

Universidad Nacional de San Juan  
Facultad de Filosofía Humanidades y Artes  
Departamento de Física y de Química

**Cursillo Ingreso 2017**

Carreras: “*Profesorado en Física*”

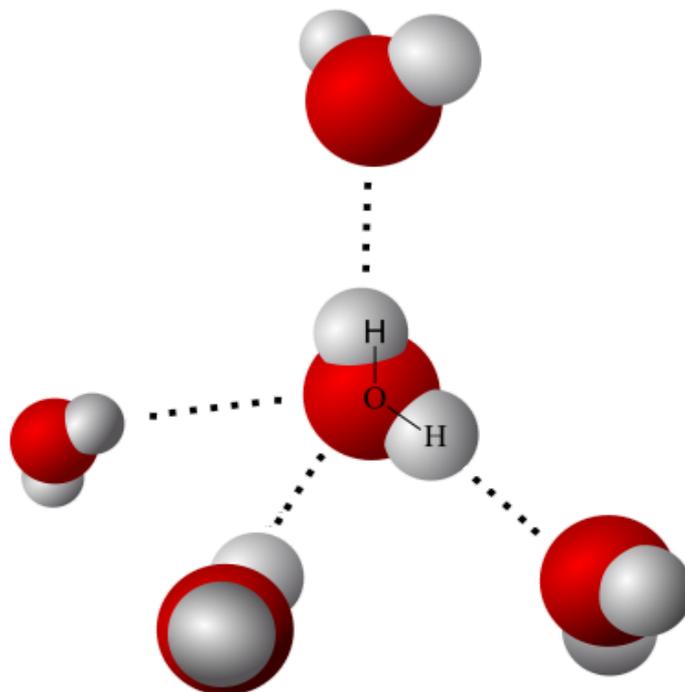
“*Profesorado en Química*”

“*Profesorado en Tecnología*”

Área: “**Química**”

Docente a cargo: **Prof. Erica A. Vidal**

Alumno avanzado ayudante: **Brian G. Carrizo**



## Unidad 1: “*Conceptos Generales*”

Se pretende que al terminar el estudio de esta unidad usted pueda:

- Identificar y diferenciar las distintas propiedades que puede presentar la materia.
- Reconocer y explicar la organización de la materia en cada estado de agregación y cambios de estado de agregación de la materia, a través del modelo de la teoría cinética de las partículas.
- Calcular la cantidad de calor implicado en los procesos progresivos y regresivos implicados en los cambios de estado de agregación de la materia.
- Identificar y diferenciar sistemas homogéneos, heterogéneos e inhomogéneos.
- Diferenciar las fases y los componentes de un sistema material.
- Diferenciar soluciones de sustancias puras.
- Identificar sustancias simples y compuestas.
- Determinar formas de separación de fases y fraccionamiento de sistemas materiales sencillos.

*La Química es la Ciencia que estudia y describe la materia, sus propiedades, los cambios químicos y físicos que sufre y las variaciones de energía que acompañan a estos procesos.*

Antes de comenzar a aventurarnos en conocer esta ciencia tan fascinante, es necesario que conozca y comprenda los siguientes conceptos:

<b>Término / Concepto</b>	<b>Definición</b>	<b>Ejemplos</b>
<b><i>Materia</i></b>	<i>Es todo lo que ocupa espacio y posee masa; es decir, es todo aquello que puede verse, tocarse y sentirse.</i>	<ul style="list-style-type: none"> <li>● El aire que se respira</li> <li>● La tierra</li> <li>● El agua que se bebe</li> <li>● Los árboles</li> </ul>
<b><i>Cuerpo</i></b>	<i>Es una porción limitada de materia. Todo cuerpo tiene límites reales y peso</i>	<ul style="list-style-type: none"> <li>● El pizarrón</li> <li>● Un trozo de tiza</li> <li>● Una silla</li> </ul>
<b><i>Sustancia</i></b>	<i>Es toda forma de la materia cuya composición es definida y constante, con propiedades intensivas características.</i>	<ul style="list-style-type: none"> <li>● Madera</li> <li>● Hierro</li> <li>● Vidrio.</li> </ul>
<b><i>Partícula</i></b>	<i>Para la química, una partícula es el fragmento más pequeño de materia que mantiene las propiedades químicas de un cuerpo. En este sentido, los <b>átomos</b>, las <b>moléculas</b> y los <b>iones</b> son partículas.</i>	<ul style="list-style-type: none"> <li>● H<sub>2</sub>O (agua)</li> <li>● Na (sodio)</li> <li>● (SO<sub>4</sub>)<sup>-2</sup> (ion sulfato)</li> </ul>

<b>Energía</b>	<i>Es la capacidad de un cuerpo de producir transformaciones en sí mismo o en otros cuerpos. La energía se presenta bajo numerosas formas como: energía cinética, energía potencial, energía calórica, etc.</i>	<ul style="list-style-type: none"><li>• Calor</li><li>• Luz</li><li>• Electricidad</li></ul>
----------------	---	--

## ★ LA MATERIA Y SUS PROPIEDADES

Las sustancias se identifican por sus propiedades y su composición. De esta manera, podemos clasificar las propiedades de la materia, en dos grandes grupos:

### **A. Aquellas en relación con la cantidad de materia**

#### 1) Propiedades extensivas o generales:

El valor medido de una **propiedad extensiva** depende de la cantidad de materia que se considere. La **masa**, que es la cantidad de materia en una muestra dada de una sustancia, es una propiedad extensiva. Más materia, significa más masa. El **volumen**, que se define como *la longitud elevada al cubo*, es otra propiedad extensiva. Los valores de una misma propiedad extensiva, pueden sumarse. Son otros ejemplos de propiedades extensivas la **longitud** y el **peso**.

#### 2) Propiedades intensivas o específicas:

El valor medido de una **propiedad intensiva** no depende de cuánta materia se considere. La **densidad ( $\delta$ )**, que se define como *la cantidad de masa de una sustancia o de una solución que está contenida en una unidad de volumen*, es una propiedad intensiva. También lo es la **temperatura**. El punto de fusión, punto de ebullición; calor específico; índice de refracción; color, olor, sabor; coeficiente de solubilidad entre otras, sus valores medidos no son aditivos; es decir, que no dependen de la cantidad de materia. Estas propiedades intensivas de la materia son expresables cuantitativamente y se miden con exactitud en el laboratorio; tienen valores definidos y constantes para cada sustancia. Estas propiedades se denominan **constantes físicas** y permiten diferenciar las distintas sustancias con mucha certeza.

### **B. Aquellas en relación con los cambios que experimenta la materia**

#### 1) Propiedades físicas:

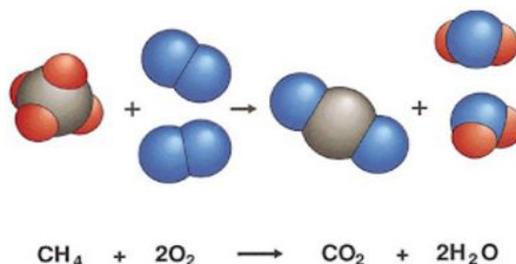
Son aquellas en las que se mantienen las propiedades intensivas de la sustancia, ya que su composición no se ve alterada; es decir, no se modifica. A estas propiedades también se las denomina **cambios físicos**. Por ejemplo, el agua líquida difiere del hielo y del vapor de agua sólo en su aspecto, no en su composición, de modo que se

trata de un cambio físico. Otros ejemplos de propiedades físicas son la dureza, la sublimación, la solubilidad, etc.

Cambio Físico	Ejemplo	Propiedad física
Cambio de forma	Estirar un trozo de cobre en un alambre delgado.	Ductilidad
Cambio de estado	Hielo deritiéndose	Fusión
Cambio de apariencia	Disolución de azúcar en agua	Solubilidad

2) Propiedades químicas:

Una **propiedad química** es aquella donde ocurre un cambio químico; es decir, hay una reorganización en la composición de una sustancia para formar otra/s sustancia/s de características diferentes. Las propiedades químicas se estudian observando el comportamiento de la sustancia cuando se la coloca en contacto con otras bajo diversas condiciones o por acción de energía externa o fuente de calor, como por ejemplo un mechero, luz, radiación. La propiedades químicas, se asocian a las reacciones químicas. Ejemplo:



Cambio Químico	Ejemplos	Propiedad química
Herrumbre	El hierro que es gris y brillante, se combina con el oxígeno para formar un óxido que es de color anaranjado-rojizo.	Oxidación
Quemar madera	Un trozo de pino se quema con una llama que produce calor, cenizas, dióxido de carbono y vapor de agua.	Combustión

EJERCITACIÓN:

- 1) Identifique en los siguientes cambios de la materia, si se estudia una propiedad física o química:
  - a) El hierro expuesto al aire tiende a oxidarse.
  - b) Disolución de sal en agua.
  - c) Los granos de café se muelen para obtener un polvo fino.

- d) Evaporación del agua.
  - e) El agua oxigenada, por descomposición, se transforma en agua líquida y oxígeno gaseoso.
- 2) El suero fisiológico es una disolución de NaCl en agua cuya densidad es 1,005g/mL. Si se tiene un sachet de 500 mL de suero fisiológico. A qué propiedad corresponde:
- a) "*una disolución de NaCl en agua*". Justifique.
  - b) "*densidad = 1,005 g/mL*". Justifique.
  - c) "*500 mL de suero fisiológico*". Justifique.
  - d) "*la masa del suero fisiológico*". Justifique.
  - e) Calcule cuál sería la masa, en gramos, del suero fisiológico.
- 3) Una muestra de 44,65 g de cobre ocupa un volumen de 5 cm<sup>3</sup>. ¿Cuál es la densidad del cobre?
- 4) Identifique si las siguientes propiedades son extensivas o intensivas:
- a) La temperatura a la cual se derrite el hielo.
  - b) El color del cloruro de níquel.
  - c) La dureza del hormigón.
  - d) Peso de una roca.
- 5) El litio es el metal menos denso que se conoce ( $\delta = 0,53 \text{ g/mL}$ ). Calcule el volumen que ocupan  $1,20 \times 10^3 \text{ g}$  de litio.

## ★ ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA Y EL MODELO CINÉTICO DE PARTÍCULAS

Ante la pregunta ¿cuáles son los estados de la materia?, la respuesta habitual es: **sólido**, **líquido** y **gaseoso**. Sin embargo, existe un cuarto estado denominado **plasma** que, posiblemente, constituya hasta un 99% del total de la materia que existe en el Universo. Esto se debe a que las estrellas están compuestas, principalmente, por materiales en estado de plasma.

Para explicar las características de los estados y los cambios de un estado a otro, los científicos han elaborado un modelo: el **modelo de la teoría cinética de partículas**. De acuerdo a este modelo, se establecen las siguientes hipótesis:

- La materia, sea cual sea su estado de agregación, está formada por partículas diminutas; tanto, que su tamaño es muy pequeño comparado con la distancia que existe entre ellas.
- Entre las partículas no hay nada, sólo grandes espacios vacíos; debido a esto, la materia es discontinua.

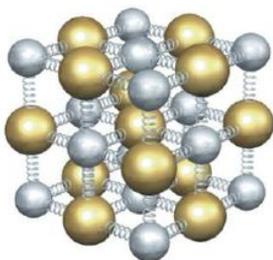
- Estas partículas están en continuo movimiento. La velocidad de movimiento de estas partículas (su energía cinética) depende de la temperatura: un incremento en la temperatura origina un aumento en la velocidad de movimiento de las partículas (es decir, un aumento de la energía cinética de las partículas).
- Entre las partículas hay fuerzas de atracción o de cohesión cuya intensidad disminuye al aumentar la distancia entre ellas.
- Las partículas se mueven aleatoriamente en todas direcciones, tanto más deprisa cuanto mayor es la temperatura.
- En el caso de un gas chocan continuamente entre sí y contra las paredes del recipiente que las contiene; el resultado de estos choques es la presión gaseosa.
- La temperatura a la cual todas las partículas están quietas se conoce como "cero absoluto" y es de  $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$  ( $0\text{ }^{\circ}\text{K}$ ).

El modelo no describe cómo son realmente las partículas, sólo representa la manera en que los científicos creen que se distribuyen dentro del espacio que ocupa un determinado material.



Es importante aclarar que un **modelo** es una representación material o mental de un fenómeno, un proceso o un objeto. Los modelos se utilizan para explicar una realidad que no se puede observar en forma directa, y son muy útiles para representar cosas muy pequeñas o extremadamente grandes, que se encuentran fuera del rango de nuestra visión.

### ❖ Estado Sólido



Los sólidos se caracterizan por tener forma y volumen propios. A nivel microscópico, los sólidos poseen un estricto orden de las partículas en el espacio y la ausencia casi total de movimiento: las partículas solamente vibran en sus lugares. Este orden rígido se debe a que, entre las partículas que componen a los sólidos, la fuerza de atracción es muy grande y la de repulsión es muy pequeña. Las características observables que definen a los sólidos (volumen y formas propios) dependen de la característica microscópica: la forma del sólido es una consecuencia del ordenamiento rígido de las partículas y su volumen es el espacio que ocupan las partículas así ordenadas. Debido al ordenamiento rígido de las partículas en el cristal sólido y a la magnitud de las fuerzas de atracción que hay entre ellas, es que los sólidos no son compresibles.

Las clases de partículas que componen un sólido y la manera en que esas partículas se disponen en el espacio determinan la intensidad de las fuerzas de atracción entre ellas y la dureza de la sustancia. Así, hay sólidos que pueden rayarse con una uña, como la tiza; y otros que poseen una dureza mucho mayor, como el hierro.

### ❖ Estado Líquido



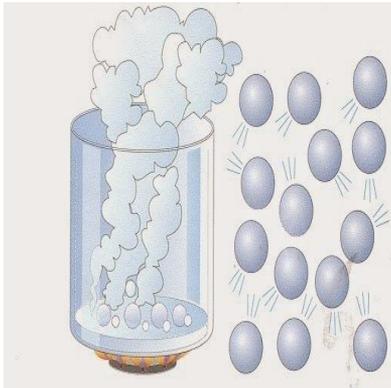
Los líquidos, a diferencia de los sólidos, no poseen forma propia, pero sí conservan su volumen. Esto significa que, si se colocan en un vaso por ejemplo 100 mL de un líquido, al trasvasar a un jarro de 1L de capacidad, el líquido ocupará igualmente 100 mL.

De acuerdo con el modelo de partículas, las fuerzas de atracción y de repulsión en los líquidos están igualadas. Si bien las partículas pueden moverse unas con respecto a las otras, no lo hacen de forma totalmente independiente: por un lado, una partícula puede cambiar de posición respecto de las demás y así los líquidos se acomodan a la forma del recipiente que los contiene; pero, por el otro, no puede alejarse de ellas, por lo que los líquidos conservan su volumen. Esto implica decir que el valor de energía cinética es tal que no permite que las partículas abandonen el campo de atracción de las restantes, pero es lo suficientemente elevada como para que las mismas puedan desplazarse, cambiando constantemente de vecinas. Esto se traduce en que, el volumen de un líquido no cambia pero sí lo hace la forma (dada

por el recipiente que contiene el líquido) y, por consiguiente, los líquidos pueden fluir. Los líquidos son poco compresibles.

Cuando los líquidos se hallan en reposo presentan una superficie plana horizontal, límite bien definido pero sin rigidez. Las partículas de un líquido poseen los tres grados de libertad: vibración, traslación y rotación, pero atenuados.

### ❖ Estado Gaseoso

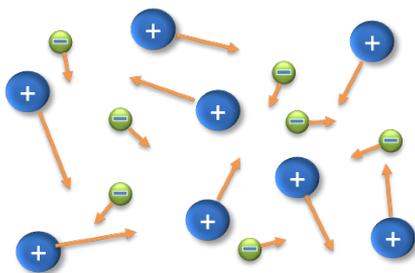


Los gases no poseen forma ni volumen propios: su forma se adapta a la del recipiente que los contiene y ocupan todo el espacio disponible en él.

De acuerdo con el modelo de partículas, en el estado gaseoso existe el máximo desorden. Puesto que en los gases las partículas no se atraen ni se repelen entre sí, están en constante movimiento, totalmente independientes unas de las otras. Esto implica que hay enormes espacios vacíos entre ellas.

Debido a su gran energía cinética, las partículas se encuentran en continuo movimiento. Poseen los tres grados de libertad: vibración, traslación y rotación; y, como consecuencia, gran capacidad de fluir. Los gases pueden comprimirse con facilidad.

### ❖ Estado de Plasma



El estado de plasma se suele definir como materia gaseosa fuertemente ionizada; presenta igual cantidad de cargas libres positivas (protones) y negativas (electrones). En otras palabras, los electrones están separados de los iones positivos (generalmente formados por protones o núcleos atómicos).

El estado de la materia en el que se encuentran las estrellas, es el plasma. El Sol, es un plasma gigantesco compuesto principalmente por átomos de helio e hidrógeno que han perdido, en forma parcial o total, sus electrones a partir de las elevadísimas temperaturas que se generan. Además, posee también cantidades mucho menores de elementos más pesados que el hidrógeno y el helio, como el carbono y el oxígeno, que también se encuentran en este estado.

La obtención del plasma, sin embargo, no requiere en todos los casos elevadísimas temperaturas. Si se prende un fósforo o una vela y se observa con detenimiento la llama, se ve una parte anaranjada que surge como producto de la disociación e ionización de las

moléculas en estado gaseoso que hay en el aire. La materia de esta zona anaranjada constituye un plasma de baja densidad y temperatura.

## ★ CAMBIOS DE ESTADOS DE LA MATERIA

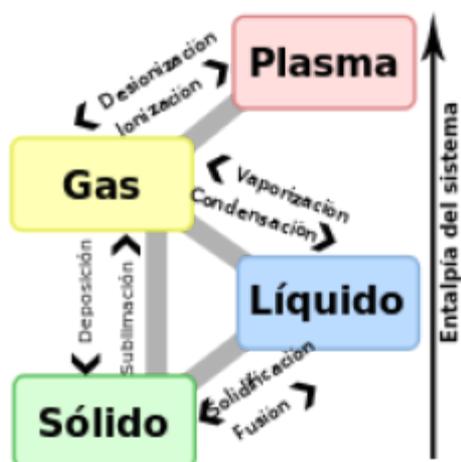
Cambio de estado es el proceso mediante el cual las sustancias pasan de un estado de agregación a otro. El estado de la materia depende de las fuerzas de cohesión que mantienen unidas a las partículas. Es posible pasar de un estado de agregación a otro variando la temperatura, la presión o ambas variables a la vez; esto modificará dichas fuerzas de cohesión pudiendo provocar un cambio de estado. Por ejemplo, en condiciones ambientales de presión y temperatura (1 atm y 25 °C), el agua es líquida, el oxígeno es gaseoso, y el hierro es sólido. Sin embargo, en otras condiciones, las sustancias pueden cambiar de estado: el agua puede ser sólida, el hierro fundirse, y el oxígeno líquido.

En un cambio de estado, las partículas serán siempre iguales desde el punto de vista de su constitución, sólo se diferencian en el valor de su energía cinética. De acuerdo al modelo de la teoría cinética, la energía cinética de las partículas depende de la temperatura del sistema (a presión constante); por lo tanto, aumentando o disminuyendo la temperatura, podrá lograrse cambios de estado de la materia.

Los mecanismos de transformación entre estados de agregación de la materia, se clasifican en dos grandes grupos:

1. **Procesos progresivos:** son aquellos cambios de estado que implican un incremento de la energía cinética de las partículas. Son cambios que requieren un aporte de energía externo al sistema, para que se produzcan cambios de estado en la materia.
2. **Procesos regresivos:** transformaciones en los estados de la materia que suponen un descenso de la energía cinética de las partículas. Son procesos donde se libera o desprende energía cuando se producen los cambios de estado de la materia.

A continuación se muestra un esquema donde se observan los procesos que llevan a cabo los cambios de estado de la materia:

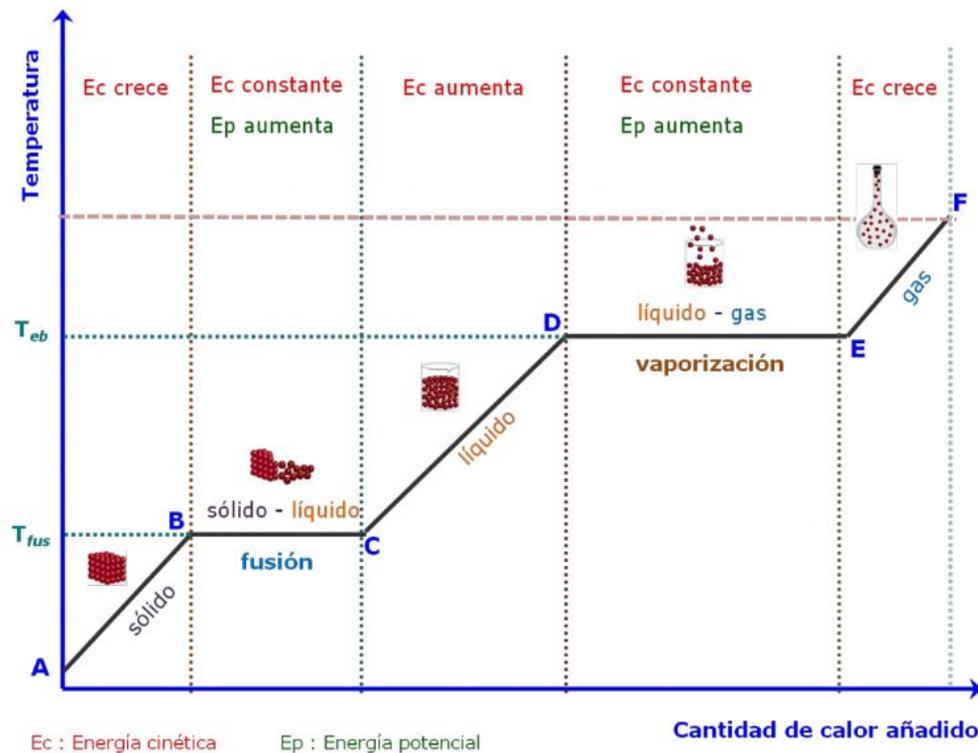


**Entalpía** (del griego, «agregar calor») es una magnitud termodinámica, simbolizada con la letra H mayúscula, cuya variación expresa una medida de la cantidad de energía absorbida o cedida por un sistema termodinámico, es decir, la cantidad de energía que un sistema intercambia con su entorno.

Si a una sustancia en estado sólido se le suministra calor a ritmo uniforme durante cierto tiempo se observarán los siguientes cambios:

En el instante inicial, la sustancia se encuentra al estado sólido. Al suministrarle calor progresivamente, sus partículas empiezan a oscilar a uno y otro lado de su posición en el retículo cristalino. A medida que se añade más calor, aumenta la amplitud de las vibraciones y el cristal se va desmoronando poco a poco de modo progresivo. El calor incrementa la energía cinética de las partículas y se mide a través de la temperatura, que aumenta hasta alcanzar el punto de fusión ( $P_f$ ) de la sustancia. En ese punto, las vibraciones son tan amplias que cualquier cantidad adicional de calor se gastará para romper las fuerzas de enlace entre las partículas próximas; en consecuencia, en ese tramo el suministro de calor no aumenta la energía cinética, sino que se almacena aumentando la energía potencial. Como la energía cinética no varía y es directamente proporcional a la temperatura, ésta permanece constante hasta que todo el sólido se transforma en líquido. Disminuye continuamente la cantidad de sólido y aumenta la de líquido; este pasaje del estado sólido al líquido a temperatura constante se denomina *Fusión*. *La temperatura a la cual coexisten ambas fases -sólida y líquida- se denomina punto de fusión ( $P_f$ ) de la sustancia*. Cuando todo el sólido se ha fundido y, al aumentar el calor, aumenta la energía cinética de las partículas del líquido, ahora con incremento de la temperatura, hasta alcanzar el punto de ebullición ( $P_e$ ). La temperatura de ebullición se mantiene constante hasta que todo el líquido se ha transformado en vapor, este *pasaje* del estado líquido al gaseoso a temperatura constante se denomina *Vaporización*.

### Curva de calentamiento de una sustancia a una determinada presión



#### Consideraciones importantes:

- Generalmente se utiliza el término **Licuefacción** para el cambio de estado que ocurre cuando una sustancia pasa del estado gaseoso al líquido, por *aumento de presión* y **Condensación** para el cambio de estado que ocurre cuando una sustancia pasa del estado de vapor al líquido, por *disminución de la temperatura*.
- La ebullición se diferencia de la evaporación porque:
  - La **Evaporación** es el paso de las partículas de la superficie de un líquido al estado de vapor, por la acción del calor. Este cambio ocurre a temperatura ambiente en algunas sustancias líquidas como agua, alcohol y otras.
  - La **Ebullición** es el paso de todas las partículas del líquido al estado de vapor por la acción del calor aplicado. La ebullición ocurre a una temperatura determinada para cada sustancia, esta temperatura se denomina *temperatura de ebullición* ( $T_e$ ). La temperatura de ebullición se alcanza cuando la presión de vapor del líquido iguala a la presión atmosférica. Por otro lado, el proceso en el cual coexisten los dos estados de agregación: líquido-gas a la temperatura de ebullición, se lo conoce como *punto de ebullición* ( $P_e$ ). Ejemplos: El agua tiene su punto de ebullición a los  $100^\circ \text{C}$ , alcohol a los  $78^\circ \text{C}$ . El término "hervir" es una forma común de referirse a la ebullición.

## ★ CALOR Y CAMBIO DE ESTADO

Para que ocurra la transformación de un estado de agregación de la materia a otro, se pone en juego cierta cantidad de energía que se absorbe o se cede en forma de calor.

La cantidad de **calor** (símbolo  $Q$ ), se define como *la energía cinética total de todas las partículas de una sustancia*. El concepto de calor, se usa para describir *la energía que se transfiere de un lugar a otro*; es decir, el flujo de calor es una transferencia de energía que se produce únicamente como consecuencia de las diferencias de temperatura. Por lo tanto, es posible calcular el calor absorbido o liberado durante un proceso de cambios de estado de la materia.

Cuando la ciencia termodinámica era bebé, digamos a principios del 1800, y no se comprendía bien el concepto de calor, los científicos definieron el calor en términos de los cambios en la temperatura que el calor produce en los cuerpos. Por lo que se definió una unidad de medida del calor, llamada **caloría** (símbolo *cal*) como **la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua en un grado Celsius**; es decir, desde 14,5° C a 15,5° C.

La constante de proporcionalidad, llamada **calor específico (c)**, es igual a 4.186 J/(g °C). Se ha demostrado que una caloría, que se conoce como el *equivalente mecánico del calor*, es exactamente igual a 4.186 J, sin importar quien produce el aumento de temperatura:

$$1 \text{ cal} = 4.186 \text{ J}$$

La cantidad de energía en forma de calor que se requiere para cambiar la temperatura de una masa dada de materia, no es la misma para todos los materiales. Por ejemplo, el calor necesario para elevar la temperatura en un grado Celsius de un kilogramo de agua es 4.186 J, pero el calor necesario para elevar la temperatura en 1° C de 1 kg de cobre es solo 387 J.

Por lo tanto, de la definición del calor específico se puede determinar la energía calórica  $Q$  transferida entre una sustancia de masa  $m$  y los alrededores para un cambio de temperatura, como:

$$Q = mc \Delta T$$

Observar que cuando se le agrega calor a una sustancia,  $Q$  y  $\Delta T$  son ambos positivos y la temperatura aumenta. Cuando se le quita calor a una sustancia,  $Q$  y  $\Delta T$  son ambos negativos y la temperatura disminuye.

La tabla 1.1 muestra el calor específico de varias sustancias medidas a presión atmosférica y a temperatura ambiente. Los calores específicos, en general, varían con la temperatura. Si la variación de temperatura no es muy grande, se puede despreciar esa variación de  $c$  y considerarla como una constante. También se puede definir el **calor específico molar** de una sustancia como la capacidad calórica por unidad de moles, entonces una sustancia que

contiene  $n$  moles, tiene un calor específico molar igual a  $c = C/n$ , que se mide en el SI en  $J/(\text{mol } ^\circ\text{K})$  o  $J/(\text{mol } ^\circ\text{C})$ . En la tabla 1.1 también se muestran valores de calores específico molares.

**Tabla 1.1** Calores específicos de algunos materiales medidos a 1 atm de presión.

Sustancia	$c$ (J/kg K)	PM (kg/mol)	$c$ molar (J/mol K)
Agua (15° C)	4186	0,0180	75,4
Alcohol	2400		
Hielo (-5° C)	2090	0,0180	36,5
Berilio	1830	0,00901	16,5
Madera (aprox)	1700		
Aluminio	900	0,0270	24,3
Mármol (CaCO <sub>3</sub> )	860		
Vidrio	837		
Hierro	448	0,0559	25,0
Cobre	387		24,5
Latón	380		
Plata	234	0,108	25,4
Cadmio	230		25,9
Mercurio	140	0,210	27,7
Oro	129		25,4
Plomo	128	0,207	26,4

De acuerdo a todo lo mencionado, podemos decir que en un material se produce un cambio de su temperatura cuando se transfiere calor entre el material y los alrededores. Pero, en ciertas condiciones, si se le agrega calor a una sustancia sin que cambie su temperatura (por ejemplo cuando se evapora el agua), en ese caso se produce un cambio en las características físicas y en la forma del material, llamado *cambio de estado o de fase* y al calor necesario para producir el cambio de fase se le llama **calor latente (L)**, porque este calor está presente y a punto para ser usado cuando termina el proceso de cambio de estado. Por ejemplo, si se hierve agua en un recipiente abierto a la presión atmosférica, la temperatura no aumenta por encima de los 100°C por mucho calor que se suministre. El calor que se absorbe sin cambiar la temperatura del agua es el calor latente; no se pierde, sino que se emplea en transformar el agua en vapor y se almacena como energía en el vapor. Del mismo modo, si se calienta una mezcla de hielo y agua, su temperatura no cambia hasta que se funde todo el hielo. El calor latente absorbido se emplea para vencer las fuerzas que mantienen unidas las partículas en el hielo, y se almacena como energía en el agua.

El calor necesario para que una sustancia de masa  $m$  cambie de estado de agregación, se puede calcular de la siguiente forma:

$$Q = mL$$

donde  $L$  es el calor latente del material, que depende de la forma del cambio de estado y de las propiedades del material. El **calor latente** es la *energía térmica necesaria para que un kilogramo de una sustancia cambie de un estado a otro*, en el SI se mide en J/kg, también

se usa la unidad cal/gr. Existen calores latentes de fusión ( $L_f$ ), de vaporización ( $L_v$ ), y de sublimación ( $L_s$ ), para los respectivos cambios de fase. Los calores latentes de diferentes sustancias varían significativamente, como se muestra en la tabla 1.2.

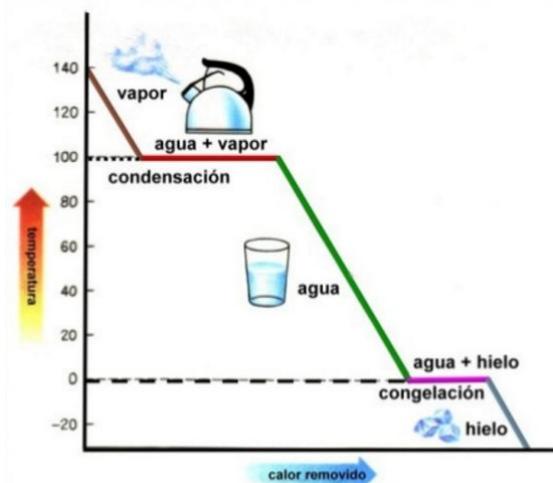
**Tabla 1.2** Constantes de cambios de fase medidos a 1 atm de presión y 25°C de temperatura.

Sustancia	Punto de fusión (y solidificación) (°C)	Calor latente de fusión (y solidificación) (J/kg)	Punto de ebullición (y condensación) (°C)	Calor latente de vaporización (y condensación) (J/kg)
Helio	*	*	-268,93	$2,09 \times 10^4$
Hidrógeno	-269.5	$5,86 \times 10^4$	-252,89	$45,2 \times 10^4$
Nitrógeno	-209.97	$2,55 \times 10^4$	-195,81	$20,1 \times 10^4$
Oxígeno	-218.79	$1,38 \times 10^4$	-182,97	$21,3 \times 10^4$
Alcohol etílico	-114.0	$10,4 \times 10^4$	78.0	$85,4 \times 10^4$
Mercurio	-38.8	$1,18 \times 10^4$	356,9	$27,2 \times 10^4$
Agua	0.0	$33,3 \times 10^4$	100,0	$225,6 \times 10^4$
Azufre	119.0	$3,81 \times 10^4$	444,69	$32,6 \times 10^4$
Plomo	327.3	$2,45 \times 10^4$	1750	$87,0 \times 10^4$
Aluminio	660.0	$9,00 \times 10^4$	2450	$11,4 \times 10^6$
Plata	960.8	$8,82 \times 10^4$	2193	$2,33 \times 10^6$
Oro	1063.0	$6,44 \times 10^4$	2660	$1,58 \times 10^6$
Cobre	1083.0	$13,4 \times 10^4$	1187	$5,06 \times 10^6$
Hierro	1808.0	$28,9 \times 10^4$	3023	$6,34 \times 10^6$

\*Para solidificar el Helio se requiere una presión mayor que 25 atm. A 1atm, sigue siendo líquido hasta cero absoluto.

**EJERCITACIÓN:**

- 6) Analice y explique, desde el modelo de la teoría cinética de las partículas, lo que sucede con el agua de acuerdo a esta gráfica de enfriamiento:



- 7) Calcule el calor liberado en todo el proceso, teniendo en cuenta los datos que proporciona la curva del punto anterior a partir de 25 g de agua.

- 8) Calcule la cantidad de calor necesario para transformar un gramo de alcohol etílico de  $-30^{\circ}\text{C}$  hasta  $120^{\circ}\text{C}$ . Realice la gráfica correspondiente y señale en él los cambios de estado que se producen.

## ★ SISTEMAS MATERIALES

Es evidente que es imposible estudiar en forma simultánea todo lo que nos rodea. Necesitamos aislar de modo real o imaginario un conjunto de objetos o una fracción para su estudio detenido y minucioso. Cada una de estas porciones del Universo presenta una organización más o menos compleja y constituye diferentes sistemas. Ya sea que se encuentren en estado sólido, líquido, gaseoso o plasma, dichas fracciones se caracterizan por ocupar un lugar en el espacio y por estar dotadas de masa. Esto determina que las porciones mencionadas, cuando son sometidas a un estudio experimental, reciben la denominación de **Sistemas Materiales**.

Los sistemas materiales se pueden clasificar según dos criterios:

1. Por su relación con el entorno o medio ambiente.
2. Por sus propiedades y constitución.

### ❖ Por su relación con el entorno o medio ambiente:

De acuerdo a esta clasificación, los sistemas materiales pueden ser:

entorno



- **Sistemas abiertos:**

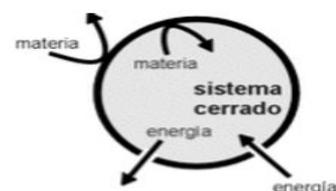
Son aquellos sistemas que intercambian materia y energía, generalmente en forma de calor, con el entorno que lo rodea.

Un organismo vivo es un sistema abierto que intercambia materia y energía con su entorno. Ejemplos de ellos son el cuerpo humano y las células. Estos obtienen energía porque captan combustibles del entorno (Glucosa), y extraen energía de su oxidación disipando la energía que no ocupan como calor.

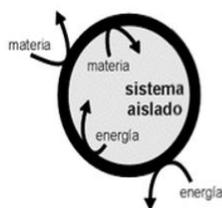
- **Sistemas cerrados:**

Son aquellos sistemas que sólo intercambian energía con el medio ambiente.

Ejemplo de sistema cerrado es una compresa de frío para tratar las lesiones de los atletas.



entorno



• ***Sistemas aislados:***  
**entorno** Son aquellos que no intercambian ni materia ni energía con el medio ambiente.

Una buena aproximación a un sistema aislado es el café caliente en el interior de un termo sellado herméticamente. No se escapa vapor de agua y, al menos durante un tiempo, no se transfiere calor a los alrededores.

❖ **Por sus propiedades y constitución:**

De acuerdo a esta clasificación, los sistemas materiales pueden ser:

• ***Sistemas Heterogéneos:***

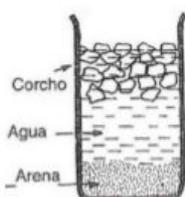
Son aquellos que poseen propiedades intensivas diferentes en dos o más puntos del sistema; presentando superficies de discontinuidad (interfases), es decir presenta dos o más fases que pueden ser evidentes a simple vista o bien con ayuda de un microscopio óptico. A los sistemas heterogéneos, se los denomina también **mezclas heterogéneas**. Son ejemplos de sistemas materiales heterogéneos una mezcla de azúcar y arena, una mezcla de perdigones y arroz, o una pieza de granito. Los sistemas materiales heterogéneos pueden ser:

✓ ***Dispersiones groseras:*** Son aquellos sistemas materiales en los cuales se puede distinguir, a simple vista o con ayuda de un microscopio común, las partículas dispersas. Las partículas que forman la fase dispersa tienen un tamaño superior a 1000 Å.

Ejemplos:

a) Un recipiente con agua, arena, y corchos.

b) Un recipiente cerrado con vapor de agua, agua, y sal



**Fases: 3**

Agua, arena y corchos

**Componentes: 3**

Agua, arena y corchos



**Fases: 3**

Vapor de Agua, solución salina y sal sólida

**Componentes: 2**

Agua y sal

✓ ***Dispersiones coloidales:*** Son aquellos sistemas materiales en los cuales no se puede distinguir los componentes a simple vista o con ayuda de un microscopio común. Las

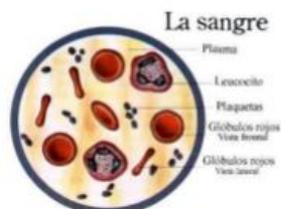
partículas que forman la fase dispersa poseen un diámetro entre 10 y 1000 Å. Estas partículas pueden ser detectadas mediante un ultramicroscopio.

Ejemplos:

a) La leche observada con un microscopio muestra heterogeneidad: suero y gotitas de grasa.



b) La sangre con un microscopio muestra heterogeneidad: suero, glóbulos rojos, plaquetas, etc.



• **Sistemas Homogéneos:**

Son aquellos sistemas que tienen las mismas propiedades intensivas en todos sus puntos. Además, a simple vista, pareciera que están constituidas por una sola sustancia; es decir, que presentan una sola fase, el tamaño de las partículas en este tipo de sistema no puede ser observado con el microscopio óptico. Los sistemas homogéneos también son conocidos como **soluciones o disoluciones**. Son ejemplos de sistemas materiales homogéneos el agua de mar, el vino, la sal común, el azúcar, un trozo de oro, una barra de hierro, un lingote de bronce o café muy cargado. La características de estos sistemas, es que son **uniformes en su aspecto y composición**.

Ejemplos:

a) Suero fisiológico

**Fases: 1**  
 Solución salina  
**Componentes: 2**  
 Agua y sal (cloruro de sodio)



b) Jarra con agua potable

**Fases: 1**  
 Agua  
**Componentes: Varios**  
 Agua y sales disueltas



Los sistemas homogéneos pueden ser:

✓ **Sustancias puras:** Las sustancias puras presentan composición constantes y definidas con propiedades características que sirven para diferenciar unas sustancias puras de otras, estas propiedades son: punto de fusión, punto de ebullición, densidad, solubilidad. Las sustancias puras se pueden clasificar en:

- 1) **Sustancias simples:** Están formadas por átomos o moléculas constituidas de una sola clase de elemento, no pueden descomponerse en otras más sencillas; por este motivo, también se las conoce como sustancias elementales. Dentro de las sustancias simples encontramos:

- a) **Atómicas:** Están formadas por átomos, se denominan elementos químicos. Por ejemplo: Na, K, Co, Mg, He, Ne, etc. La mayoría son metales y gases nobles. Estas sustancias no se pueden separar en sustancias más simples.
- b) **Moleculares:** Están formadas por moléculas que se generan a partir de la unión de átomos iguales. Por ejemplo: O<sub>2</sub>, O<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, S<sub>8</sub>, P<sub>4</sub>, etc. La mayoría son no metales. Pueden separarse mediante procesos químicos y se obtienen átomos iguales.

2) **Sustancias compuestas:** Están formadas por moléculas. Estas moléculas están formadas por el agregado de átomos de elementos distintos. Por ello, pueden descomponerse en los elementos que las constituyen. Pueden separarse mediante procesos químicos y se obtienen átomos distintos. Son ejemplos de sustancias compuestas el H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>.

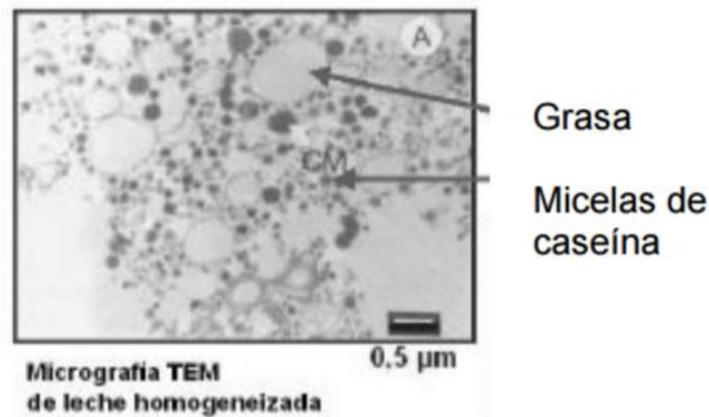
✓ **Soluciones o disoluciones:** Son sistemas materiales homogéneos formado por más de una sustancia, y tiene propiedades intensivas constantes en todos sus puntos. La cantidad de cada sustancia de una solución puede variar, es decir que tiene composición variable. *El componente que está en mayor proporción, generalmente líquido, se denomina **solvente o disolvente**, y el que está en menor proporción **soluto**.* Si un soluto sólido se disuelve en un solvente líquido, se dice que el soluto es soluble; en cambio, si el soluto también es líquido entonces se dice que es miscible. Por ejemplo:

- 1) El agua potable, es una solución líquida de agua pura (H<sub>2</sub>O) con sales y gases disueltos, siendo las cantidades de ellos variables con la temperatura.
- 2) El aire es una solución gaseosa formada por nitrógeno (78%), oxígeno (21%) y otros gases (1%).
- 3) El bronce es una solución sólida llamada aleación, que está formada por cobre (Cu) y estaño (Sn) en diversas proporciones.

- **Sistemas Inhomogéneos:**

Son aquellos sistemas materiales en donde las interfases son imprecisas y no están bien determinadas. Las propiedades intensivas de estos sistemas, varían de forma gradual y continua. Es ejemplo de sistema inhomogéneo la atmósfera terrestre.

De esta manera, un sistema material puede ser homogéneo, inhomogéneo, o heterogéneo según el método que se utiliza para su observación. Por ejemplo, la leche o el helado a simple vista parecen sistemas homogéneos; sin embargo, cuando se los observa utilizando un microscopio se encuentra un paisaje bastante distinto:



Por lo tanto, podríamos decir que un sistema es homogéneo si, al ser analizado con un microscopio, no se observan distintas fases. Esto sucederá si las partículas que lo componen poseen un tamaño menor a 1 nm ( $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ ), que es el límite visible utilizando el instrumento mencionado.

Al observar un sistema material, no tenemos que confundir *fases* con *componentes*.

→ *Fase*: Se llama fase de un sistema material, al conjunto de las partes del mismo que tienen iguales valores para sus propiedades intensivas y que se encuentran separadas, unas de otras, por superficies de discontinuidad bien definidas.

*Componente*, es lo que compone un sistema. Un sistema puede estar formado por varios componentes. El número de componentes es el número mínimo de especies moleculares en función de las cuales se puede expresar cuantitativamente la composición de fases.

Por ejemplo, Si tenemos un sistema constituido por agua, hielo y limaduras de hierro, diremos que el sistema posee tres fases (agua, hielo y limaduras de hierro) y dos componentes (agua -sólida y líquida- y limaduras de hierro).

**EJERCITACIÓN:**

9) Complete el siguiente cuadro:

Sistema	Número de Fases	Componentes	Clasificación
Alcohol y agua			
Hielo derritiéndose			
Arroz y harina			
Tierra y trozos de hierro			
Jugo TANG preparado			

Azúcar			
Grasa y agua			
Agua y vino			
Arena, sal fina y pedregullo			
Café con leche, endulzado con azúcar			

10) Dados los siguientes sistemas materiales, clasifíquelos en homogéneo o heterogéneo, según corresponda; e indique cuáles son las fases y componentes en cada caso:

- agua salada con trozos de hielo
- agua, aceite y trozos de corcho
- una ensalada de tomate, lechuga y zanahoria rallada
- un trozo de hierro
- agua con mucho azúcar (una parte del azúcar quedó depositada en el fondo)
- aire filtrado y seco
- un té con azúcar totalmente disuelta
- una barra de chocolate
- un trozo de bronce (aleación de cobre y estaño)

11) Invente sistemas materiales que cumplan con las siguientes condiciones:

- sistema heterogéneo de tres fases y dos componentes
- sistema heterogéneo de dos fases y tres componentes
- sistema homogéneo de tres componentes
- sistema homogéneo de un solo componente

12) Imagine a su hermanito más pequeño (o un sobrino o un primo), que se puso a jugar en la cocina cuando nadie lo veía; y, en una cacerola mezcló: un poco de harina, un puñado de arroz, medio litro de agua, unas pizcas de sal fina, un chorrito de aceite y dos o tres corchos. ¡Espectacular el Sistema Material que formó!! Más allá del "lío" que también hizo.

- ¿Qué tipo de sistema material logró formar su hermanito?
- ¿Cuántas fases tiene el sistema?
- ¿Cuáles son sus componentes?

## ★ MÉTODOS DE SEPARACIÓN EN SISTEMAS MATERIALES

### ❖ Métodos de separación de fases en Sistemas Heterogéneos

Las distintas fases de un sistema heterogéneo se pueden separar por varios procedimientos físicos de separación llamados métodos de separación de fases. Estos procedimientos pueden ser:

- 1) Tamizado: Se aplica a sistemas formados por dos fases sólidas granuladas, donde los gránulos de una fase tienen diferente tamaño con respecto a los gránulos de la otra fase.
- 2) Levigación: El agua, separa sólidos de distinta densidad. Los más pesados van al fondo y los más livianos flotan.
- 3) Sedimentación: Se aplica a sistemas formados por una fase sólida pulverizada que se encuentra en suspensión en una fase líquida.
- 4) Centrifugación: Se aplica a sistemas formados por una fase líquida y una fase sólida en suspensión.
- 5) Decantación: Se aplica a sistemas formados por dos fases líquidas (no miscibles).
- 6) Flotación: Se aplica a sistemas formados por sólidos cuya diferencia de densidad es pequeña, usando para separarlos un líquido.
- 7) Filtración: Se aplica a sistemas formados por una fase sólida en suspensión en una fase líquida, se separan a través de una superficie porosa, llamada filtro. Las partículas sólidas son retenidas por el filtro.
- 8) Imantación: Sirve para separar sólidos, donde uno de ellos sea ferroso o tenga propiedades magnéticas.
- 9) Tría: Se utiliza para separar cuerpos sólidos grandes mediante pinzas. Por ejemplo, para separar trozos de corcho, cubos de hielo, clavos, etc.

### ❖ Métodos de fraccionamiento en Sistemas Homogéneos

Como resultado de la aplicación de los métodos de separación que vimos anteriormente, un sistema heterogéneo queda dividido en fases (sistemas homogéneos). Es posible intentar la aplicación de nuevos métodos que permitan decidir si una fase a su vez está formada por uno o más componentes. Por ejemplo, podemos separar el agua de la sal a partir del sistema homogéneo agua salada. En este caso la fase debe ser fraccionada, los métodos se denominan métodos de fraccionamiento de fase.

Una solución se separa en sus sustancias componentes por métodos físicos de fraccionamiento, éstos son:

- 1) Destilación: Se pueden separar líquidos por su diferencia en los puntos de ebullición. La destilación se llama fraccionada cuando hay muchos componentes, como en el caso del petróleo, que se fracciona en gas, nafta, kerosene, gasoil, fueloil, etc.

- 2) Evaporación del solvente: Se evapora el solvente volátil, por ejemplo para separar la sal del agua, en una salmuera.
- 3) Cristalización: Se provoca la separación de uno de los componentes disminuyendo su solubilidad; a veces, disminuyendo la temperatura.

### EJERCITACIÓN:

- 13) Indicar cuáles de las sustancias que se mencionan es un elemento, una solución o una sustancia pura simple o compuesta:
  - a) agua salada
  - b) bronce
  - c) oxígeno (O<sub>2</sub>)
  - d) aire
  - e) nitrógeno (N<sub>2</sub>)
  - f) dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>)
  
- 14) Se tiene una mezcla de 25 g de azufre, 15 g de cuarzo (un óxido de silicio), 50 g de limaduras de hierro y 50 cm<sup>3</sup> de agua (densidad del agua 1g/cm<sup>3</sup>) en un recipiente. Indicar:
  - a) ¿Cuáles son sustancias simples y cuáles sustancias compuestas?
  - b) ¿La mezcla es homogénea o heterogénea? Justifique.
  - c) ¿Cómo podrían separarse las limaduras de hierro del resto de la mezcla?  
¿En qué se basa la separación?
  - d) ¿Cuántos gramos de agua se tienen en el sistema?
  - e) ¿Cuántos gramos tiene la mezcla?
  
- 15) Proponer métodos de separación de fases para los sistemas materiales planteados en los ejercicios que van desde el ejercicio 10 al 13.
  
- 16) Realice un esquema donde se integren todos los temas vistos en esta unidad. Este esquema no sólo servirá para integrar conceptos relacionados a la materia, sus propiedades y sus transformaciones; sino que, además, se convertirá en una gran herramienta de estudio.

## UNIDAD 2: “*Tabla Periódica y Periodicidad*”

Se pretende que al terminar el estudio de esta unidad usted pueda:

- Diferenciar entre sustancia simple, elemento químico y átomo.
- Identificar y diferenciar partículas fundamentales que constituyen el átomo.
- Reconocer y diferenciar entre isótopos, isóbaros e isótonos.
- Identificar y diferenciar las distintas partes que conforman la tabla periódica de los elementos.
- Comprender la importancia de las propiedades periódica de los elementos.
- Determinar las propiedades periódicas entre pares de elementos.
- Justificar el posible comportamiento de los elementos, de acuerdo a sus propiedades periódicas.
- Determinar el número de oxidación de los elementos en cualquier compuesto químico, como así también de moléculas y especies químicas con carga.

La **Tabla Periódica (TP)** surge de la *necesidad de organizar y sistematizar la información de las propiedades físicas y químicas de los elementos*. Los **elementos químicos** se ordenan en la TP según su número atómico; es decir, de acuerdo a la cantidad de protones que posee el núcleo de un átomo. De esta manera, las propiedades químicas (reactividad) y físicas de un elemento y sus compuestos, se relacionan con la posición que ocupa ese elemento en la TP.

Antes de analizar los elementos de la Tabla Periódica y su Periodicidad, deberá comprender los siguientes conceptos:

- **Elemento químico:** Un *elemento químico* es un tipo de materia constituida por átomos de la misma clase. Aunque, por tradición, se puede definir elemento químico a cualquier sustancia que no puede ser descompuesta mediante una reacción química en otras más simples. Los elementos químicos se representan mediante símbolos.

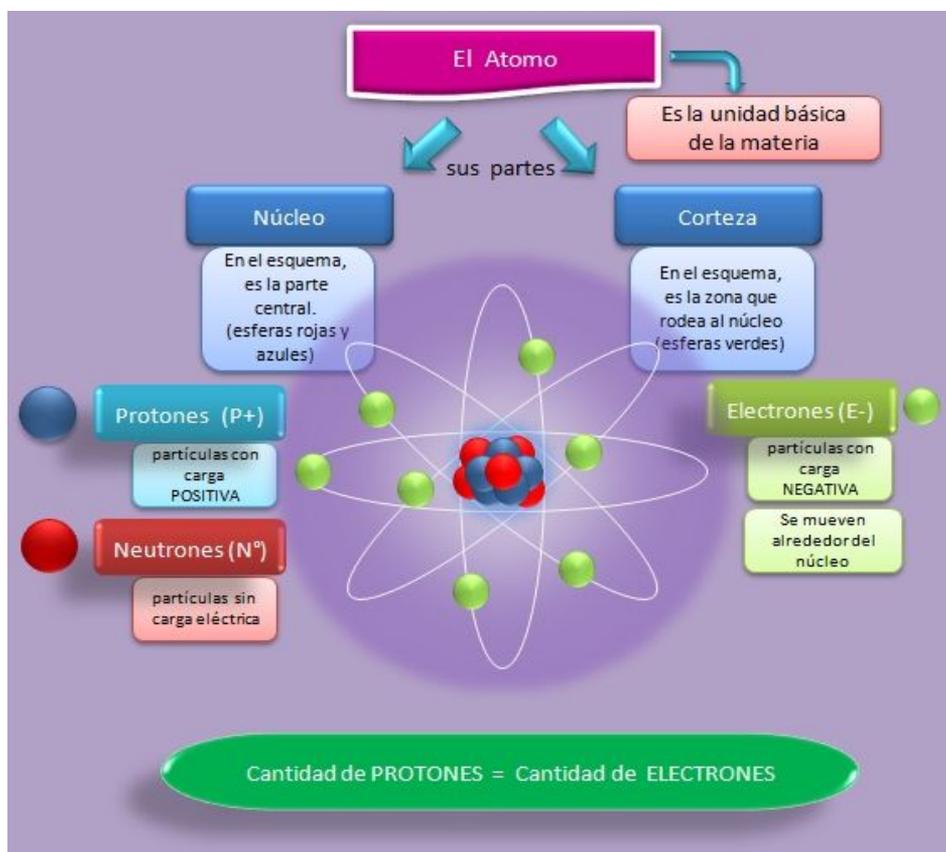
Es importante diferenciar elemento químico de sustancia simple. El ozono ( $O_3$ ) y el oxígeno molecular ( $O_2$ ) son dos sustancias simples; cada una de ellas con propiedades diferentes. Y el elemento químico que forma estas dos sustancias simples es el oxígeno (O). Otro ejemplo es el elemento químico Carbono, que se presenta en la naturaleza como grafito o como diamante.

En la actualidad, se conocen más de 110 elementos. Algunos se han encontrado en la naturaleza formando parte de sustancias simples o de compuestos químicos. Otros, han sido creados artificialmente en los laboratorios. Estos últimos son inestables y sólo existen durante milésimas de segundo.

- **Átomo:** Átomo (del latín atomus, y éste del griego ἄτομος, indivisible) es la *unidad más pequeña de un elemento químico que mantiene su identidad o sus propiedades y que no es posible dividir mediante procesos químicos.*

## ★ COMPOSICIÓN DEL ÁTOMO: PARTÍCULAS FUNDAMENTALES

Básicamente, podemos decir que el átomo está constituido por tres partículas subatómicas (aunque, en la actualidad, se sabe que hay muchas más): los protones con carga positiva (**p+**) y los neutrones sin carga eléctrica (**N**), están ubicados en el núcleo del átomo; mientras que los electrones, partículas con carga negativa (**e-**), están ubicados en la zona extranuclear. Éstos últimos, se hallarían en orbitales; en diferentes niveles y subniveles de energía. (*Este tema se desarrollará durante el cursado de las carreras correspondientes*). Para átomos eléctricamente neutros, el número de protones será igual al número de electrones.



Los núcleos de los átomos difieren en el número de protones y neutrones. Un núcleo es un conglomerado de protones y neutrones ocupando una pequeña región del átomo. Se representa de la siguiente forma:  ${}^A_ZX$ . Donde **A** es el *número másico*, **Z** es el *número de protones*, comúnmente conocido como *número atómico* y, la diferencia entre ellos:  $A - Z = N$  es el *número de neutrones*. Núcleos **isótopos** son los que tienen igual número de protones

(**Z**), núcleos **isóbaros** los que tienen igual número másico (**A**) y núcleos **isótonos** los que tienen igual número de neutrones (**N**).

EJERCITACIÓN:

1) Indicar, para cada una de las siguientes afirmaciones si es válida o no, justificando en cada caso su respuesta:

Para un átomo dado:

- los protones ocupan la zona nuclear.
- el número atómico es la suma de protones y neutrones.
- los electrones forman parte del núcleo.
- los neutrones ocupan la zona extranuclear.
- el número de protones es igual al número de electrones.
- solamente con el número atómico se puede determinar el número de neutrones.
- la zona nuclear ocupa un pequeño volumen de masa.

2) Completar el siguiente cuadro, considerando todos los átomos eléctricamente neutros:

Símbolo	Nombre del Elemento	Número atómico	Número másico	Cantidad de protones	Cantidad de neutrones	Cantidad de electrones
Ca		20			20	
Ne				10	10	
	Cobre	29	64			
	Cinc				35	30
Mn			55		30	
P				15	16	
	Litio		6			3
Ag		47			61	
Na		11			12	

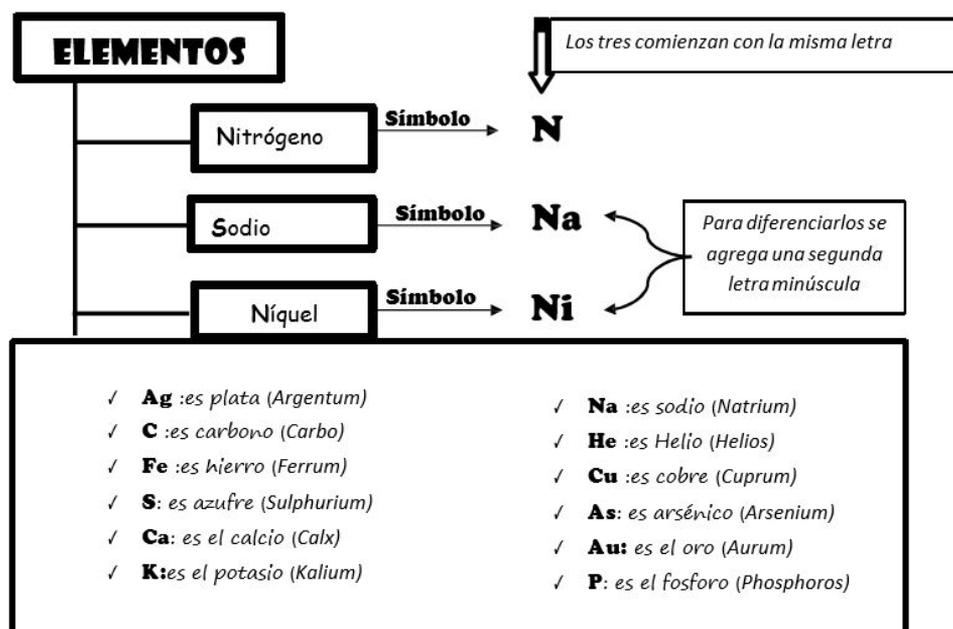
3) Indicar, para cada una de las siguientes afirmaciones si es válida o no, justificando en cada caso su respuesta:

- Los isótopos son átomos que tienen igual número de neutrones.
- Si dos átomos tienen igual número de masa, son isótonos.
- $^{12}_6\text{C}$  y  $^{13}_6\text{C}$ , forman un par de isóbaros.
- El número másico es suficiente para conocer la estructura nuclear.
- Dos isótopos tienen igual número de masa, pero distinto número atómico.

## ★ CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

Varios elementos químicos tienen gran importancia para los seres vivos. Por ejemplo: el oxígeno (O) posibilita la vida en nuestro planeta; el calcio (Ca) da solidez y resistencia a nuestros huesos; el carbono (C) está presente en todas nuestras células; el sodio (Na), el potasio (K) y el cloro (Cl) son indispensables para el funcionamiento de las células nerviosas; el magnesio (Mg) se encuentra mayoritariamente en los huesos; y, en los vegetales, está presente en la clorofila (que interviene en la fotosíntesis y es una sustancia compleja de porfirina-magnesio).

Como se dijo anteriormente, los elementos están constituidos por una mínima unidad: el *átomo*. Es decir, que habrá tantos tipos de elementos químicos como átomos exista. Los elementos químicos se representan mediante *símbolos químicos* que son abreviaturas convencionales. La IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) es el organismo internacional que en la actualidad, entre otras funciones, aprueba los nombres propuestos para los nuevos elementos. Cada elemento tiene un nombre y un único símbolo químico. Se usa la inicial de su nombre griego o latino, seguido a veces de una minúscula que ayuda a distinguir un elemento de otro.



Sabías que...

... todos los seres vivos están constituidos, cualitativa y cuantitativamente por los mismos elementos químicos? De todos los elementos que se hallan en la corteza terrestre, sólo unos 25 son componentes de los seres vivos. Esto confirma la idea de que la vida se ha desarrollado sobre unos elementos concretos que poseen unas propiedades físico-químicas idóneas acordes con los procesos químicos que se desarrollan en los seres vivos. Se denominan

elementos *biogénicos* o *bioelementos* a aquellos elementos químicos que forman parte de los seres vivos. Atendiendo a su abundancia (no a su importancia), se pueden agrupar en tres categorías:

1. BIOELEMENTOS PRIMARIOS: C, H, O, N. Son los más abundantes en los seres vivos, representan un 99,3% del total de los átomos del cuerpo humano; de estos cuatro, los más abundantes son el hidrógeno y el oxígeno, porque hacen parte de la biomolécula agua.
2. BIOELEMENTOS SECUNDARIOS: Ca, P, K, S, Na, Cl, Mg, Fe. Todos ellos minerales; constituyen el 0,7% del total de los átomos del cuerpo humano.
3. OLIGOELEMENTOS: Mn, I, Cu, Co, Zn, F, Mo, Se y otros. Se presentan sólo en trazas o en cantidades realmente muy pequeñas; pero, a pesar de la mínima cantidad, su presencia es esencial para el correcto funcionamiento del organismo. La ausencia de estos oligoelementos determina enfermedades carenciales.

Otro criterio de clasificación, es la función que desempeñan en el organismo y de acuerdo a esto, se pueden agrupar en:

1. PLÁSTICA O ESTRUCTURAL: C, H, O, N, P, S. Hacen parte de la estructura del organismo. Músculos piel, etc.
2. ESQUELÉTICA: Ca, Mg, P, F. Si. Encargados de dar rigidez; hacen parte del armazón del organismo (huesos, dientes, cartílagos).
3. ENERGÉTICA: C, H, O, P. Son parte fundamental de moléculas con alto contenido de energía: ATP, Acetil-CoA, Creatina fosfato, fosfoenol pirúvico, etc.
4. CATALÍTICA: Fe, Co, Cu, I, Se, Mg, Mn, Mo; participan en las reacciones bioquímicas activando o haciendo parte del sitio activo de las enzimas para aumentar la velocidad de las reacciones.
5. OSMÓTICA: Na, Cl, K, mantienen y regulan la distribución adecuada del agua en los diferentes compartimentos intra y extracelulares.

En la TP, los elementos químicos se clasifican siguiendo la **Ley Periódica Moderna**. Esta ley propone el criterio de ordenamiento de los elementos químicos con base en el número atómico y se enuncia de la siguiente manera: "*Cuando los elementos se ponen en orden de sus números atómicos, sus propiedades físicas y químicas muestran tendencias periódicas*".

De esta manera, la versión moderna de la TP incluye todos los elementos conocidos, ubicados en orden creciente de sus números atómicos, sin ningún tipo de inversión. Los elementos quedan dispuestos en la tabla, formando hileras horizontales: llamadas **Períodos** y columnas verticales: llamadas **Grupos**. Todos los elementos de un mismo grupo tienen propiedades químicas similares. En 1985, la Comisión de Nomenclatura Inorgánica de la IUPAC, propuso el uso de una numeración corrida del número 1 al 18 para los grupos de la TP, en lugar de la tradicional división en grupos A y B.

Así, por ejemplo, el Sc (grupo III B) pertenecería al grupo 3; el Co (grupo VIII B) al grupo 9; el Zn (grupo II B) al grupo 12 y el Kr (grupo VIII A) al grupo 18 (Figura 2.1). En este texto, utilizaremos la numeración tradicional.

Los grupos (columnas) reúne a los elementos que tienen la misma cantidad de electrones en su nivel exterior (*último nivel de energía*). A estos electrones se los denomina **electrones de valencia** y son los que están involucrados en las reacciones químicas. Los períodos (filas) reúne a los elementos que poseen el mismo número de niveles de energía. De esta manera, un elemento que se encuentra en el **Período: 3, Grupo: VI A** que corresponde al **azufre (S)**, podemos decir que ese elemento tiene: **3 niveles de energía** y, **en el último nivel, posee 6 electrones**. (Como se dijo anteriormente, durante la cursada de cada carrera se darán a conocer con más detalle las características de estos niveles y subniveles de energía y la distribución de los electrones en los distintos orbitales que posee cada elemento químico de acuerdo al Modelo Atómico Actual).

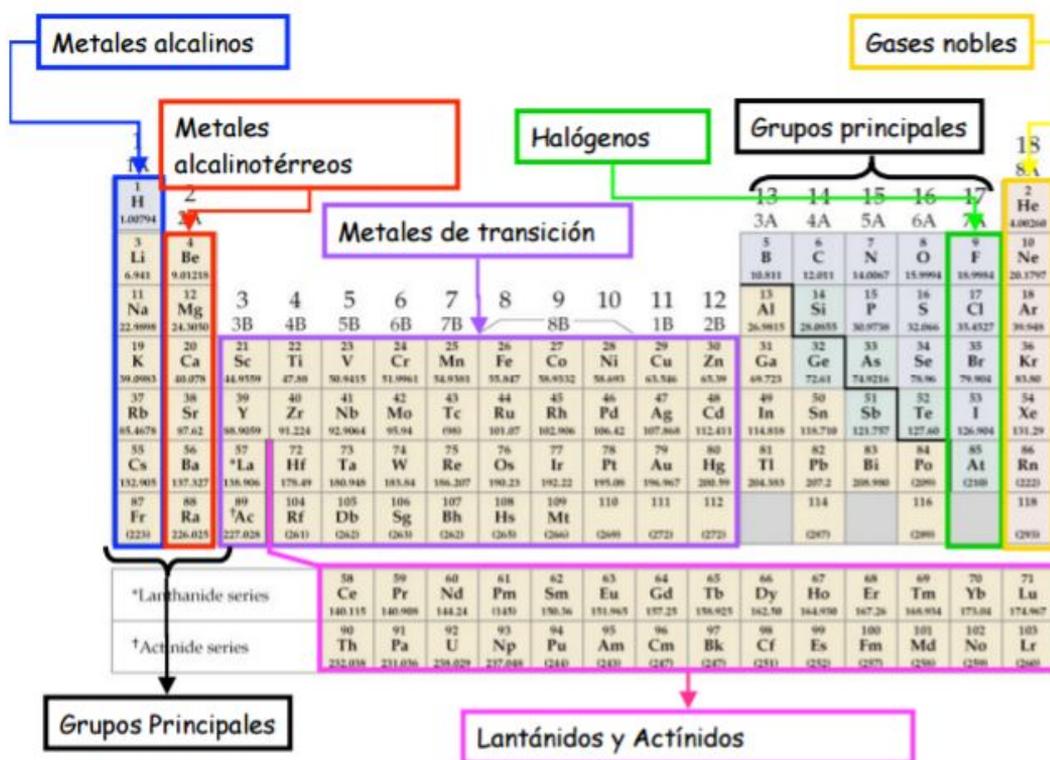
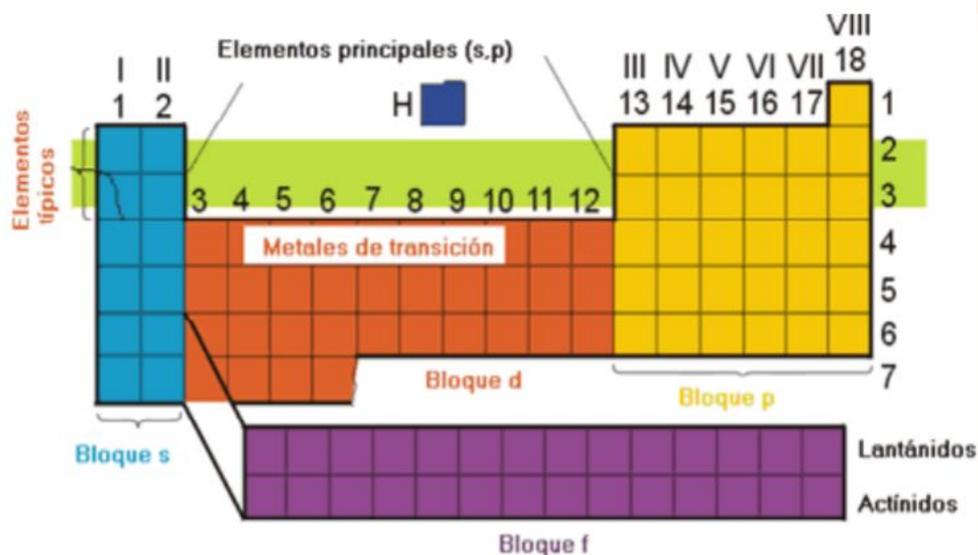


Figura 2.1: Tabla Periódica de los Elementos

Como se observa en la figura 2.1, existen dos **Grupos: A y B**. Los elementos del grupo **A** se los denomina **Elementos Representativos** y ocupan los **Bloques s y p**. Los elementos del grupo **B** ocupan dos bloques: el **Bloque d** por los **Elementos de Transición** y aquellos que ocupan el **Bloque f**, los **Elementos de Transición Interna o Tierras Raras** (ver figura 2.2)



**Figura 2.2:** Distribución de los elementos en la TP, de acuerdo a los Bloques s, p, d y f; y, a los Grupos A y B.

Algunas familias de los elementos representativos tienen nombres característicos que hacen referencia a sus propiedades u origen; otras, reciben el nombre del elemento inicial de la familia. En la tabla 2.1 se muestran los nombres de las familias del grupo A y en la figura 2.1 se muestra la distribución de las mismas en la TP.

**Tabla 2.1:** Nombres de las familias de elementos I A hasta VIII A.

Grupo o Familia		Nombre	Explicación del nombre
1	I A	Metales Alcalinos	Elementos que constituyen comúnmente las cenizas vegetales
2	II A	Metales Alcalinotérreos	De sus óxidos como "tierras" que tienen propiedades alcalinas
13	III A	Familia del Boro	Por ser el elemento inicial de la familia
14	IV A	Familia del Carbono	Por ser el elemento inicial de la familia
15	V A	Familia del Nitrógeno	Por ser el elemento inicial de la familia
16	VI A	Familia del Oxígeno	Por ser el elemento inicial de la familia
17	VII A	Halógenos	Elementos generadores de sales
18	VIII A	Gases Nobles	Casi nula tendencia a reaccionar con otros elementos

**EJERCITACIÓN:**

- 4) Busque en la TP el símbolo de los siguientes elementos químicos y complete el siguiente cuadro:

Nombre del elemento químico	Símbolo
Hierro	
Azufre	
Arsénico	
Oro	
Plata	
Platino	
Mercurio	
Yodo	
Flúor	
Bromo	
Carbono	

- 5) Complete la información con ayuda de la TP:

Nombre del Elemento	Símbolo	Niveles de Energía	Electrones en el último Nivel de Energía	Período	Grupo	Tipo de Elemento (según grupo)	Bloque que ocupa
Cadmio		5	2				d
	Co			4	VIII B	Transición	
	Mn	4			VII B		
Sodio				3	I A		
	Ag	5	1				d
Aluminio			3	3		Representativo	
	Bi			6	V A		
	Ba			6	II A		
Neón		2	8				p
Actinio			3	7		Transición	

## ★ PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

Existe un número considerable de propiedades atómicas periódicas; sin embargo, algunas de ellas tienen una mayor importancia dado que sus valores impactan en mayor grado en el comportamiento de los elementos, por ejemplo, el tamaño de un átomo impacta en propiedades como densidad, punto de fusión y punto de ebullición; la primera energía de ionización de un elemento indica la facilidad de un átomo para formar un ion positivo (catión), mientras que la afinidad electrónica indica la facilidad para formar partículas de carga negativa (aniones). Los datos reportados para algunas de estas propiedades están determinados para los elementos en estado gaseoso, es decir, un átomo aislado sin la interacción de otros átomos. También existen propiedades atómicas periódicas que estiman la tendencia de los átomos a combinarse, como es el caso de la electronegatividad. A continuación revisaremos las tendencias que siguen los elementos en la tabla periódica, con base en sus valores dentro de una familia y dentro de un período, para las siguientes propiedades periódicas:

- Carga Nuclear Efectiva
- Radios Atómicos
- Energía de Ionización
- Afinidad Electrónica
- Electronegatividad
- Número de Oxidación

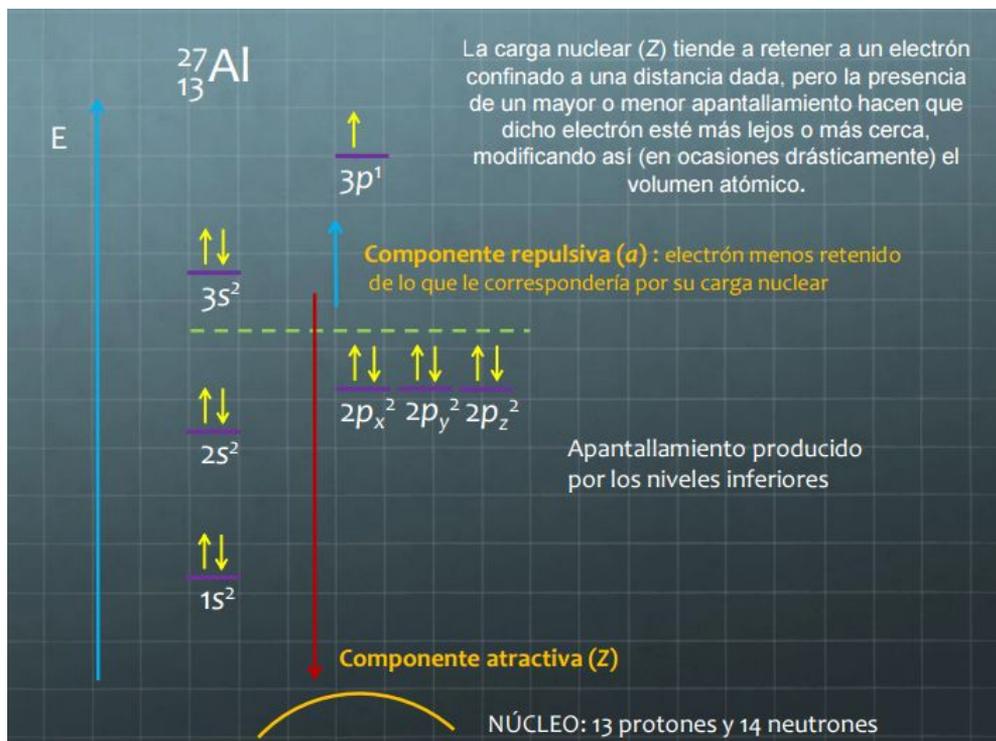
### ❖ Carga Nuclear Efectiva ( $Z^*$ o $Z_{\text{eff}}$ )

Para comprender las propiedades periódicas de los elementos, es necesario introducir el concepto de *carga nuclear efectiva*.

La **carga nuclear efectiva ( $Z^*$ )**, es la *carga real* que mantiene a un electrón unido al núcleo; es decir, la carga positiva que '*siente*' un electrón dado, en función de su entorno electrostático. Para un electrón situado en un nivel externo,  $Z^*$  es siempre menor que la carga nuclear. ¿Por qué? Existen dos contribuciones al entorno electrostático de cada electrón: una componente *atractiva*, que consiste en la **carga nuclear formal ( $Z$ )**, y una *repulsiva*, conformada por la contribución del resto de electrones, denominada **constante de apantallamiento o efecto pantalla ( $s$ )**. Se denomina así porque '*apantalla*' o suaviza, el efecto de la carga nuclear. Por lo tanto, la carga nuclear efectiva estará dada por:

$$Z^* = Z - s$$

Donde  $Z$  es el número de protones y electrones de un átomo eléctricamente neutro, dado por su número atómico; y  $s$ , el valor de la constante de apantallamiento, que depende del número de electrones que separan al núcleo del electrón en cuestión, y también depende de los orbitales atómicos en que se hallen los electrones que causan el efecto pantalla.



También influyen en este efecto de pantalla, los electrones que se encuentran en el mismo nivel de energía que el electrón considerado. La carga nuclear efectiva puede calcularse según las reglas de Slater, quien las formuló en 1930:

Primero, los electrones son ordenados en una secuencia de grupos que mantiene juntos los orbitales  $s$ - y  $p$ - con el mismo número cuántico principal, y sigue con el orden orbital de la tabla periódica (ignorando las irregularidades):



Cada grupo tiene una constante de apantallamiento diferente, que depende del número y del tipo de electrones de los grupos que le preceden.

La constante de apantallamiento para cada grupo es la suma de las siguientes contribuciones:

1. Una cantidad de 0.35 por cada otro electrón del mismo grupo, excepto para el grupo  $[1s]$ , donde el otro electrón contribuye sólo con 0.30.
2. Si el grupo es del tipo  $[s p]$ , una cantidad de 0.85 por cada electrón con número cuántico principal una unidad menor, y una cantidad 1.00 por cada electrón con un número cuántico principal aún menor.
3. Si el grupo es del tipo  $[d]$  o  $[f]$ , suma una cantidad 1.00 por cada electrón con un número cuántico principal igual o menor.

En forma de tabla, las reglas se resumen en:

Grupo	Otros electrones del mismo grupo	Electrones del nivel n-1	Electrones de niveles < n-1
[1s]	0.30	N/A	N/A
[ns,np]	0.35	0.85	1.00
[nd] o [nf]	0.35	1.00	1.00

Un ejemplo, proporcionado por el artículo original de Slater, es para el átomo de hierro, que tiene una carga nuclear 26 ( $Z = 26$ ) y una configuración electrónica:

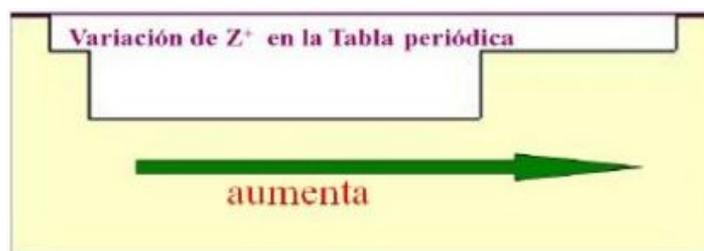


La constante de apantallamiento  $\sigma$ , en consecuencia la carga nuclear efectiva, para cada electrón se deduce de:

$$\begin{array}{l}
 4s : 0.35 \times 1 + 0.85 \times 14 + 1.00 \times 10 = 22.25 \Rightarrow Z_{\text{eff}}(4s) = 3.75 \\
 3d : 0.35 \times 5 + 1.00 \times 18 = 19.75 \Rightarrow Z_{\text{eff}}(3d) = 6.25 \\
 3s, 3p : 0.35 \times 7 + 0.85 \times 8 + 1.00 \times 2 = 11.25 \Rightarrow Z_{\text{eff}}(3s, 3p) = 14.75 \\
 2s, 2p : 0.35 \times 7 + 0.85 \times 2 = 4.15 \Rightarrow Z_{\text{eff}}(2s, 2p) = 21.85 \\
 1s : 0.30 \times 1 = 0.30 \Rightarrow Z_{\text{eff}}(1s) = 25.7
 \end{array}$$

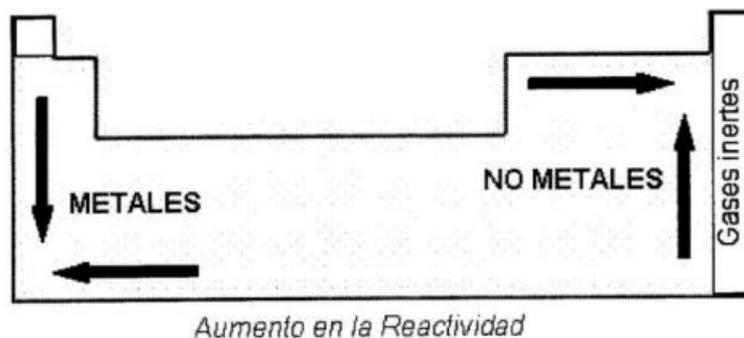
### Variación de $Z^*$ en la Tabla Periódica

En un mismo *grupo*  $Z^*$  varía poco ya que, aunque aumenta bastante, al bajar la carga nuclear ( $Z$ ), también lo hace el apantallamiento ( $\sigma$ ). De tal forma que, en la práctica, terminan contrarrestándose. Por otro lado,  $Z^*$  crece al moverse a lo largo de un *período* (izquierda. a derecha), ya que la variación en la carga nuclear es mucho más importante que el valor del apantallamiento.



La atracción que sufren los electrones de valencia, no sólo depende de  $Z^*$ , sino también de la distancia del electrón al núcleo (Ley de Coulomb). Por ello, la reactividad de los átomos dependerá de ambos factores.

Así, los metales serán tanto más reactivos cuanto menor  $Z^*$  y mayor distancia al núcleo; es decir, cuando pierdan los electrones con mayor facilidad. Por ejemplo: el electrón de valencia del potasio (K), es más reactivo que el electrón de valencia del sodio (Na). Sin embargo, los no metales serán más reactivos a mayor  $Z^*$  y menor distancia al núcleo. Por ejemplo: el electrón que capture el flúor (F) será más atraído que el capture el oxígeno (O) o el cloro (Cl).



### Especies Isoelectrónicas

Las especies isoelectrónicas son aquellas que poseen el mismo número de electrones y por lo tanto el mismo efecto de pantalla. La carga nuclear efectiva de estas especies, por tanto, depende sólo de la carga nuclear: a mayor carga nuclear, mayor es la carga nuclear efectiva. Por ejemplo, el orden de la carga nuclear efectiva de las siguientes especies isoelectrónicas sería:

	$Ca^{2+}$	$K^{1+}$	Ar	$Cl^{-}$	$S^{2-}$
Z	20	19	18	17	16
	Mayor				menor

### EJERCITACIÓN:

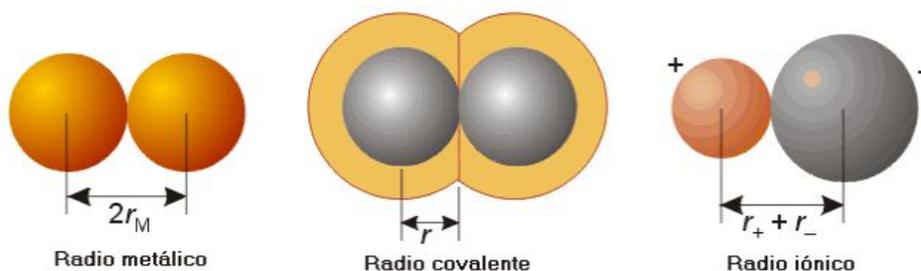
- 6) Calcule la carga nuclear efectiva, según las reglas de Slater del nitrógeno para el electrón 2p.
- 7) Calcule la carga nuclear efectiva y la constante de apantallamiento que se observa en el electrón 3p del silicio.
- 8) Calcule la carga nuclear efectiva en el zinc para los electrones 4s y 3d.
- 9) Analice cada caso y extraiga conclusiones.

## ❖ Radios Atómicos (RA)

Diferentes propiedades físicas como la densidad, o los puntos de fusión y ebullición, están relacionadas con el tamaño de los átomos.

El **radio atómico (RA)**, identifica la *distancia que existe entre el núcleo y el orbital más externo de un átomo*. Sin embargo, también existen otros tipos de radios atómicos dependiendo del tipo de unión que se produzca entre los átomos (*el tema de uniones químicas, será desarrollado en el cursado de cada carrera*), por ejemplo::

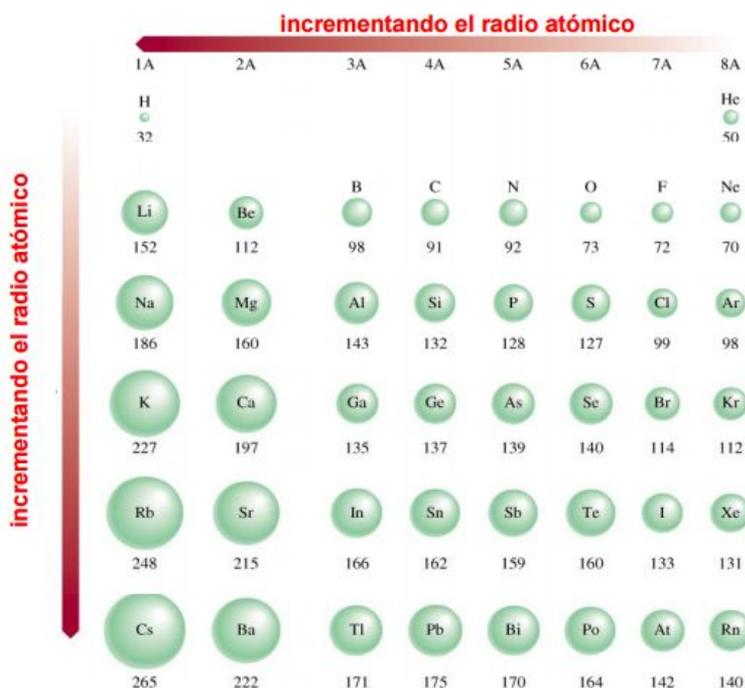
- El **radio metálico** es la mitad de la distancia entre núcleos de átomos vecinos en el seno de un metal (empaquetamiento metálico)
- Se denomina **radio covalente** a la mitad de la distancia entre dos átomos iguales que forman un enlace covalente (no necesariamente coincide con la distancia de enlace).
- El **radio iónico** es la distancia entre el centro del núcleo del ión y el electrón estable más alejado del mismo.



### Variación del RA en la Tabla Periódica

A lo largo de un *mismo grupo*, el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo como consecuencia del incremento en el número de niveles de energía, factor que contribuye en el incremento de la distancia entre el núcleo y los electrones externos.

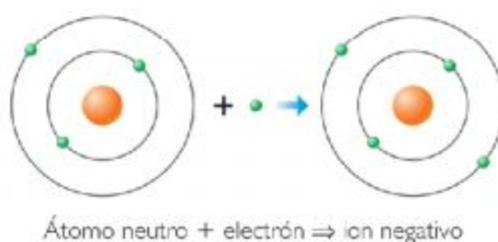
A lo largo de un *mismo período*, el radio atómico aumenta de derecha a izquierda como consecuencia de la disminución en la carga nuclear; o sea, de la disminución en la fuerza de atracción entre el núcleo y los electrones externos.



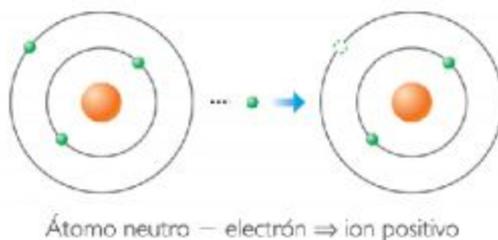
### Qué pasa con el RA cuando un átomo gana o pierde electrones

Cuando se forman aniones y/o cationes a partir de un **átomo neutro**, el radio atómico varía sensiblemente debido, no solo al aumento o disminución de las capas electrónicas, sino a la repulsión y/o a la atracción, respectivamente, que los electrones experimentan con respecto al núcleo debido a la carga neta que se crea.

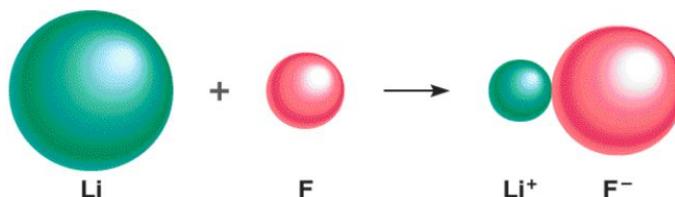
Los **radios iónicos** de los *aniones* son mayores que los radios atómicos de los átomos de los que proceden. Los radios iónicos de los aniones isoelectrónicos son tanto mayores cuanto más negativa sea su carga ( $O^{2-} > F^{-1}$ )



Los **radios iónicos** de los *cationes* son menores que los radios atómicos de los átomos de los que proceden. Los radios iónicos de los cationes isoelectrónicos son tanto menores cuanto mayor sea su carga positiva ( $Mg^{2+} < Na^{+1}$ )

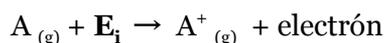


Analizamos el siguiente ejemplo:



## ❖ Energía de Ionización ( $E_i$ ) (Potencial de Ionización)

La **Energía de Ionización ( $E_i$ )**, es la energía necesaria para extraer un electrón de un átomo gaseoso y formar un catión.



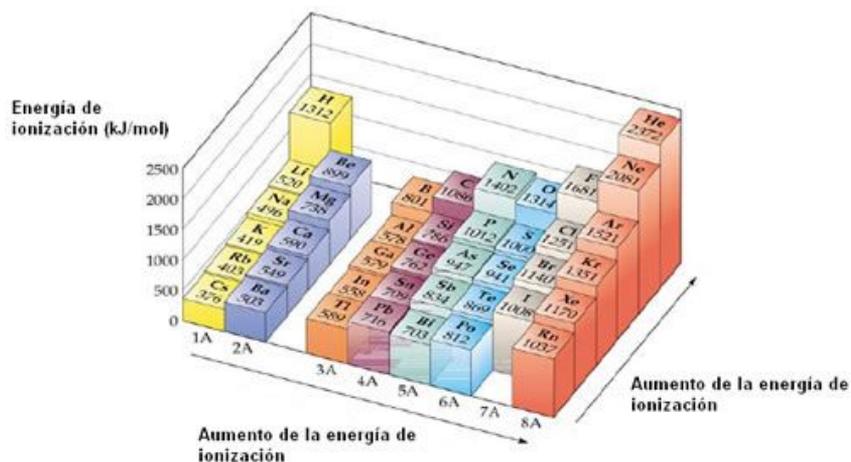
La energía de ionización:

- 1) Es siempre positiva (proceso endotérmico).
- 2) Se habla de 1<sup>a</sup>  $E_i$  ( $E_{i1}$ ), 2<sup>a</sup>  $E_i$  ( $E_{i2}$ ), ... según se trate del primer, segundo, ... electrón extraído.
- 3) La  $E_i$  aumenta hacia arriba en los *grupos* (al costar cada vez más trabajo arrancar un electrón) y hacia la derecha en los *períodos* (por aumentar  $Z^*$  y disminuir el **RA**).
- 4) La  $E_i$  de los gases nobles, al igual que la 2<sup>a</sup>  $E_i$  en los metales alcalinos (y otros ejemplos), es muy elevada debido a una configuración electrónica especialmente estable al tener capas llenas (máxima carga nuclear e inexistencia de electrones desapareados).
- 5) Siempre:  $E_{i1} < E_{i2} < E_{i3}$

### Variación de la $E_i$ en la Tabla Periódica

A lo largo de un *mismo período*, la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha como consecuencia de la disminución en el tamaño (**RA**) de los átomos; o sea, entre más pequeño sea un átomo, más difícil será removerle un electrón del último nivel de energía.

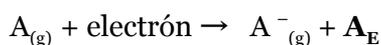
A lo largo de un *mismo grupo*, la energía de ionización aumenta de abajo hacia arriba, ya que los electrones externos de los átomos ubicados en los primeros períodos se encuentran más cerca al núcleo que los electrones de elementos ubicados en períodos superiores.



Nota: "La cercanía al núcleo dificulta la remoción de los electrones"

### ❖ Afinidad Electrónica ( $A_E$ )

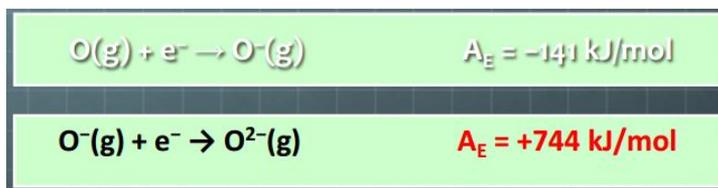
La **Afinidad Electrónica** ( $A_E$ ), es la energía intercambiada cuando un átomo gaseoso captura un electrón y forma un anión. Dicho en otras palabras, la  $A_E$  mide la facilidad con que un átomo recibe un electrón. Cuanto más estable se hace un átomo al recibir un electrón, mayor es su afinidad electrónica. Los halógenos o elementos del grupo VII A, son los que presentan las afinidades electrónicas más altas (más positivas) de toda la tabla periódica.



Por lo tanto, la  $A_E$ :

- 1) Puede ser positiva o negativa, aunque suele ser negativa (proceso exotérmico).
- 2) La 2ª  $A_E$ , en cambio, suele ser positiva. También lo es la 1ª de los gases nobles y algunos metales alcalinotérreos.
- 3) La  $A_E$  crece (más negativa) hacia la derecha de la tabla (es mayor en los halógenos al ir hacia una capa llena) y, en un mismo grupo, hacia arriba por aumentar la electronegatividad.

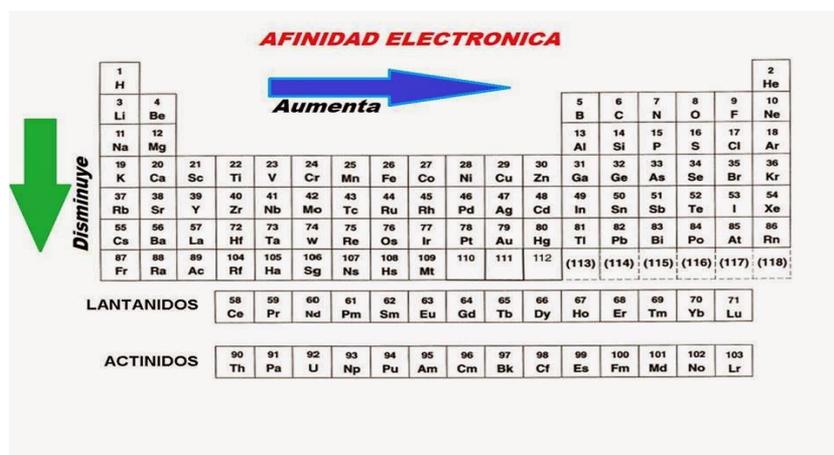
Paralelamente a lo que sucedía con el segundo potencial de ionización, tratar de introducir una segunda carga negativa a la ya presente supone un cambio energético significativo, lo que hace que la segunda afinidad electrónica sea positiva.



### Variación de la $A_E$ en la Tabla Periódica

La variación de la afinidad electrónica en la tabla periódica es similar a la energía de ionización: al pasar de izquierda a derecha en un mismo *período*, aumenta. Al pasar de arriba abajo en un mismo *grupo*, disminuye.

De modo que un elemento con una elevada energía de ionización, también tendrá una afinidad electrónica elevada y viceversa.



### ❖ Electronegatividad ( $\chi$ )

Linus Pauling introdujo el concepto de **electronegatividad** ( $\chi$ ) para *indicar el grado con la que un átomo atrae los electrones hacia sí cuando forma parte de una molécula*. La electronegatividad es una escala basada en información de  $E_i$ ,  $A_E$ , longitudes de enlace y energías de enlace.

Se debe tener bien en claro, que todo intento de definir y cuantificar la electronegatividad debe partir del concepto de átomo enlazado. Es decir, no se trata de la capacidad de un átomo aislado para atraer los electrones, sino de uno en un entorno químico específico.

Electronegatividad ( $\chi$ ):

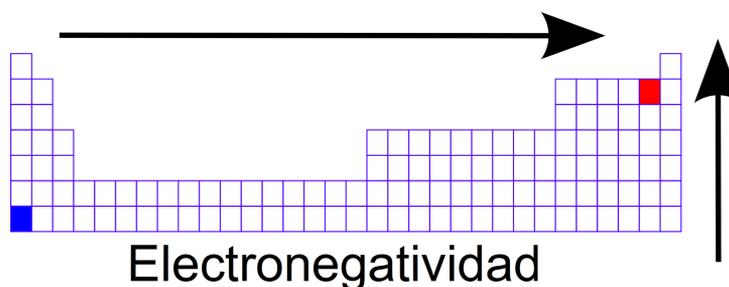
Diferencia de electronegatividad entre los átomos enlazados:	Tipo de enlace
$\Delta\chi = 0$	Covalente (No polar)
$0 < \Delta\chi < 2$	Covalente polar
$\Delta\chi \geq 2$	Iónico



**Variación de la  $\chi$  en la Tabla Periódica**

La electronegatividad aumenta hacia arriba en los *grupos* pues, los electrones son más atraídos por el núcleo a menores distancias; y, hacia la derecha en los *períodos* ya que hay mayor " $Z^*$ " y una menor distancia. Pauling estableció una escala de electronegatividades entre 0,7 (Fr) y 4 (F).

Aunque la TP se clasifica tradicionalmente en metales, no-metales y gases nobles, no existe una barrera clara entre las dos primeras clases, existiendo unos elementos llamados semi-metales (o metaloides) con características intermedias; ya que la mayor o menor tendencia a perder o capturar electrones, es gradual a lo largo de la tabla.



EJERCITACIÓN:

- 10) Clasifique los siguientes enlaces como iónicos, covalentes polares o covalentes no polares:
- el enlace en CsCl;

- b) el enlace en  $H_2S$ ;
- c) el enlace  $NaCl$ ;
- d) el enlace entre  $CO_2$

11) Dados los elementos K y Br:

- a) Establezca la configuración electrónica de cada uno de ellos.
- b) Indique la situación de cada uno en el sistema periódico, justificando en cada caso:
  - i) grupo y período
  - ii) tipo de elemento
  - iii) grupo o familia al que pertenece
  - iv) bloque que ocupa
  - v) cantidad de electrones de valencia
- c) Compare las siguientes propiedades periódicas de ambos elementos, justificando en cada caso:
  - i) carga nuclear efectiva
  - ii) radio atómico
  - iii) radio iónico
  - iv) energía de ionización
  - v) afinidad electrónica
  - vi) electronegatividad

## ❖ Número de Oxidación ( $N_{ox}$ ) o Estado de oxidación

El **número de oxidación** ( $N_{ox}$ ) de un elemento es un concepto empírico definido como *la carga iónica efectiva asignada a cada átomo del elemento a considerar en un compuesto, considerando que todas las uniones químicas son iónicas.*

El  $N_{ox}$  de un elemento químico, en un determinado compuesto, se asigna aplicando las reglas que vamos a ver posteriormente. Las reglas, se basan en las ideas que los químicos han desarrollado sobre el proceso que siguen los átomos en las moléculas compartiendo sus electrones. Las reglas se aplican en el orden dado y debemos parar cuando se haya obtenido el número de oxidación, ya que una regla posterior podría contradecir una anterior.

Las reglas llevan implícitos los dos puntos siguientes:

- 1) El número de oxidación de una sustancia elemental o elemento químico es cero.
- 2) El número de oxidación de un ion monoatómico es igual al número de carga del ion.

Reglas para asignar el número de oxidación:

01. La suma de los números de oxidación de todos los átomos, en las especies químicas, es igual a su carga total.

02. Los átomos en su forma elemental tienen un número de oxidación 0.

03. Para los elementos:

- del grupo I A tienen número de oxidación +1;
- del grupo II A tienen número de oxidación +2;
- del grupo III A (excepto el B) tienen número de oxidación +3 para iones  $M^{3+}$ ;
- del grupo IV A (excepto C y Si) tienen número de oxidación +4 para  $M^{4+}$  y +2 para  $M^{2+}$ .

04. Para el H el número de oxidación es +1 en su combinación con los no metales y -1 en su combinación con metales.

05. Para el F el número de oxidación es -1 en todos sus compuestos.

06. Para el O los números de oxidación son:

- 2 a menos que se combine con el F;
- 1 en los peróxidos  $(O_2)^{-2}$ ;
- $-\frac{1}{2}$  en superóxidos  $(O_2)^{-1}$ ;
- $-\frac{1}{3}$  en ozónidos  $(O_3)^{-1}$ .

07. La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos que integran una molécula, debe ser igual a cero.

08. En los compuestos binarios, el número de oxidación negativo se le asigna al elemento más electronegativo.

El número de oxidación del carbono en los compuestos formados por la unión de varios átomos de C, se determina de la siguiente forma: el C es cero respecto a otro C, negativo respecto al H y positivo respecto a los grupos que contengan O y N. Así, el H tiene un número de oxidación +1, el O tiene -2 y en los peróxidos -1, el N tiene -3 en aminas y +3 en nitrocompuestos.

### EJERCITACIÓN:

12) Utilizando las reglas del estado de oxidación, determinar el número de oxidación del P en:

- $P_4O_6$
- $H_3PO_4$
- $Na_3P$
- $(PH_4)^{+1}$
- $POCl_3$

13) Utilizando las reglas del estado de oxidación, determinar el número de oxidación del Cl en:

- a)  $\text{ClF}_3$
- b)  $\text{Cl}_2\text{O}$
- c)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$
- d)  $\text{HCl}$

14) Asignar el número de oxidación a cada elemento que forman parte de las siguientes moléculas o especies químicas ionizadas:

- a)  $\text{H}_2\text{O}$
- b)  $(\text{ClO})^{-1}$
- c)  $\text{HNO}_3$
- d)  $(\text{SO}_4)^{-2}$
- e)  $\text{H}_2\text{CO}_3$
- f)  $\text{KMnO}_4$
- g)  $\text{NH}_4\text{OH}$
- h)  $\text{Na}_2\text{O}_2$
- i)  $\text{MgH}_2$
- j)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- k)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- l)  $\text{K}_2\text{CO}_3$
- m)  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
- n)  $(\text{PO}_4)^{-3}$
- o)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$



NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS DE LA TABLA PERIÓDICA

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
H ±1	He																	
Li +1	Be +2											B ±3	C +2, ±4	N ±1, ±2, ±3 +4, +5	O** -1, -2	F -1	Ne	
Na +1	Mg +2											Al +3	Si +2, ±4	P ±3, +5	S ±2, ±4, +6	Cl ±1 +3, +5, +7	Ar	
K +1	Ca +2				Cr* +2, +3 (+6)	Mn* +2, +3 (+4, +6, +7)	Fe +2, +3	Co +2, +3	Ni +2, +3	Cu +1, +2	Zn +2			As ±3, +5	Se -2, +4, +6 +3, +5, +7	Br ±1 +3, +5, +7		Kr
Rb +1	Sr +2								Ag +1	Cd +2			Sn +2, +4	Sb ±3, +5	Te ±2, ±4, +6	I ±1 +3, +5, +7		Xe
Cs +1	Ba +2								Pt +2, +4	Au +1, +3			Pb +2, +4					Rn
Fr +1	Ra +2																	

\* Los números de oxidación que aparecen entre paréntesis son con los que actúan cuando forman compuestos ternarios, actuando como no metales.

\*\* El oxígeno solo funciona con el número de oxidación -1 en los peróxidos.

\*\*\* Los no metales, cuando se combinan con el hidrógeno, actúan con el número de oxidación negativo, igual que cuando forman sales binarias.