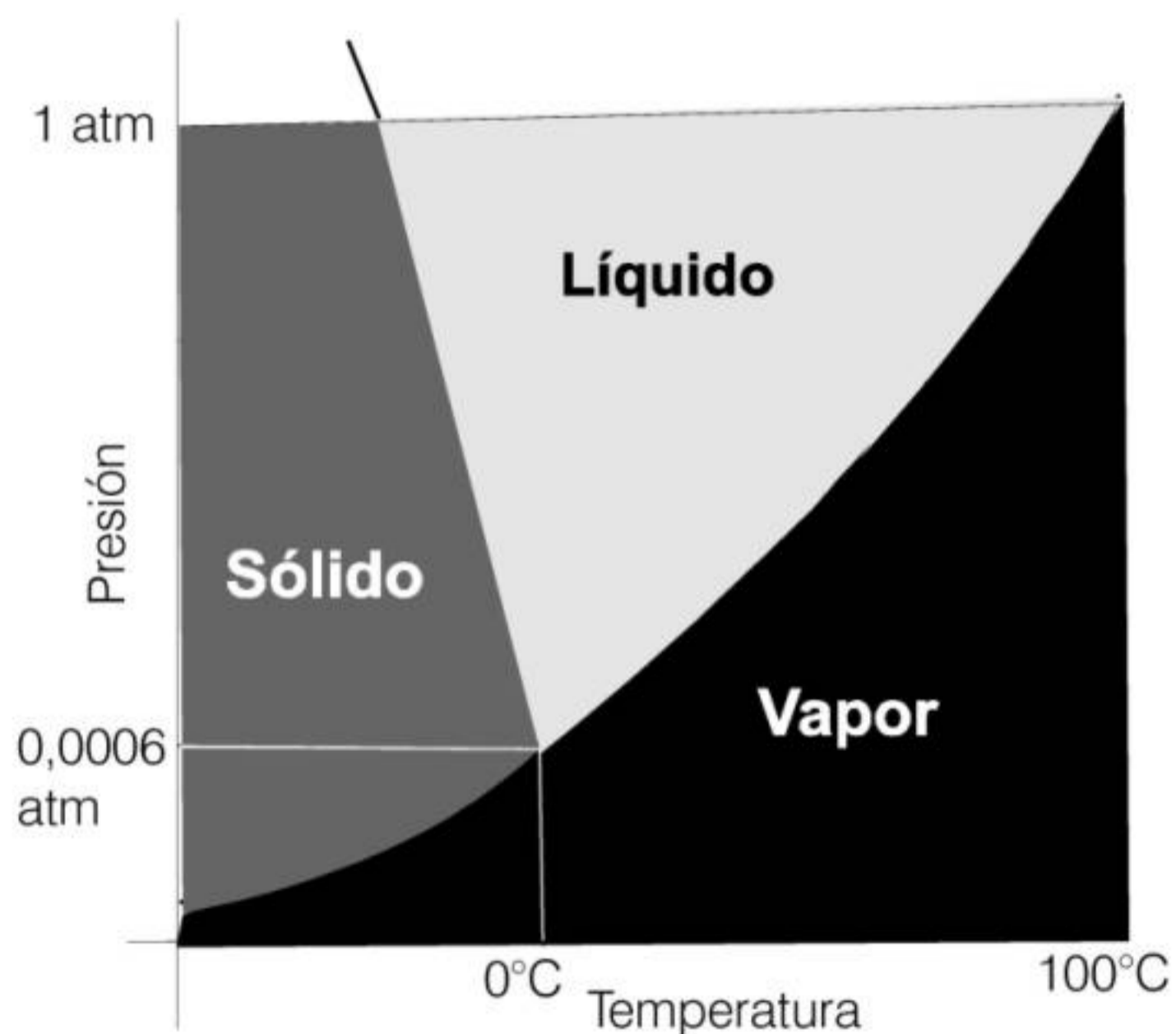
Al ser lo que más abunda en la tierra, es tal que podríamos llamar "agua" a nuestro mundo en lugar de "Tierra", ¿no lo creen?

El agua es el compuesto químico más familiar para nosotros, el más abundante y el de mayor significación para nuestra vida. Su excepcional importancia, desde el punto de vista químico, reside en que casi la totalidad de los procesos químicos que ocurren en la naturaleza, no solo en organismos vivos, sino también en la superficie no organizada de la tierra, así como los que se llevan a cabo en el laboratorio y en la industria, tienen lugar entre sustancias disueltas en agua, esto es en disolución. *Normalmente se dice que el agua es el disolvente universal, puesto que todas las sustancias son de alguna manera solubles en ella.*

Representa las tres cuartas partes de la superficie de nuestro planeta, el 97% del agua que existe en la tierra es salada. Solo un 0,0027% del total es dulce y apta para uso y consumo de animales, plantas y humanos, es una sustancia líquida formada por la combinación de dos volúmenes de hidrógeno y un volumen de oxígeno, que constituye el componente más abundante en la superficie terrestre. Es la única sustancia que existe a temperaturas ordinarias en los tres estados de la materia: sólido, líquido y gaseoso.

Lo encontramos *sólido* en los polos, en los glaciares, en la superficie del agua en invierno en algunas regiones, en la nieve, en el granizo y en la escarcha. En forma *líquida* en ríos, mares, lluvia, rocío, lagos, océanos. En forma gaseosa en las nubes, niebla.

### Diagrama de fases del agua



El agua es un líquido *incoloro, inodoro e insípido*. Tiene un cierto color azul cuando se concentra en grandes masas. A la presión atmosférica, 760 mm de mercurio, el *punto de fusión* del agua pura es de 0° C y el *punto de ebullición* es de 100° C, cristaliza en el sistema hexagonal, llamándose nieve o hielo según se presente de forma esponjosa o compacta, se expande al congelarse, es decir aumenta de volumen, de ahí que la densidad del hielo sea menor que la del agua y por ello el hielo flota en el agua líquida, esta cualidad única del agua permite que sobreviva la flora y la fauna subacuáticas de las regiones polares y en los lagos.

La mayoría de las otras sustancias tienen una mayor densidad en el estado sólido que en el estado líquido. El agua alcanza su *densidad máxima* a una temperatura de 4° C, que es de 1 gramo por centímetro cúbico.

El calor latente de vaporización, que es muy elevado resulta vital para los organismos terrestres que emplean la transpiración del agua como agente regulador de su temperatura interna.

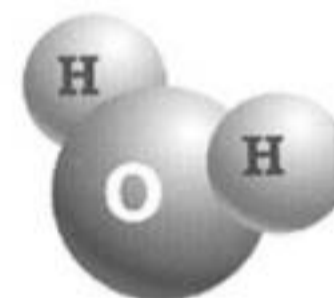
La *conductividad eléctrica*, se define como la capacidad que tienen las sales inorgánicas en solución para conducir la corriente eléctrica. El agua pura, prácticamente no conduce la corriente, sin embargo el agua con sales disueltas conduce la corriente eléctrica. Asimismo su elevada tensión superficial permite la circulación de las soluciones acuosas por las plantas, animales y el suelo.

Su capacidad calorífica es superior a la de cualquier otro líquido o sólido, siendo su *calor específico* de 1 caloría por gramo, esto significa que una masa de agua puede absorber o desprender grandes cantidades de calor, sin experimentar apenas cambios de temperatura, lo que tiene gran influencia en el clima. Por esta razón, las cantidades inmensas de agua que están presentes en los lagos y océanos pueden moderar eficazmente el clima de las áreas adyacentes absorbiendo calor en verano y proporcionando calor en invierno, con sólo ligeros cambios en la temperatura del cuerpo del agua.

Sus calores latentes de vaporización y de fusión (540 y 80 cal/g, respectivamente) son también excepcionalmente elevados.

Para comprender por qué el agua es diferente se tiene que examinar la estructura electrónica de la molécula de **H<sub>2</sub>O**.

Hay dos pares de electrones no enlazados o pares libres, en el átomo de oxígeno:



En el agua, el número de enlaces de hidrógeno alrededor del átomo de oxígeno es igual a dos, el mismo número de pares libres en cada átomo de oxígeno. Así, las moléculas de agua se enlazan en una gran red tridimensional en la cual cada átomo de oxígeno está unido aproximadamente a cuatro átomos de hidrógeno. La fuerza de atracción entre el hidrógeno de una molécula con el oxígeno de otra es de tal magnitud que se puede incluir en los denominados enlaces de PUENTE DE HIDRÓGENO.

La estructura tridimensional altamente ordenada del hielo, evita que las moléculas se acerquen mucho entre sí. Pero considérese lo que ocurre cuando el hielo recibe calor y se funde. Hay una gran evidencia que demuestra que la estructura tridimensional permanece intacta por cierto tiempo, aun cuando los enlaces pueden llegar a doblarse y aun distorsionarse.

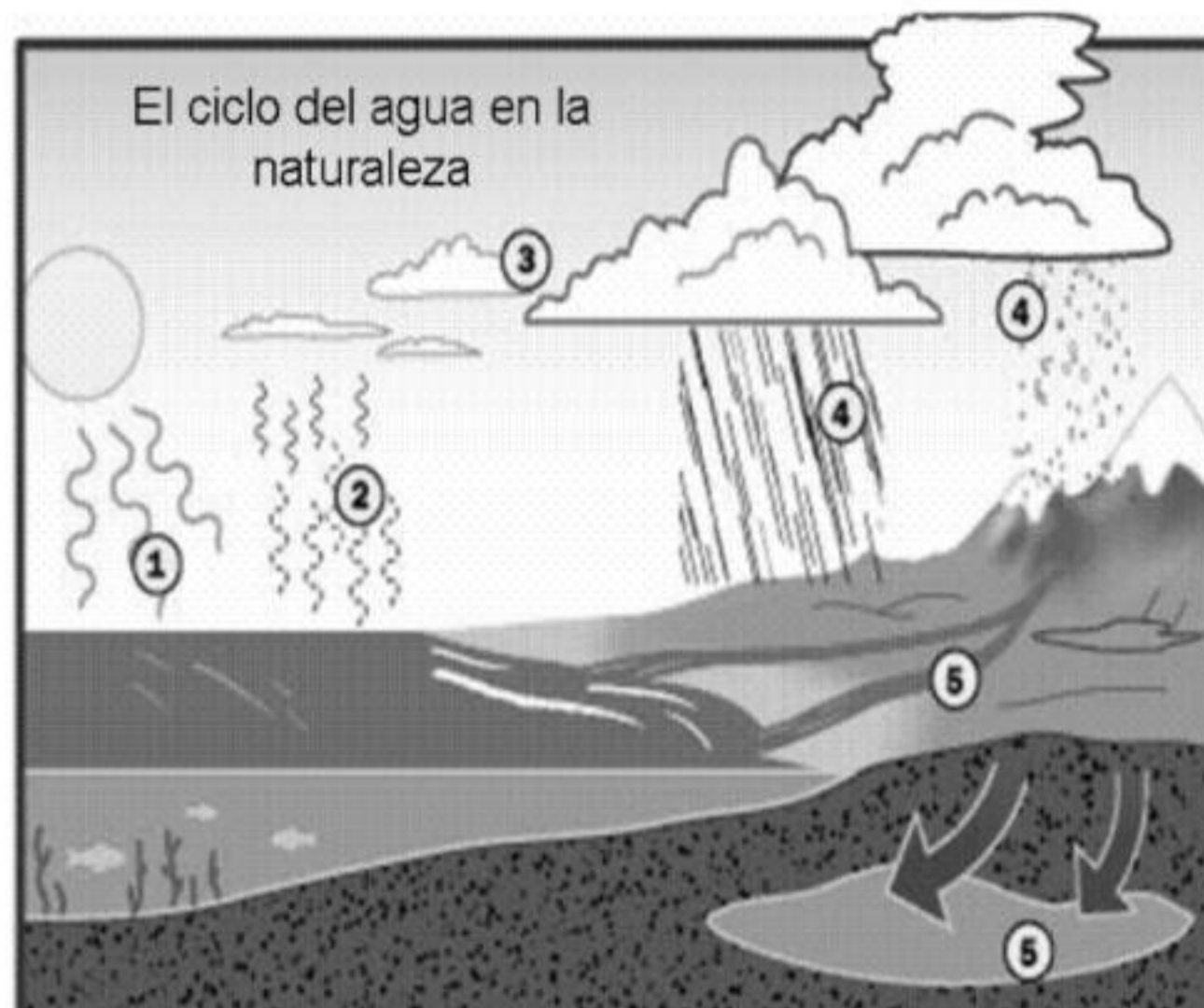
En el punto de fusión, un número relativamente pequeño de moléculas de agua tienen suficiente energía cinética para liberarse de los enlaces de puente de hidrógeno intermoleculares. Estas moléculas quedan atrapadas en las cavidades de la estructura tridimensional.

Como resultado hay más moléculas por unidad de volumen en el agua líquida que en el hielo. Como la densidad es masa/volumen, **la densidad del agua es mayor que la del hielo.**

Al calentar más agua, más moléculas de agua se liberan de los enlaces intermoleculares de hidrógeno, así que precisamente sobre el punto de fusión del agua la densidad tiende a aumentar al incrementar la temperatura. Por supuesto que, al mismo tiempo, el agua se expande al ser calentada y, en consecuencia, su densidad disminuye. Estos dos procesos -la captura de moléculas de agua libres en las cavidades y la expansión térmica- actúan en direcciones opuestas. De 0°C a 4°C predomina la captura de moléculas de agua libres en la red tridimensional y el agua se hace más densa progresivamente. Sin embargo, más allá de 4°C, predomina la expansión térmica y la densidad del agua disminuye al aumentar la temperatura.

## El ciclo del agua

Este proceso se produce cuando el agua, por la acción de los rayos solares, **(1)** provoca la evaporación de mares y océanos. El vapor de agua asciende hacia las capas altas de la atmósfera **(2)** y su temperatura se hace más baja a medida que sube, como consecuencia de este enfriamiento el exceso de vapor de agua contenido en el aire, supera el punto de saturación y se condensa en pequeñas gotitas originando las nubes **(3)**. Dentro de una nube, las gotitas aumentan de tamaño uniéndose unas a otras y también de peso, llega un momento que caen en forma de lluvia, nieve, garúa, neblina o granizo, según las condiciones de temperatura ambiente **(4)**.



Cuando la condensación se produce a baja temperatura, se forman diminutos cristales de hielo que, al unirse, originan copos de nieve. El granizo se forma cuando las gotas de lluvia son transportadas por el aire en altitudes elevadas, dentro de los cúmulos nimbos, se congelan y forman granos de hielo redondeados compuestos por cristales que crecen unos dentro de otros.

Esta precipitación se discurre por la superficie terrestre, lo que disgrega y disuelve materiales del suelo, desde las zonas más altas desciende hasta llegar a los mares, ríos y lagos o se infiltra en el terreno o se evapora comenzando nuevamente el ciclo una y otra vez **(5)**.

Si analizamos la hidrosfera que es el conjunto de partes líquidas de nuestro planeta, son alrededor de 1.400 millones de kilómetros cúbicos. Un porcentaje elevado son mares y océanos, luego está congelada en los casquetes polares y glaciares, un 0.99% corresponde a aguas subterráneas y el resto a ríos y lagos.

El ciclo del agua origina la evaporación, haciendo que el agua en su mayor parte proveniente de los océanos pase a la atmósfera y culmina con las precipitaciones que la devuelven a la hidrosfera. Un alto porcentaje, alrededor del 40%, no retorna al mar ni a los ríos, lagos o glaciares, ya que es absorbido por las raíces de las plantas, desde cuyas hojas se reintegra parcialmente a la atmósfera en forma de vapor. Otra parte importante pasa a integrar un complejo sistema de circulación subterránea; son los acuíferos, manantiales, napas de agua, fuentes termales, geiser, volverá a los mares, produciendo de esta forma un proceso por el cual el agua pasa de la hidrosfera a la atmósfera en forma continua lo que asegura el equilibrio y la existencia de vida en la tierra.

## El agua en la naturaleza

Generalmente al agua la encontramos en forma natural integrando las *aguas continentales* que a su vez puede estar *emergida* en ríos, lagos, glaciares o *subterránea* en acuíferos, ríos subterráneos, napas. Las *aguas marinas* son los océanos Pacífico, Atlántica, Indico, los mares Mediterráneo, Negro, Báltico, Norte y Caribe.

Las cuencas marinas son salinas, con un promedio de 35 gramos de sal por cada litro de agua, influye en el nivel de salinidad la afluencia de aporte de agua dulce mediante la desembocadura de ríos, la temperatura que favorece la evaporación que elimina el agua dejando sales en solución, la densidad, ya que a mayor densidad mayor salinidad. Existen también gases como el nitrógeno, el oxígeno, y el dióxido de carbono disueltos en el agua marina.

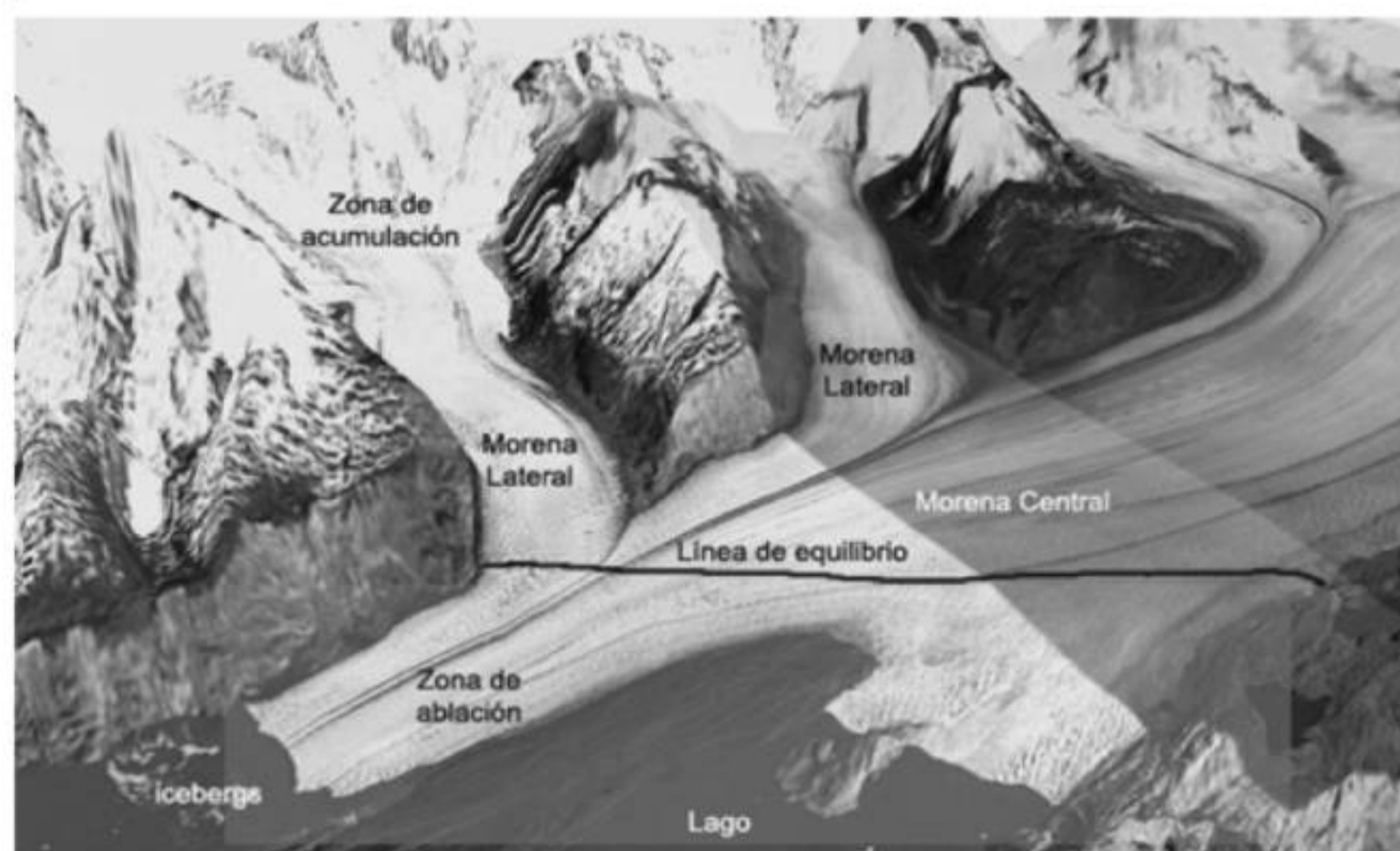
En las cuencas continentales veremos en forma más detalladas cada una de sus formaciones: Los *glaciares* provienen de la compresión de la nieve por efecto de su propio peso. Para que un glaciar se genere, hace falta que la cantidad de nieve caída a lo largo del año en una determinada zona, sea mayor que la que se pierde. En efecto, para que se forme un glaciar no es solo necesario que las nevadas sean intensas sino que la temperatura media anual permita conservar la nieve caída y acumularla. Por ello, las grandes extensiones de hielo actuales solo pueden encontrarse en la Antártida o en Groenlandia. Actualmente en general, en las altas cordilleras de latitudes intermedias las nevadas pueden ser abundantes en temporada invernal pero al fenómeno le sucede la fusión estival. Únicamente en las latitudes extremas, la escasa radiación solar impide que la nieve desaparezca.

Cuando las precipitaciones níveas comienzan a comprimirse apenas tocan el suelo sus pequeños cristales comienzan a perder sus extremidades y en contacto, unos con otros se funden liberando el aire y adquiriendo una forma granulada. A medida que se acumulan capas y capas de nieve, el peso continúa eliminando las burbujas de aire entre los cristales generando una masa compacta a partir del cual se forma el hielo del glaciar.

El tiempo que requiere la nieve para transformarse en hielo no es exacto, éste varía de un glaciar a otro. El fenómeno depende de la niviosidad y de la temperatura. Para los glaciares templados, como es el caso de los glaciares patagónicos, esto puede demorar una decena de años. En efecto, y contra el "sentido común", cuanto más templado es un glaciar más rápido es el proceso de formación del hielo, esto se debe a la fusión de los cristales: con temperaturas superiores a 0°C, la fusión se transforma en agua, la cual se infiltra hacia el fondo y se hiela nuevamente liberando pequeñas cantidades de calor. Este calor, debilita la dureza de los cristales inferiores y facilita a su vez la fusión y compactación entre ellos, lo que tiene como consecuencia una mayor rapidez en la formación del hielo.

**Un glaciar es una masa de hielo en movimiento.** Como todo cuerpo en movimiento a lo largo de una pendiente, el hielo es atraído por la fuerza de gravedad. De esta forma, cuanto más pronunciada sea la pendiente más veloz será este movimiento.

Partes del glaciar



Los *ríos y arroyos* se diferencian en su carácter permanente del caudal de agua, el nacimiento es un manantial donde el agua subterránea surge a la superficie, el camino por el que circula es lecho o cauce, el final puede ser otro río, un lago o el mar. En algunos grandes ríos en su desembocadura se forman deltas, que son pequeñas islas producto de la acumulación de material que trae el mismo río por efecto de la vegetación se fijan al lecho y anidan animales en él.

El caudal o cantidad de agua que transporta, depende de las precipitaciones, la temperatura, el deshielo de las altas cumbres.

Los *lagos* cubren un 2% de las aguas continentales, es una acumulación natural o artificial, recibe agua por aporte de aguas subterráneas o por precipitaciones, por filtración de aguas marinas, a su vez pierde agua, por evaporación, por un curso de agua saliente, o por infiltraciones en la superficie del terreno.

El lago evoluciona hasta llegar a ser un estanque de aguas inmóviles y poco profundas, luego se transforma en una zona pantanosa con charcos y especies vegetales abundantes, culminando en una llanura enormemente fértil, debido a la riqueza orgánica de los aportes sedimentarios.

## **Fuentes de obtención de agua potable**

Nos parece sencillo abrir la canilla, o destapar una botella de agua... sin imaginar el proceso que lleva obtener esa agua para beber; ya que no es una sustancia pura sino una solución diluida de gases y sales en agua pura.

Deben reunir las siguientes condiciones para ser agua potable:

- 1) Se incolora, inodora y de sabor suave y agradable;
- 2) Disolver el jabón sin formar grumos;
- 3) Cocer bien las legumbres;
- 4) Contener aire en solución
- 5) Contener sales disueltas (no más de 1,5 gramos por litro)
- 6) No contener gérmenes patógenos;
- 7) No contener nitritos, nitratos ni amoníaco, indicadores de contaminación con sustancias orgánicas.

Existen varias formas de obtenerla:

\* **Agua corriente:** se denomina así al agua que circula por cañerías y es provista por una empresa de servicios de agua potable, en el caso de la Ciudad Autónoma de Buenos Aires se obtiene del Río de la Plata, también se puede obtener de lagos, ríos, embalses, etc.

El proceso comienza con la extracción desde torres de toma, atravesando cañerías muy grandes que permiten mucho caudal, pero con una malla o red de hierro para filtrar objetos de gran tamaño que flotan en el río.

Esta agua es llevada hasta enormes piletones donde se la deja en reposo para que usando el método de sedimentación se depositen en el fondo la suciedad que pudo ser arrastrada mezclada con el agua.

Cuando ha transcurrido el tiempo necesario, se le agrega sulfato de aluminio para que arrastre las partículas pequeñas que no se han sedimentado, esta etapa recibe el nombre de coagulación.



Se agrega también hidróxido de calcio que neutraliza el ácido sulfúrico producto del agregado del sulfato de aluminio, esta es la etapa de la alcalinización.

Aquí se procede a la precloración, que consiste en agregar pocas cantidades de cloro gaseoso que al tener un efecto bactericida elimina muchísimos microorganismos.

Como paso siguiente se saca el agua de las piletas y pasa por filtros de grava y arena, que clarifica el agua hasta hacerla incolora, es la filtración.

Por último se agrega cloro nuevamente, en este caso se denomina cloración a esta etapa, logrando agua bacteriológicamente pura.

Una vez obtenida el agua lista para ser usada, se la lleva mediante bombas a diferentes depósitos de agua en la ciudad desde donde se distribuye por cañerías a los diferentes lugares que la necesitan, hogares, fabricas, escuelas, hospitales, y todos los lugares que la requieran, este servicio debe ser abonado de acuerdo a la cantidad consumida, por lo que se instalan medidores de agua y se establece el valor del litro de agua para ser facturada.



\* **Agua por bombeo**: cuando no se dispone de agua corriente, se extrae el agua subterránea mediante bombas manuales, compresores, o bombeadores



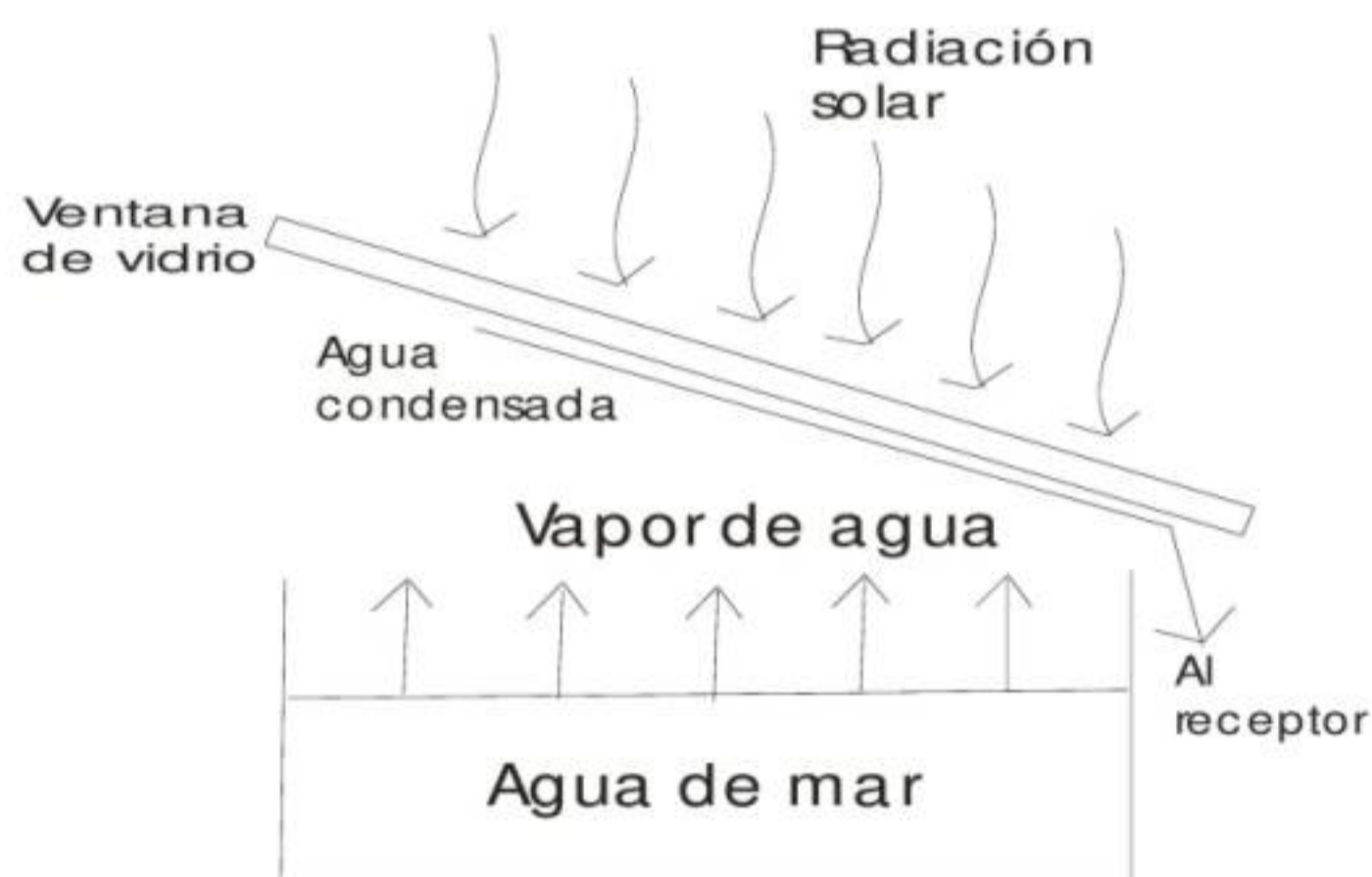
como lo muestra la figura, es imprescindible vivir en un lugar donde existan depósitos de agua subterránea, llamados acuíferos, que es el agua se encuentra encerrada entre dos capas impermeables y esta sometida a una presión distinta a la atmosférica. Puede recibir el agua de lluvia por una zona en la que existen materiales permeables, o puede ser directa o indirecta dependiendo de si es agua de lluvia que entra en contacto directo con un afloramiento del agua subterránea, o las precipitaciones deben atravesar las diferentes capas de suelo antes de ser integrada al subsuelo.

Se excava o perfora la tierra para conectar con un acuífero, a través de pozos como lo muestra la figura a continuación;

Para ello se utilizan cañerías y taladros neumáticos que perforan el terreno hasta la zona de saturación, las diferentes capas de tierra que es como se obtiene un pozo ordinario. El agua del suelo se renueva en general por procesos activos de recarga desde la superficie. La renovación se produce lentamente cuando la comparamos con la de los depósitos superficiales, como los lagos, y los cursos de agua.

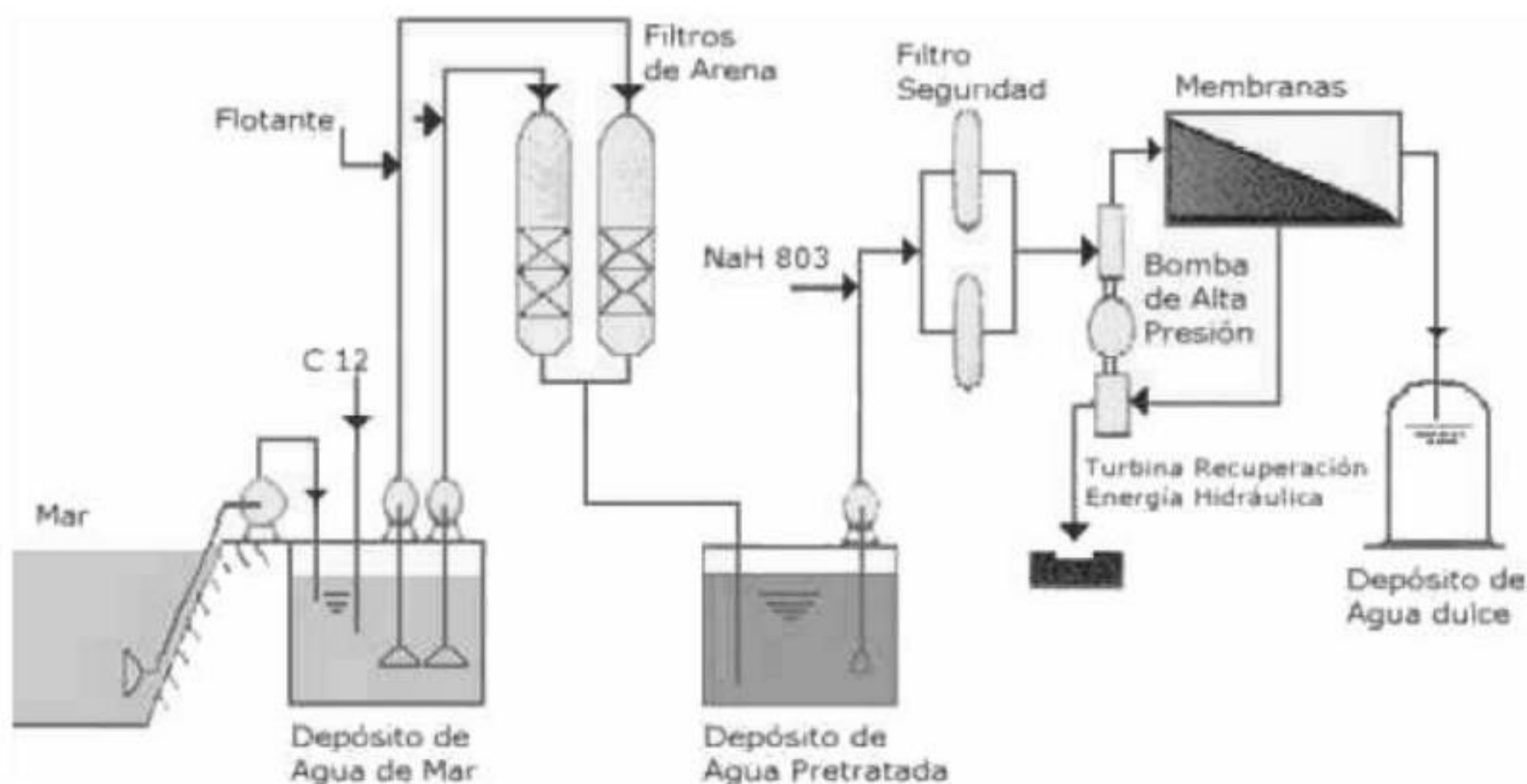
\* **Desalinización del agua:** La tecnología contemporánea emplea distintos métodos para la eliminación de las sales del agua de mar, para hacerla "dulce" o potable, apta para el consumo humano; estos son:

- **Destilación:** se produce la evaporación del agua de mar y la condensación de vapor de agua pura. Se necesita energía calorífica para realizar este proceso lo que encarece mucho la obtención de agua pura así, por este motivo solo aquellos países que disponen de energía nuclear lo realizan.



- **Congelación:** al congelarse el agua de mar, el sólido que se separa de la disolución es agua casi pura. Los cristales de hielo formados desde el agua de mar congelada pueden decantarse y derretirse, se realiza este proceso con bajo consumo de energía a diferencia de la destilación. Aun no es comercialmente rentable ya que el crecimiento de los cristales de hielo es muy lento y el lugar donde eliminar la sal obtenida, aun no ha podido ser solucionado.

- **Ósmosis inversa:** se utiliza alta presión para hacer pasar el agua salada a través de una membrana semipermeable que deja pasar solo moléculas de agua pero no de sales. Es mucho más barato que la destilación y no tiene las dificultades de la congelación, el principal problema es el desarrollo de una membrana que no permita el paso no solo de las sales sino también de otras sustancias disueltas en el agua.



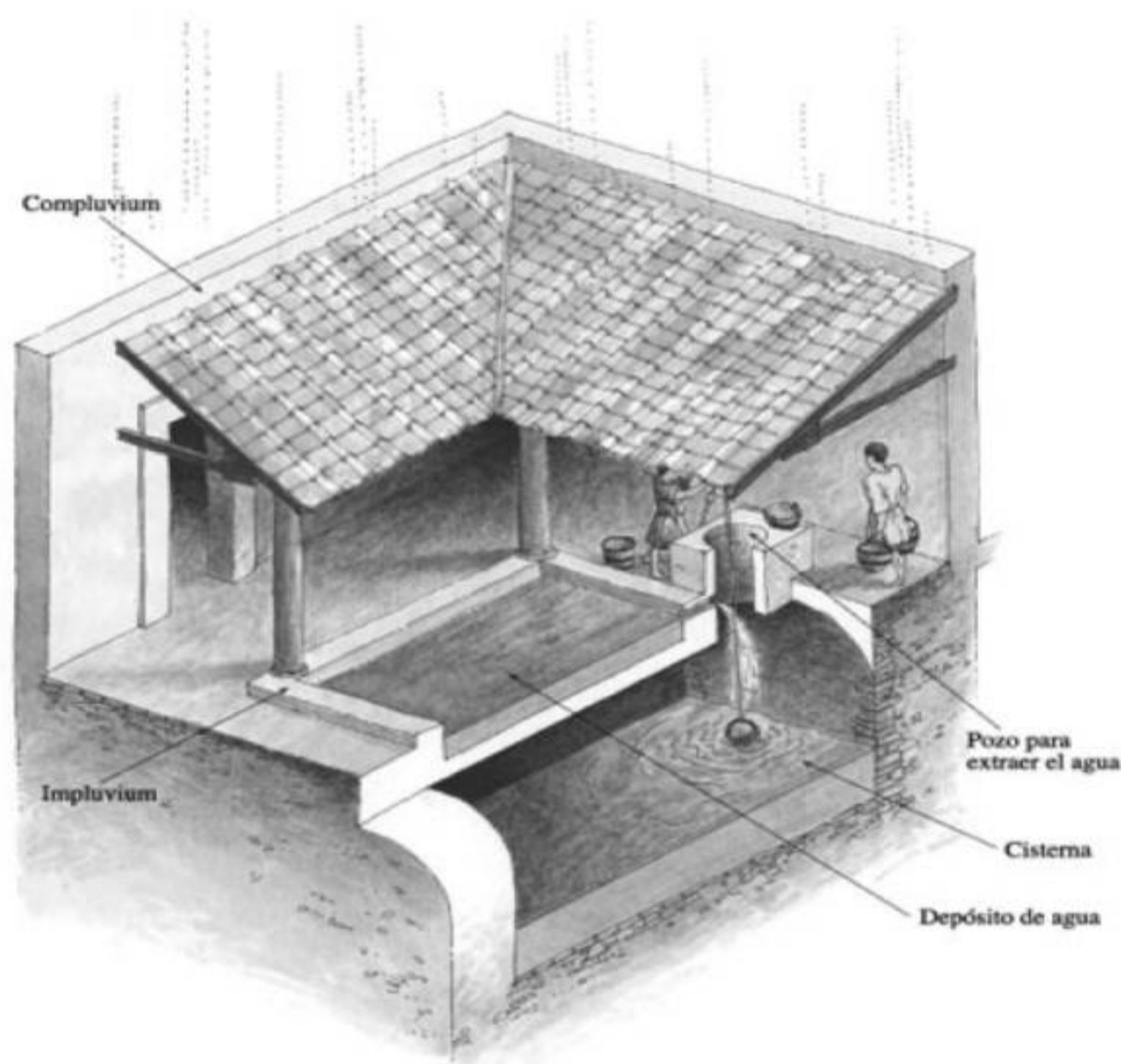
\* **Agua de manantiales:** El agua subterránea mana (brota) de forma natural con distintas clases de flujos de agua en las laderas (manantiales) y a veces en fondos del relieve, siempre allí donde el nivel freático intercepta la superficie. Acá se obtienen agua pura que puede envasarse o beberse directamente.

\* **Aljibes:** Eran de uso común en la época colonial, actualmente en algunos países europeos está volviendo a usarse como una forma ecológica de recolección de agua.

Es una construcción que sirve para guardar agua potable, procedente de la lluvia recogida de los tejados de las casas, que se conduce mediante canalizaciones a una cámara subterránea llamada cisterna, un brocal y a un pozo que los une. El agua se extrae con un balde que cuelga de una roldana y un travesaño de madera o hierro.

Esta construido de ladrillos unidos con argamasa. Las paredes internas están recubiertas de una mezcla de cal, arena, óxido de hierro, arcilla roja y resina de lentisco, para impedir filtraciones y la putrefacción del agua que contiene.

Durante mucho tiempo ha sido la única fuente de agua potable en muchas localidades, como Capri, donde posteriormente fue complementada con la importación de agua desde la península. También se convirtió en la única forma de abastecer barrios enteros, como sucedió en la época musulmana en el emblemático barrio del Albaicín de Granada; construcciones que aún siguen en uso.



\* **DESIONIZACIÓN:** El agua desionizada es aquella a la cual se le han quitado los cationes, como los de sodio, calcio, hierro, cobre y otros, y aniones como el carbonato, fluoruro, cloruro, etc. mediante un proceso de intercambio iónico. Esto significa que al agua se le han quitado todos los iones, pero puede contener pequeñas cantidades de impurezas no iónicas como compuestos orgánicos.

Es parecida al agua destilada en el sentido de su utilidad para experimentos científicos, por ejemplo en el área de la química analítica donde se necesitan aguas puras libres de iones interferentes.

## Usos del agua

**Agropecuario:** La agricultura es el sector que más agua despilfarra. Se calcula que más de la mitad del agua utilizada para fines agrícolas se desperdicia, lo cual representa un 30% del agua dulce disponible a escala mundial. Limitando ese derroche se puede ahorrar una cantidad de agua enorme. Los sistemas de regadío son muy ineficaces. Además, en la producción de alimentos se derrocha también mucha agua. En las faenas de recolección, almacenamiento y transporte se echan a perder más o menos la mitad de los productos cultivados. El agua es necesaria para la producción de todos los alimentos. Por lo tanto, todo desperdicio de éstos entraña una pérdida de agua.

También se puede ahorrar agua en los primeros eslabones de la cadena de producción agraria. En los países en desarrollo se suele recurrir al riego superficial, posibilitado por el almacenamiento del agua en embalses. Esta técnica, sencilla y barata a la vez, se utiliza en particular para el cultivo del arroz. Sin embargo tiene un inconveniente: el elevado porcentaje de agua, casi un 50% que se pierde a causa de la evaporación y las infiltraciones.



Riego tradicional



Riego actual

El continente asiático se halla en plena mutación. Se calcula que en el año 2050 el mundo estará poblado por 9.000 millones de seres humanos, de los cuales 5.000 vivirán en Asia. Además de su fuerte crecimiento demográfico, este continente se desarrolla cada vez más en el plano económico y su creciente prosperidad está cambiando radicalmente los hábitos de consumo de las poblaciones. A la producción de arroz, gran devoradora de agua, ha venido ahora a sumarse una demanda cada vez mayor de carne. China, que en 1960 producía 2,5 millones de toneladas de carne, rebasó en 2006 los 80 millones. Según el Instituto UNESCO-IHE para la Educación relativa al Agua, para obtener un kilo de arroz se necesitan 3.000 litros, mientras que para cultivar un kilo de trigo se requieren aproximadamente 1.500 litros, en cambio la producción de un kilo de carne de bovino consume unos 16.000 litros.

**Cotidianos:** Las piletas suelen ser un modo de derroche, no porque esté prohibido su uso, sino por la periodicidad con la que se realiza el recambio de agua, en esta época es muy común que las personas aprovechen de su pileta, en estos casos, no es necesario cambiar el agua de las mismas diariamente, se recomienda llenar las piletas de noche, de esa manera no afectará la presión cuando la ciudad está necesitando el agua para otros usos más indispensables.

Por otro lado, se aconseja algunas formas de cuidar el agua de las piletas: Se pueden mantener limpias agregando lavandina o cloro de acuerdo a la capacidad de la pileta, hasta 1.400 litros 6 tapitas, hasta 2.500 litros 10 tapitas, y hasta 3.500 litros 14 tapitas. Además, se puede conservar la limpieza del agua cubriendo la pileta con una lona. Asimismo, en el comercio local existen productos comerciales que permiten el mantenimiento del agua de las piletas tales como cloro en polvo, en pastillas, bactericidas, alguicidas y clarificadores o purificadores de agua.

Cuando se deba vaciar la pileta, en vez de tirar el agua a las cloacas, se la puede aprovechar para regar plantas, regar las calles si fuera necesario o baldear los pisos, ya que de esta manera se evita utilizar más agua para ese tipo de necesidades, permitiendo así un mejor abastecimiento en las zonas problemáticas.

Una forma de mejorar el uso racional del agua en una pileta de natación es empleando el nuevo método de **electrólisis salina**; una desinfección ecológica y segura. La electrólisis salina supone un nuevo concepto en el tratamiento de piscinas, mejorando la calidad del agua y simplificando en gran medida los trabajos de mantenimiento. Básicamente se trata de un sistema que genera cloro a partir de sal común. La sal debe añadirse directamente a la piscina en una concentración de 5-6 gramos litros, 6 veces inferior a la concentración en el agua del mar. La adición de sal solo se produce una única vez al llenar la piscina, no siendo necesaria ninguna adición de sal posterior durante la vida del agua, pasa a ser de nuevo sal en un nuevo ciclo cerrado. Este sistema elimina cualquier impureza insalubre microscópica, unido a un buen sistema de depuración, hace que el resultado sea óptimo. Hay que tener bien claro que en ningún caso el usuario de la piscina tendrá la sensación de nadar en un líquido similar al del mar, porque la concentración salina es muy inferior, pero de suficiente densidad como para permitir la realización de electrólisis.

También existen otros derroches, entre ellos están las canillas que tienen pérdidas, por lo que se aconseja, arreglar las que gotean o las pérdidas en los inodoros, oportunidad en la que se destaca que, el simple goteo de una canilla consume unos 50 litros diarios, que es la cantidad que usa para beber toda una familia en una semana, y por un flotante roto en un inodoro, se pueden desperdiciar hasta 4 mil litros por día.

Hay que recapacitar sobre los métodos para regar en las viviendas porque una manguera abierta desperdicia en 2 horas el agua que toda una familia necesita por día, por lo que se recomienda el uso del balde para limpiar veredas o regar las plantas y de esa manera consumir sólo el agua necesaria.



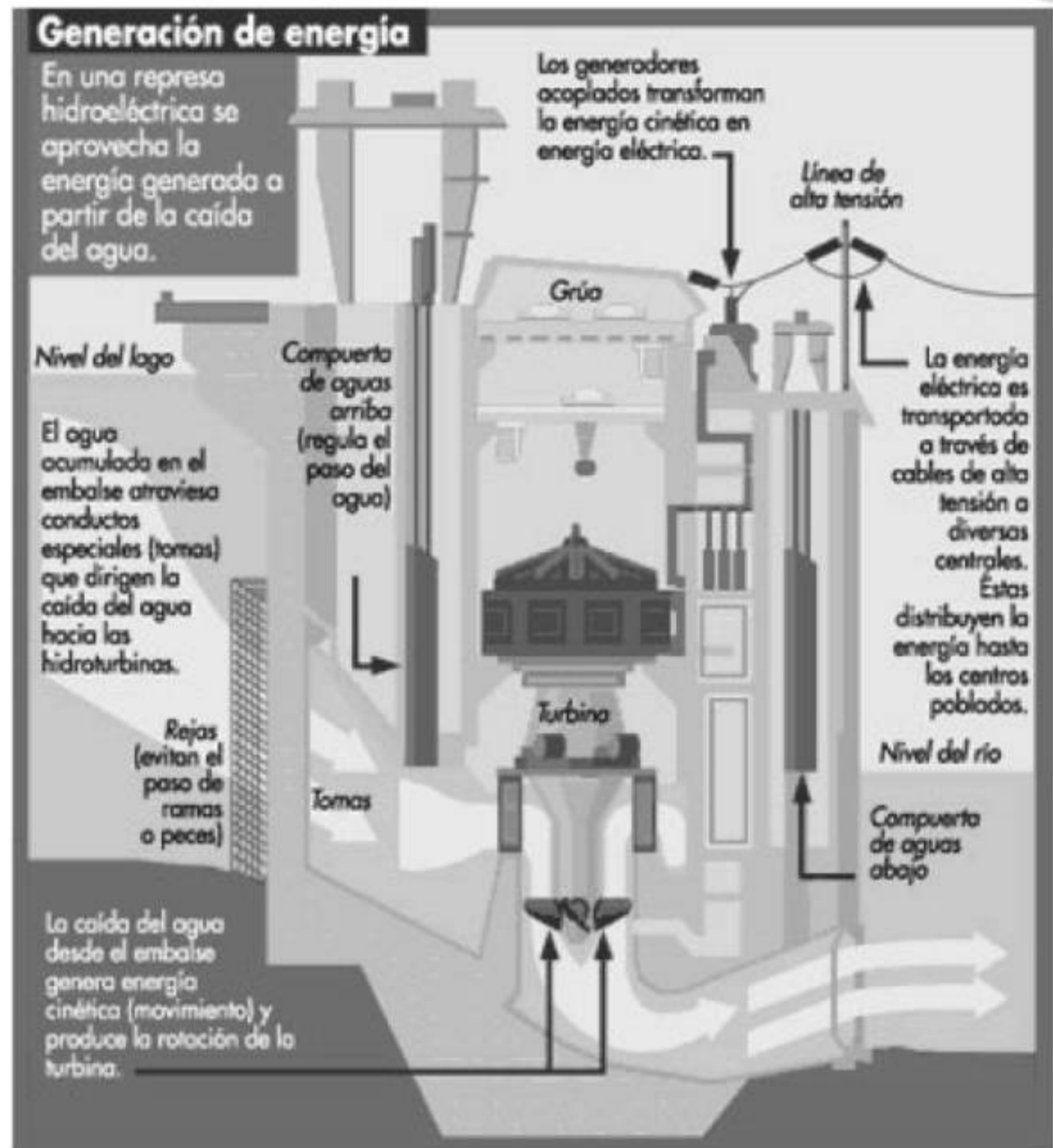
De igual manera, cuando se deja una canilla abierta, el agua que una persona necesita por día, se desperdicia en 30 minutos y cuando la canilla está cerrada pero gotea, o pierde una llave, se pueden desperdiciar hasta 4 litros por hora, de ahí la importancia de mantenerlas en condiciones.

Por otro lado, hay que tener en cuenta que un baño de cinco minutos requiere de 40 a 70 litros de agua, pero si se trata de un baño de inmersión se necesitan 150 litros. Así, cada ciclo del lavarropas consume de 100 a 200 litros de agua y para lavar el auto con manguera se utilizan cerca de 500 litros de agua, mientras que si el lavado del mismo se realiza con balde sólo se utilizan 50 litros.

**Industriales:** Las industrias consumen agua fundamentalmente para los siguientes fines:

- En la materia prima de un proceso de fabricación; el agua es una materia prima que se incorpora a numerosos productos industriales. La industria química la necesita para numerosos procesos, se utiliza agua para la obtención del producto final, tanto en su fase líquida como gaseosa. En la industria alimentaria, en la fabricación de bebidas, cárnica, pastas, enlatados, farináceos, lácteos, y otros similares, ya que el agua constituye la mayor proporción del producto terminado en algunos casos y en otros es necesaria agua potable para todos esos procesos industriales. En las industrias de las bebidas embotelladas, el agua de alta calidad es el principal componente del producto terminado. Cada refresco tiene sus propias normas de calidad, requiriendo desde agua muy clara para bebidas carbonatadas hasta agua totalmente desmineralizada para bebidas alcohólicas. También el azúcar refinado se lava mediante un proceso de extracción de agua durante el proceso de centrifugación. El agua de lavado elimina la capa de mieles de los cristales de azúcar, con el objeto de eliminar el color del producto final y lograr que fluya libremente.
- En el transporte hidráulico, se emplea en la minería, construcción de diques y presas en que los materiales arcillosos se conducen por suspensión hasta el emplazamiento donde se colocan por decantación.
- En la industria del papel se utiliza en la eliminación del residuo en los lavaderos de pulpa cruda, estas unidades son esencialmente filtros al vacío en los que un tambor de filtrado gira y está parcialmente sumergido en un tanque de pulpa, esta forma una cubierta sobre el tambor conforme el residuo fluye por la malla que lo cubre recibiendo en un tubo recolector interno. Al girar el tambor, parte de la capa de pulpa adherida queda expuesta y sobre ella actúan los chorros planos de agua que lavan la pulpa y separan lo restante que pasa por la malla del tambor, para ser recibida en el tubo interior para volverlo a utilizar. Por esto en la fabricación de un kilogramo de papel se usan cien litros de agua.
- En la industria textil el uso del agua es también importante habida cuenta que para la fabricación de los pantalones vaqueros es necesario invertir 10.850 litros en su confección
- En la industria automotriz la fabricación de un automóvil necesita entre 20.000 y 300.000 litros de agua. Resultado de sumar el agua utilizada en la producción de los distintos materiales del vehículo (acero, plásticos, vidrio.) junto a la del propio proceso de fabricación
- En la industria minera se han utilizado chorros de agua a presión para fragmentar filones o vetas de minerales y separar las partes útiles de la tierra circundante.
- La circulación de agua es un sistema común de enfriamiento de las diversas industrias, así como en la generación de vapor para diferentes procesos industriales que lo necesitan.
- Usos energéticos. Principalmente para la producción de energía eléctrica. Los saltos de agua son un sistema muy eficaz para producir energía eléctrica. La planta industrial generadora de vapor de agua puede utilizarlo para accionar la maquinaria que se utiliza para la producción de electricidad o electricidad y vapor de agua. La generación de energía mecánica a partir de agua que fluye por turbinas hidráulicas, se hace desde el inicio de la revolución industrial (utilizaban las ruedas hidráulicas para moler granos).





**Tecnológicos:** En los reactores nucleares, las barras de uranio usadas como combustible liberan neutrones que bombardean otras barras; a su vez éstas liberan sus propios neutrones; la reacción sucede en cadena. Los neutrones se mueven a velocidades excesivas y resultan así menos eficaces. Para frenar un poco esa velocidad se usa como moderador el agua *pesada*, que es la combinación de dos átomos de deuterio con oxígeno en lugar del hidrógeno, **D<sub>2</sub>O**.



El agua pesada en un reactor de uranio natural es considerada un bien de capital, ya que en ocasión de la puesta en marcha de la central nuclear se realiza la carga inicial y dura toda la vida operativa del reactor.

La necesidad anual de agua pesada en las centrales nucleares se estima en el orden del 1% del inventario inicial. Estas demandas obedecen a pequeñas reposiciones técnicas que se producen por las tareas de mantenimiento y operación normal

El agua se utiliza mucho como medio de protección para el personal que trabaja en la industria nuclear, por ser un moderador de neutrones y la radiación.

### Agua destilada

El agua destilada es aquella cuya composición se basa en la unidad de moléculas de **H<sub>2</sub>O**. Es aquella a la que se le han eliminado las impurezas e iones mediante destilación. La destilación es un método, que consiste en separar los componentes líquidos de una mezcla.

Debido a su relativamente elevada pureza, algunas propiedades físicas de este tipo de agua son significativamente diferentes a las del agua de consumo diario. Por ejemplo, la conductividad del agua destilada es casi nula (dependiendo del grado de destilación) pues, carece de muchos iones que producen la conductividad, habitualmente cloruros, calcio, magnesio y fluoruros.

El agua forma parte del cuerpo humano, y no existe ningún estudio científico de efectos fisiológicos adversos respecto al consumo de agua destilada. Históricamente, se ha señalado que el consumo de agua pura alarga la vida celular. Tiene además la ventaja de carecer del cloro y otros elementos nocivos presentes en el resto de aguas potables, corrientes y a veces embotelladas.

La potabilización del agua corriente así como el mercado del agua embotellada, hace que el uso de agua destilada como bebida no sea mas frecuente. No obstante, muchos fabricantes de bebidas la usan como base de sus productos para asegurarse su pureza y buen sabor.

También se puede encontrar embotellada en supermercados, lista para beber. El uso de técnicas de purificación de agua, como la destilación, es común en lugares donde no hay una fuente de agua potable asequible o el agua que se puede obtener no es apta para ser bebida.



Aqua Distillata en la Real Farmacia de Madrid

## **¿QUÉ CONTAMINA EL AGUA?**

- Agentes patógenos: Bacterias, virus, protozoarios, parásitos que entran al agua proveniente de desechos orgánicos.
- Desechos que requieren oxígeno: Los desechos orgánicos pueden ser descompuestos por bacterias que usan oxígeno para biodegradarlos. Si hay poblaciones grandes de estas bacterias, pueden agotar el oxígeno del agua, matando así las formas de vida acuáticas.
- Sustancias químicas inorgánicas: Ácidos, compuestos de metales tóxicos (mercurio, plomo), envenenan el agua.
- Los nutrientes vegetales pueden ocasionar el crecimiento excesivo de plantas acuáticas que después mueren y se descomponen, agotando el oxígeno del agua y de este modo causan la muerte de las especies marinas (zona muerta).
- Sustancias químicas orgánicas: Petróleo, plásticos, plaguicidas, pilas, detergentes no biodegradables.
- Sedimentos o materia suspendida: Partículas insolubles de suelo que enturbian el agua y que son la mayor fuente de contaminación.
- Sustancias radiactivas que pueden causar defectos congénitos y cáncer.
- Calor: Ingresos de agua caliente que disminuyen el contenido de oxígeno y hace a los organismos acuáticos muy vulnerables.



## Algunas fuentes de contaminación

Las fuentes puntuales descargan contaminantes en localizaciones específicas a través de tuberías y alcantarillas. Ej: Fábricas, plantas de tratamiento de aguas negras, minas, pozos petroleros, etc.



El océano es actualmente el "basurero del mundo", lo cual traerá efectos negativos en el futuro.

La mayoría de las áreas costeras del mundo están contaminadas debido sobretodo a las descargas de aguas negras, sustancias químicas, basura, desechos radiactivos, petróleo y sedimentos. Delfines, leones marinos y tortugas de mar, mueren cuando ingieren o se quedan atrapados por tazas, bolsas, sogas y otras formas de basura plástica arrojadas al mar.



Los accidentes de los buques-tanques que transportan petróleo, los escapes en el mar (petróleo que escapa desde un agujero perforado en el fondo marino), y petróleo de desecho arrojado en tierra firme que termina en corrientes fluviales que desembocan en el mar.

Los efectos de la contaminación con petróleo depende de varios factores; tipos de petróleo (crudo o refinado), cantidad liberada, distancia del sitio de liberación desde la playa, época del año, temperatura del agua, clima y corrientes oceánicas. El petróleo que llega al mar se evapora o es degradado lentamente por bacterias. Los hidrocarburos orgánicos volátiles del petróleo matan inmediatamente varios animales, especialmente en sus formas larvales.

Otras sustancias químicas permanecen en la superficie y forman burbujas flotantes que cubren las plumas de las aves que se zambullen, lo cual destruye el aislamiento térmico natural y hace que se hundan y mueran. Los componentes pesados del petróleo que se depositan al fondo del mar pueden matar a los animales que habitan en las profundidades como cangrejos, ostras, etc., o los hacen inadecuados para el consumo humano.



## Métodos de prevención y limpieza

- Usar un tratamiento avanzado de los desechos para remover los fosfatos provenientes de las plantas industriales y de tratamiento antes de que lleguen a un lago.
- Prohibir o establecer límites bajos de fosfatos para los detergentes.
- A los agricultores se les puede pedir que planten árboles entre sus campos y aguas superficiales.
- Dragar los sedimentos para remover el exceso de nutrientes.
- Retirar o eliminar el exceso de maleza.
- Bombear aire para oxigenar lagos y rebalses.
- La contrapartida de la contaminación térmica es el enriquecimiento térmico, es decir, el uso de agua caliente para producir estaciones más larga de pesca comercial, y reducción de las cubiertas de hielo en las áreas frías, calentar edificios, etc.
- Usar y desperdiciar menos electricidad.
- Limitar el número de plantas de energía que descarguen agua caliente en el mismo cuerpo de agua.
- Entregar el agua caliente en un punto lejano de la zona de playa ecológicamente vulnerable.
- Utilizar torres de enfriamiento para transferir el calor del agua a la atmósfera.
- Descargar el agua caliente en estanques, para que se enfríe y sea reutilizada.
- Usar y desperdiciar menos petróleo.
- Colectar aceites usados en automóviles y reprocesarlos para el reciclado.
- Prohibir la perforación y transporte de petróleo en áreas ecológicamente sensibles y cerca de ellas.
- Aumentar en alto grado la responsabilidad financiera de las compañías petroleras para limpiar los derrames de petróleo.
- Requerir que las compañías petroleras pongan a prueba rutinariamente a sus empleados.
- Reglamentar estrictamente los procedimientos de seguridad y operación de las refinerías y plantas.
- Tratar el petróleo derramado con sustancias químicas dispersantes rociadas desde aviones.
- Usar helicóptero con láser para quemar los componentes volátiles del petróleo.
- Usar barreras mecánicas para evitar que el petróleo llegue a la playa.
- Bombear la mezcla petróleo - agua a botes pequeños llamados "espumaderas", donde máquinas especiales separan el petróleo del agua y bombean el primero a tanques de almacenamiento.
- Aumentar la investigación del gobierno en las compañías petroleras sobre los métodos para contener y limpiar derrames de petróleo.
- Escapes o fugas de sustancias químicas desde tanques de almacenamiento subterráneo.
- Infiltración de sustancias químicas orgánicas y compuestos tóxicos desde rellenos sanitarios, tiraderos abandonados de desechos peligrosos y desde lagunas para almacenamiento de desechos industriales localizados por arriba o cerca de los acuíferos.
- Infiltración accidental en los acuíferos desde los pozos utilizados para inyección de gran parte de los desechos peligrosos profundamente bajo tierra.
- Prohibir la disposición de desechos peligrosos en rellenos sanitarios por inyección en pozos profundos.
- Monitorear los acuíferos.
- Disponer controles más estrictos sobre la aplicación de plaguicidas y fertilizantes.
- Requerir que las personas que usan pozos privados para obtener agua de beber hagan que se examine ese líquido una vez al año.

Las aguas negras y los desechos industriales no son tratados. En vez de eso, son descargados en la vía de agua más cercana o en lagunas de desechos donde el aire, luz solar y los microorganismos degradan los desechos. El agua permanece en una de esas lagunas durante 30 días. Luego, es tratada con cloro y bombeada para uso en una ciudad o en granjas. La mayor parte de los desechos se depuran en grados variables. En áreas rurales y suburbanas las aguas negras de cada casa generalmente son descargadas en una fosa séptica.

En las áreas urbanas, la mayoría de los desechos transportados por agua desde las casas, empresas, fábricas y el escurrimiento de las lluvias, fluyen a través de una red de conductos de alcantarillado, y van a plantas de tratamiento de aguas de desecho. Algunas ciudades tienen sistemas separados para el desagüe pluvial, pero en otros los conductos para estos dos sistemas están combinados, ya que esto resulta más barato. Cuando las intensas lluvias ocasionan que los sistemas de alcantarillado combinados se derramen, ello descarga aguas negras no tratadas directamente a las aguas superficiales.

Cuando las aguas negras llegan a una planta de tratamiento, pueden tener hasta tres niveles de purificación. El tratamiento primario de aguas negras es un proceso para separar desechos como palos, piedras y trapos.

El tratamiento secundario de aguas negras es un proceso biológico que utiliza bacterias aerobias.

El tratamiento avanzado de aguas negras es una serie de procesos químicos y físicos especializados, que disminuye la cantidad de contaminantes específicos que quedan todavía después del tratamiento primario y secundario.

Antes de que el agua sea descargada desde una planta de tratamiento de aguas negras se desinfecta. El método usual es la cloración. Otros desinfectantes son el ozono, peróxido de hidrógeno y luz ultravioleta. El tratamiento común de las aguas negras ha ayudado a reducir la contaminación del agua de la superficie, pero los ambientalistas señalan que es un método de salida limitado e imperfecto, que eventualmente es sobrepasado por más personas que producen más desechos.

El tratamiento de aguas negras produce un lodo viscoso tóxico, que se debe disponer o reciclar como fertilizante para el terreno. Antes de su aplicación el lodo debe ser calentado para matar las bacterias nocivas.

### **Preocupa la firme crecida del Paraná** (Noticia Martes 9 de febrero de 2010)

Ya suman 1500 los evacuados; la mayoría son de Santa Fe y el resto, de Corrientes y Entre Ríos; también aumenta el caudal del Uruguay

La crecida del río Gualaguaychú tiene en alerta a los prestadores turísticos y autoridades, que temen que aumente el número de evacuados

Ya hay unos 1500 evacuados en el Litoral como consecuencia de la persistente crecida del río Paraná, que ya rebasó los niveles de alerta establecidos en los puertos de las provincias de Corrientes, Santa Fe y Entre Ríos.



## **EJERCITACIÓN**

- 1) Completa la frase de acuerdo tus conocimientos adquiridos sobre el agua.
  - a) Las grandes masas de agua como los .....y ..... suavizan el clima.
  - b) En verano el agua se ..... más despacio que la tierra lo que hace que la temperatura descienda en las zonas costeras.
  - c) El agua se ..... al pasar al estado sólido.
  - d) El agua sólida tiene.....densidad que el agua líquida.
  - e) El hielo al flotar sobre el agua permite la ..... de la flora y fauna marina.
  - f) El agua acumula mucho calor sin que su ..... ascienda demasiado.
  - g) En la naturaleza el agua se encuentra en estado .....
  - h) El agua pesada contiene dos átomos de ..... en lugar de hidrógeno.
  - i) Al agua lo forman los elementos oxígeno e .....
  - j) El agua se solidifica a los .....°C e hierve a los .....°C
- 2) ¿Qué condiciones debe reunir el agua potable? Explícalas.
- 3) En la zona donde vives averigua como llega el agua potable a tu casa. Si coincide con algunas de las formas descriptas, explica como se realiza.
- 4) Explica el motivo por el cual después de un tiempo de uso se forma un sarro en los lugares que circula el agua.
- 5) Indicar y desarrollar las diferentes etapas de potabilización del agua corriente
- 6) Con qué finalidad se utiliza agua pesada en los reactores nucleares.
- 7) Podemos afirmar que sin el ciclo del agua no existiría vida en la tierra y porque.
- 8) ¿Qué factor fundamental nos permite utilizar el aljibe para consumir agua potable?
- 9) Para desalinizar el agua, de los tres métodos empleados para ello, ¿Cuál te parece que puede ser aplicado más fácilmente? ¿Por qué?
- 10) Debido al efecto invernadero, que produce un calentamiento global de la temperatura, los glaciares se derriten más rápido que el mecanismo que los crea.
- 11) ¿Porque te parece que consume mucho menos agua la agricultura que la ganadería?
- 12) Supongamos que en tu casa dos canillas gotean, y el depósito de agua del inodoro pierde agua. ¿Cuántos litros de agua por día se desperdician?
- 13) ¿Cómo se llama la planta de energía que utiliza la caída de agua para generar electricidad?
- 14) ¿Podemos encontrar sales o cloro disuelto en el agua destilada?
- 15) Nombra algunas de las causas de la contaminación del agua.
- 16) ¿Es posible evitar la contaminación del agua?
- 17) ¿Cómo se puede contaminar las aguas subterráneas?
- 18) Consideras que para cuidar el agua conviene la agricultura o la ganadería. ¿Por qué?
- 19) ¿Cómo es el procedimiento para tratar las aguas negras?

- 20) Desarrolla algunos de los métodos de prevención y limpieza que conozcas.
- 21) ¿Por qué no podemos nadar en las aguas del Río de la Plata de la ciudad de Buenos Aires?
- 22) Explica el daño que produce el uso de petróleo al agua de nuestro planeta.
- 23) ¿Qué tipo de agua podemos usar para resaltar el sabor de las bebidas en forma industrial?
- 24) ¿Cómo podemos aprovechar el agua caliente que no se puede arrojar directamente a ríos y mares porque produce contaminación térmica?
- 25) Podemos decir que las centrales hidroeléctricas no contaminan el agua.
- 26) Indica formas de enfriar el agua para no producir la contaminación térmica.
- 27) ¿Cómo se debe legislar para evitar que los transportes marítimos contaminen?
- 28) Escribe algunas ideas que permitan aprovechar el agua de las piletas domiciliarias.
- 29) Define un glaciar e indica sus partes principales.
- 30) Explica las partes que constituyen los ríos.
- 31) Indica que puede aportar agua a un lago y que puede sacar agua del mismo.
- 32) ¿Qué sucede con los delfines, y otra fauna marina con los desechos en los mares?
- 33) Puedes indicar algunos usos energéticos del agua.
- 34) En la foto se arrojan aguas contaminadas por una cañería muy grande. Indica que sería lo que correctamente debería hacerse para evitar este tipo de contaminación.
- 35) ¿Cuál es el motivo por el que fueron evacuadas personas al subir el río Paraná?
- 36) ¿Qué genera las crecidas de los ríos?
- 37) ¿Qué es el agua de manantial?
- 38) ¿Cómo podríamos obtener agua potable en zonas de desiertos?
- 39) ¿Está bien que dejemos la canilla abierta mientras nos lavamos los dientes?
- 40) ¿Qué gases se encuentran presentes en el agua marina?
- 41) ¿Qué tipo de contaminación mata a animales que viven en las profundidades del mar como cangrejos y ostras?
- 42) ¿Qué elemento químico puede incorporarse al agua corriente para evitar caries dentales?
- 43) ¿Qué daño ocasionan en el mar los fertilizantes o nutrientes vegetales?
- 44) Indica algunas de las formas que el petróleo puede contaminar el mar.
- 45) ¿Aconsejarías regar con una manguera o con balde las plantas de un jardín?
- 46) ¿Por qué decimos que el agua es el disolvente universal?
- 47) ¿En qué estados encontramos al agua en la naturaleza a temperatura ambiente y donde?
- 48) ¿Cuál es el ciclo de vida de un lago?
- 49) ¿Qué se elimina al agua común para que se convierta en destilada?