



Instituto Superior del Profesorado "Joaquín V. González" – Profesorado de Química

## **TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS**

### **PROPIEDADES PERIÓDICAS**

#### **➤ Descubrimiento de los Elementos y la necesidad de su clasificación**

Desde los comienzos de la historia de la humanidad, desde que el hombre apareció y se desarrolló en el planeta Tierra, utilizó, caracterizó y modificó a los materiales que lo rodeaban para realizar sus actividades.

Así, a través del tiempo, se comprobó que las sustancias que constituyen a los materiales están compuestas por distintos elementos químicos, a partir de cuyo descubrimiento fue necesario su estudio y caracterización.

A principios del siglo XIX, hacia el año 1830, ya se conocían más de cincuenta elementos diferentes.

Los químicos empezaron a tener serios problemas:

- Por un lado, a medida que se fueron descubriendo los elementos había que asignarles un nombre y un símbolo que permitan identificarlos y diferenciarlos entre sí. En un principio, el nombre derivaba de la forma latina o griega que describía algún rasgo característico de la sustancia simple que forma el elemento. Este criterio fue modificándose en el tiempo. Los símbolos de los elementos también fueron variando hasta llegar a ser los que conocemos actualmente. Los griegos, para designar a los metales y a otras sustancias, empleaban contracciones de sus nombres o representaciones de los planetas. Los alquimistas utilizaban un sistema similar para simbolizar a los distintos elementos. Con el tiempo la situación que se alcanzó en el intento de asignar símbolos a los elementos se transformó en un caos en el que existían para cada elemento varios símbolos posibles. En un intento de sistematizar la nomenclatura y generalizar su uso, Dalton propuso un sistema esquemático en el cual los átomos de diversos elementos se representaban mediante líneas y círculos; diversas agrupaciones de círculos representaban sus "átomos compuestos". El sueco Jöns Jacob Berzelius propuso símbolos que, con pequeñas modificaciones, son similares a los actuales.
- Por otra parte, primero los alquimistas y luego los químicos, experimentalmente lograron aislar y purificar las sustancias simples que los distintos elementos formaban. De esta manera pudieron determinar, también en forma experimental, las propiedades físicas y químicas de cada una de estas sustancias simples. A partir de estas propiedades podían describirse las características fundamentales de los elementos. Por ejemplo: el elemento Oxígeno se presenta en la naturaleza formando la sustancia simple oxígeno, que es un gas incoloro, inodoro e insípido, constituido por moléculas diatómicas. El gas oxígeno tiene como variedad alotrópica al ozono. Puede combinarse con metales y no metales formando compuestos binarios llamados óxidos. Estos, al reaccionar con el agua, forman compuestos ternarios: los oxo - ácidos y los hidróxidos. Combinado con el elemento Hidrógeno forma la sustancia agua que, por sus propiedades, es una de las sustancias fundamentales en



la naturaleza. También el elemento Oxígeno compone un número importante de sustancias orgánicas, como los alcoholes, los glúcidos, los aminoácidos, entre otros.

A medida que se fueron descubriendo los distintos elementos, que se los fue caracterizando, a través de las propiedades de las sustancias simples que forman, que son las que se encuentran libres en la naturaleza. Resulta evidente que la información acumulada en la primera mitad del siglo XIX era inmensa. En este punto, la otra parte del problema en el que los químicos de la época estaban inmersos es clara: ¿como ordenar toda esta información para que la misma resulte realmente útil y de fácil acceso?

Surge de esta manera la necesidad de “**clasificar a los elementos**”. Cuando nos referimos a clasificar queremos decir establecer relaciones entre las partes componentes de un sistema particular, es decir, ordenar sobre la base de un criterio predeterminado. Es necesario, entonces, definir claramente el criterio que se va a aplicar.

El avance que los químicos lograron en los numerosos intentos de clasificación sistemática de los elementos, está íntimamente vinculado con el conocimiento, a través de la historia, de la estructura del átomo. Es por este motivo que, de acuerdo al Modelo Atómico vigente en cada momento, el criterio de clasificación de los elementos fue variando. Esto responde al hecho de que cada tipo particular de átomo, con sus características estructurales, define a un elemento. A su vez, los elementos componen a las sustancias simples, a sus variedades alotrópicas y a las sustancias compuestas que constituyen los distintos materiales que se presentan en la naturaleza.

Cuando hablamos de Dimitri Mendeleev y su genial desarrollo, la Tabla Periódica de los Elementos, basada en la llamada **Ley Periódica: “Las propiedades de los elementos son funciones periódicas de sus Masas Atómicas crecientes”**, vemos una herramienta de gran utilidad en el laboratorio, en el análisis del comportamiento de las sustancias o para resolver distintos tipos de problemas.

Como dato anecdótico, es curioso ver que es posible encontrar, según la bibliografía consultada, las diferentes formas en que se escribe el apellido de este genial químico: **Mendeleiev, Mendelejev, Mendelejev, entre otras**. Utilizaremos, simplemente por elección, Mendeleev.

Aplicando muchos de los conceptos de los que ya disponemos, nos proponemos realizar, algunos de los pasos que los químicos hicieron en su intento para clasificar a los elementos sistemáticamente. Este intento se enlaza con la necesidad de encontrar la propiedad que caracterice realmente el comportamiento del átomo, de aquí la relación permanente entre el desarrollo del conocimiento de la Estructura Atómica y la evolución en la clasificación de los elementos hasta llegar a la Tabla Periódica que hoy conocemos.



## ➤ Clasificación de los Elementos Químicos

Es posible observar numerosas regularidades en las propiedades y el comportamiento de los elementos, podemos decir que los elementos químicos poseen una serie de regularidades o modelos de conducta.

Una propiedad fundamental de los elementos es la **actividad química** o **reactividad química** y, podemos decir, que casi todas las sustancias simples que componen los elementos poseen actividad química, o sea, bajo ciertas condiciones de presión y temperatura, cada una se combinará con otro o con varios para formar distintos compuestos. Sin embargo, hay seis, que carecen de reactividad o actividad o, que la misma es muy baja.

Esas sustancias simples que no son químicamente activas se presentan en la naturaleza en estado gaseoso y son los llamados **gases nobles o raros** y están compuestos por los denominados “**elementos inértidos**”. Los mismos son: el Helio (He), el Neón (Ne), el Argón (Ar), el Kriptón (Kr), el Xenón (Xe) y el Radón (Rn). Forman las sustancias simples que se presentan en la naturaleza como gases constituidos por moléculas monoatómicas. Es importante aclarar que hablamos de “gases nobles o raros” cuando nos referimos a las sustancias simples que están compuestas por los “elementos inértidos”. Teniendo en cuenta el significado de elemento y sustancia simple esta diferencia no es sutil.

Primero podemos decir que sí, son **raros**, exceptuando al Argón, que se encuentra en casi el 1% en el aire, los demás sólo existen en cantidades muy pequeñas. Por otra parte, se los denomina **nobles**, por su inactividad química, y fueron conocidos durante mucho tiempo como **gases inertes**, ya que no se conocía ningún compuesto formado por estos elementos, hasta que, en el año 1962, lograron prepararse algunos compuestos estables de los mismos. A pesar de ello, la inactividad química compartida por los gases nobles, indica una semejanza fundamental entre estos seis elementos que los componen, además de presentar muchas otras propiedades comunes entre ellos. Por ejemplo, a temperatura ambiente, todos ellos son gaseosos y, a diferencia de otros gases, sólo existen como especies cuyas moléculas son monoatómicas.

Por estas propiedades: baja abundancia en la naturaleza, incoloros, inodoros y de poca actividad química, resultó muy difícil demostrar su presencia en la naturaleza. La primera vez que se tuvo idea de la existencia de un gas, hasta ese momento desconocido, fue durante los experimentos realizados por Henry Cavendish quien intentaba convertir el nitrógeno, sustancia abundante en el aire, pero poco reactiva, en ácido nítrico, químicamente activo. Durante los mismos *“le quedó una burbuja, aparentemente de aire, por lo cual, si hay algo que sea diferente al nitrógeno, sólo estará presente en no más que 1/120 avas parte del total de aire inicial”*.

Casi cien años después, al repetirse estos experimentos y someter a esta “burbuja de aire” a todas las pruebas conocidas, se concluyó que se había descubierto un nuevo elemento y que éste, a diferencia de todos los demás, parecía químicamente inerte. Se lo denominó **Argón**, que quiere decir “perezoso”.



El **Helio** fue identificado en el sol, de ahí su nombre, por medio de un espectroscopio enfocado al sol durante un eclipse observado en la India en el año 1868. En el espectro observado, aparecía una línea amarilla que no podía atribuirse a ningún elemento conocido en la Tierra.

Estudios posteriores en muestras de aire líquido, permitieron aislar otros tres gases nobles, compuestos por los elementos, **Neón** (nuevo), **Kriptón** (oculto) y **Xenón** (extraño).

Finalmente se aisló al **Radón**, como subproducto de la desintegración radiactiva del Radio.

En la **Tabla 1**, se indican la Masa Atómica Relativa de los elementos inértidos y algunas propiedades de las sustancias simples que éstos forman, como el Punto de Fusión, el Punto de Ebullición, el Calor de Fusión y el Calor de Vaporización:

**Tabla 1:**

	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Masa Atómica – A - (uma)	4,00	20,18	39,94	83,80	131,3	222
Punto de Fusión – PF - (°C)	-	-249	-189	-157	-112	-110
Punto de Ebullición – PE - (°C)	-269	-246	-186	-153	-107	-62
Calor de Fusión – $L_f$ - (kcal/ mol)	-	0,08	0,27	0,36	0,49	0,8
Calor de Vaporización – $L_v$ – (kcal/ mol)	0,02	0,44	1,50	2,31	3,27	3,92

A partir de los datos consignados en la **Tabla 1**:

¿Es posible establecer alguna relación entre las propiedades físicas de las sustancias simples que forman los elementos inértidos y la Masa Atómica de los mismos?.

¿Los valores numéricos de estas propiedades físicas aumentan o disminuyen?

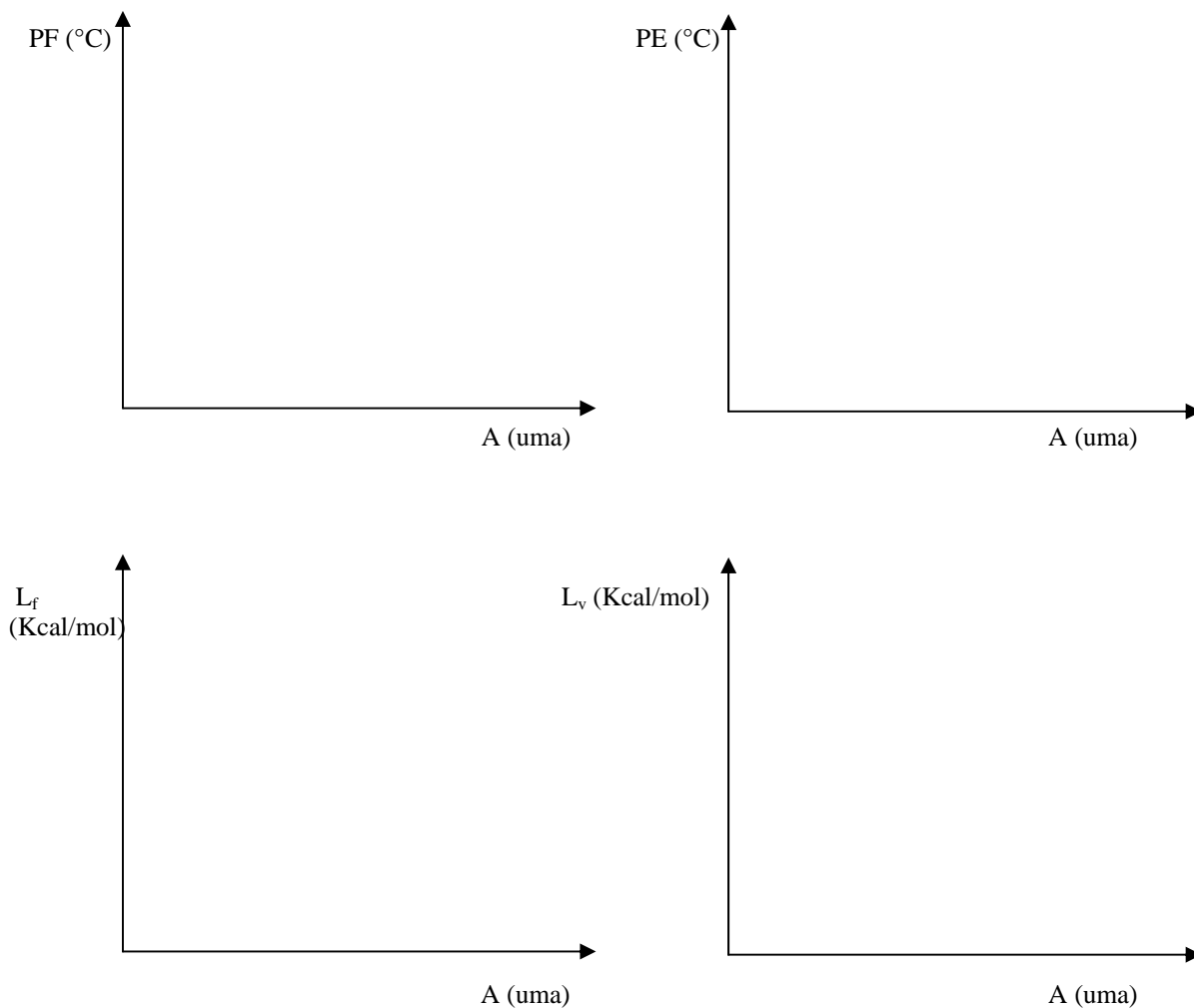
A partir de este análisis es posible elaborar las siguientes conclusiones:

- En la primer fila, aparecen, en orden creciente, de menor a mayor, las Masas Atómicas de los elementos inértidos, expresadas en uma (unidad de masa atómica).
- Las propiedades físicas de las sustancias simples que forman los elementos inértidos que aparecen como ejemplo en la **Tabla 1**, aumentan al aumentar la Masa Atómica Relativa de los mismos.

Podemos graficar cada una de las propiedades físicas indicadas en la tabla en función de la Masa Atómica del elemento inértido correspondiente. En un sistema de



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química  
coordinadas cartesianas indicamos en la ordenada al origen la propiedad física y en el eje correspondiente a las abscisas la Masa Atómica del elemento.



Complete la realización de estos gráficos, a partir de los datos dados en la Tabla 1.

Si se descubriese la existencia de un elemento inértido cuya Masa Atómica sea, por ejemplo, 300 uma, a partir de las conclusiones expuestas: ¿cuál podrá ser su Punto de Fusión? ¿Tendrá valores próximos a  $-249\text{ }^{\circ}\text{C}$  o a  $-110\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?

A partir de los datos experimentales consignados en la Tabla 1, podemos concluir que el Punto de Fusión de los gases nobles aumenta al aumentar la Masa Atómica de los mismos. Es posible entonces, predecir que para este hipotético elemento, cuya Masa Atómica es mayor que la del Radón, el Punto de Fusión de la sustancia simple que forma, debe ser también mayor a la de éste, o sea, mayor a  $-110\text{ }^{\circ}\text{C}$ .



Teniendo en cuenta la curva obtenida al graficar los Puntos de Fusión de los gases nobles conocidos en función de la Masa Atómica de los elementos inértidos que los componen, a partir de la Masa Atómica de nuestro hipotético elemento inértido,  $A = 300$  uma, extrapolar el valor aproximado de su Punto de Fusión, que será un poco mayor a  $-100$  °C. Como estamos analizando valores que corresponden a números negativos, un número de menor valor absoluto es mayor que el de mayor valor absoluto, es decir, que si  $[-110] > [100]$ , esto implica que  $-100$  °C  $>$   $-110$  °C.

Resumiendo, hemos podido establecer que si se descubre un elemento inértido de Masa Atómica 300 uma su Punto de Fusión debería ser del orden de  $-100$  °C a partir del siguiente razonamiento, basado en las conclusiones que pueden desarrollarse con los datos experimentales dados en la Tabla 1:

- Es un elemento inértido.
- Luego, debe compartir propiedades químicas comunes con los mismos y, las propiedades físicas de la sustancia simple que forma, deben guardar una relación con las de los otros elementos inértidos.
- Las propiedades físicas de los gases nobles, que son las sustancias simples que forman los elementos inértidos, aumentan con la Masa Atómica de los mismos, ya que están constituidos por moléculas monoatómicas.

Entonces con los datos y los conocimientos que hemos desarrollado a partir de los mismos, podemos decir que: ***“las propiedades químicas y las propiedades físicas de los elementos de una misma familia o grupo de la Tabla Periódica, guardan una relación estrecha con su Masa Atómica”***. Esta relación nos permite inferir o predecir las propiedades que debería poseer un elemento aún no descubierto, ubicado en la columna 0 de la Tabla de Mendeleev y que, por lo tanto, fuera un inértido.

Es importante aclarar que, de manera expresa, diferenciamos conceptualmente, en todo momento, el uso de las palabras “elemento” y “sustancia simple”. Como sabemos, los elementos están caracterizados por un tipo particular de átomo, con un número definido de electrones, protones y neutrones que lo componen y determinan sus propiedades. Los átomos no tienen estado de agregación: no son sólidos, líquidos o gaseosos. Las sustancias simples, que se nombran con la misma denominación del elemento que las componen, están formadas por una única clase de átomos. Pueden ser monoatómicas, cuando la atomicidad es uno y, en este caso, la molécula coincide con el átomo, o poliatómicas, cuando las moléculas están formadas por dos o más átomos del mismo elemento. Las sustancias simples, a diferencia de los elementos, se presentan en la naturaleza en diferentes estados de agregación – sólido, líquido o gas – según las condiciones de presión y temperatura en las que se encuentren.

El estado de agregación de una sustancia es el resultado de las fuerzas de interacción entre las partículas que la componen a una determinada presión y temperatura. Las fuerzas de interacción pueden ser de atracción o de repulsión. Si predominan las fuerzas de atracción entre las partículas, la sustancia se presenta en estado sólido. Si, en cambio, predominan las fuerzas de repulsión, el estado en el que se



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química encuentra la sustancia es gaseoso. Finalmente, si las fuerzas atractivas están equilibradas con las de repulsión, el estado de agregación es el líquido.

Es evidente, que si tenemos en cuenta el significado de cada una de las propiedades físicas dadas en la tabla de datos experimentales con la que estamos trabajando, todas ellas dependen de la intensidad de estas fuerzas, fundamentalmente de las de atracción, en las distintas sustancias simples que forman los elementos inértidos.

Si analizamos los datos consignados en la Tabla 1, podemos afirmar, que los valores correspondientes a los calores de fusión y de vaporización de los gases nobles son muy bajos. Es decir, se requiere poca energía para vencer las fuerzas de atracción presentes entre los átomos de estos elementos cuando se encuentran en un sistema en estado líquido o gaseoso.

Si analizamos los valores correspondientes a las propiedades físicas de la sustancia simple formada por el elemento Helio, teniendo en cuenta los valores bajos del Punto de Fusión y de Ebullición de la misma, podemos afirmar que las fuerzas de atracción entre sus átomos son muy bajas, si los mismos constituyen un sistema en estado líquido o sólido. Por otra parte, y como dato adicional, el Punto de Ebullición del gas Helio es el más bajo de todas las sustancias conocidas, y sólo es posible su solidificación cuando se aplican bajas temperaturas y presiones muy elevadas en forma conjunta.

Si continuamos avanzando en nuestro interés por estudiar las propiedades de los elementos químicos y las sustancias que forman, en un intento que nos permita encontrar coincidencia y similitudes entre los mismos para poder clasificarlos, de manera tal que se facilite su estudio sistemático, podemos, a partir de la metodología aplicada para los gases nobles, considerar la existencia de grupos de elementos con características y propiedades afines.

A esta altura de nuestro estudio, **si conocemos las propiedades de un grupo de elementos, es posible predecir las propiedades de cualquier otro miembro de esta familia.**

Para comprobarlo estudiemos otros grupos de elementos que sabemos tienen propiedades similares, como por ejemplo, los halógenos y los metales alcalinos.





### ➤ Propiedades de los Halógenos

Debido a la elevada reactividad química de los halógenos, ninguno de ellos existe en la naturaleza en forma elemental. Cuatro de sus elementos forman cuatro sustancias simples diatómicas: el Flúor ( $F_2$ ), el Cloro ( $Cl_2$ ), el Bromo ( $Br_2$ ) y el Yodo ( $I_2$ ).

Si bien, estas sustancias simples se encuentran en Condiciones Standard de Presión y Temperatura (CSPT corresponden a una presión de 1 atm y a una temperatura de 25 °C) en distintos estados de agregación y, por lo tanto, con un aspecto físico muy diferente, tienen propiedades muy similares en cuanto a su comportamiento químico. Entre ellas, podemos citar a modo de ejemplo, la facilidad que presentan para formar sales binarias cuando reaccionan con los metales. Por esta propiedad se los llama **"formadores de sales"** de donde proviene el nombre de **"halógenos"** con el que se los identifica y a sus sales se las denominan **"haluros"**.

En la familia hay un quinto elemento de mayor Masa Atómica, que es de origen sintético y se denomina Astatato (At). Si bien, este elemento no posee forma estable en condiciones ambientales, conociendo las propiedades de los otros miembros del grupo, es posible predecir las del Astatato.

Para poder elaborar algunas conclusiones, aplicando el método de trabajo que utilizamos para los elementos inértidos, analizaremos los datos experimentales que se presentan en la Tabla 2:

**Tabla 2:**

	Flúor	Cloro	Bromo	Yodo	Astatato
Masa atómica una	19,0	35,5	79,9	127	
Punto de ebullición (° C)	-188	-34	58	184	
Punto de fusión (° C)	-220	-102	-7	114	
Calor de fusión ( kcal / mol de $X_2$ )	0,12	1,53	2,52	3,74	
Calor de vaporización ( kcal / mol de $X_2$ )	1,56	4,88	7,18	9,98	
Fórmula del haluro de sodio	NaF	NaCl	NaBr	NaI	





A partir de estos datos se pueden realizar las siguientes actividades:

- Construya, usando un programa adecuado, como puede ser Excel si lo hace en una PC, o con papel milimetrado, las curvas correspondientes para analizar la variación de las propiedades indicadas en la Tabla 2 en función de las Masas Moleculares de las sustancias simples que forman los elementos del grupo de los halógenos.
- ¿Cómo se modifican las propiedades, cuyos datos están indicados en la Tabla 2, al aumentar la Masa Molecular de las sustancias simples involucradas? Elabore las correspondientes conclusiones. Es importante notar que el aumento en la Masa Molecular corresponde a un aumento en la Masa Atómica del elemento que forma la sustancia simple.
- En CSPT, es decir, a 25 °C y 1 bar de presión, cuál es el estado de agregación en el que estas sustancias se encuentran en la naturaleza? ¿Cuál sería el estado de agregación que podríamos esperar para la sustancia simple que forma el elemento Astatato?
- ¿Es posible, a partir de los datos disponibles en la Tabla 2, predecir la fórmula química para el haluro que formaría el astatato con el elemento sodio? Escriba la fórmula correspondiente.
- **Propiedades de los Metales Alcalinos**

Podemos realizar un análisis similar al efectuado con los elementos inertes y con los halógenos con los elementos del grupo de los metales alcalinos. Este nombre deriva de los compuestos que forman estos elementos conocidos como álcalis o bases fuertes. Ellos son: el Litio (Li), el Sodio (Na), el Potasio (K), el Rubidio (Rb) y el Cesio (Cs). El último elemento de la familia es el Francio (Fr) se forma en las series naturales de desintegración radioactiva y mediante reacciones nucleares artificiales apropiadas.

Todos estos elementos son muy activos químicamente, y se presentan en la naturaleza como sustancias simples monoatómicas. Son metales blandos, de color blanco o muy claro y con brillo metálico. Al ser tan activos reaccionan violentamente con el agua y más lentamente con el oxígeno del aire, con el que forman óxidos iónicos. Por este motivo, se conservan en una atmósfera seca o inerte o en un solvente libre de oxígeno.

**Tabla 3:**

	<b>Litio</b>	<b>Sodio</b>	<b>Potasio</b>	<b>Rubidio</b>	<b>Cesio</b>
<b>Masa atómica (uma)</b>	<b>6,9</b>	<b>23,0</b>	<b>39,1</b>	<b>85,5</b>	<b>132,9</b>
<b>Punto de ebullición ( ° C)</b>	<b>1331</b>	<b>890</b>	<b>766</b>	<b>701</b>	<b>685</b>
<b>Punto de fusión ( ° C)</b>	<b>180</b>	<b>98</b>	<b>63</b>	<b>39</b>	<b>29</b>



Instituto Superior del Profesorado "Joaquín V. González" – Profesorado de Química

Calor de fusión (kcal / mol)	0,72	0,62	0,55	0,52	0,50
Calor de vaporización (kcal / mol)	32,2	21,3	18,5	16,5	15,8
Densidad (gr. / ml)	0,53	0,97	0,86	1,52	1,87

A partir de los datos aportados en la Tabla 3, se pueden realizar las siguientes actividades:

- Construya, usando un programa adecuado, como puede ser Excel si lo hace en una PC, o con papel milimetrado las curvas correspondientes para analizar la variación de las propiedades indicadas en la Tabla 3 en función de las Masas Atómicas de las sustancias simples que forman los elementos del grupo de los metales alcalinos.
- ¿Cómo se modifican las propiedades, cuyos datos encontramos en la Tabla 3, al aumentar la Masa Atómica de las sustancias simples monoatómicas involucradas?
- En CSPT, es decir, a 25 °C y 1 atm de presión, cuál es el estado de agregación en el que estas sustancias se encuentran en la naturaleza? ¿Cuál sería el estado de agregación que podríamos esperar para la sustancia simple que forma el elemento Francio?

Luego de observar esta tabla, también como en los casos anteriores, podemos sacar varias conclusiones sobre las propiedades de esta familia, entre ellas su semejanza física y su actividad química.

Por su tendencia a formar cationes con una carga positiva,  $\text{Me}^+$ , las propiedades químicas de estos elementos son esencialmente las de este tipo de cationes.

La facilidad, vinculada a la formación de los cationes  $\text{Me}^+$ , está relacionada al hecho de que al ceder su único electrón externo, estos elementos adquieren, en el ion formado, la configuración electrónica externa estable del elemento inértido más cercano.

De todos los elementos de la Clasificación Periódica, los metales del Grupo 1, son los que muestran más claramente y con menos complicaciones el efecto del aumento del tamaño y de la Masa Atómica sobre las propiedades físicas y químicas de las sustancias que forman.

### ➤ Ley Periódica para la clasificación de los elementos

Hemos estudiado dos familias de elementos con distintas propiedades entre sí. Podemos decir, que cada una de ellas presenta una cierta **regularidad** en su comportamiento químico y en la variación de las propiedades físicas de las sustancias simples que forman, cuando los ordenamos en orden creciente de las Masas Atómicas de los elementos que las componen.



Es importante que, en este punto, nos detengamos para interpretar por qué hemos utilizado la palabra **regularidad**. Una cierta regularidad en el comportamiento químico y en la variación de las propiedades físicas de las sustancias simples que forman los elementos, está vinculada al hecho de que, cuando se ordena a los mismos en función de las Masas Atómicas crecientes, se observa que cada un **cierto número de elementos**, las **propiedades** que caracterizan el comportamiento de los átomos, **se repiten** de manera **periódica**.

Analicemos los datos consignados en la Tabla 4:

**Tabla 4**

Elemento	He	Li	F	Ne	Na	Cl	Ar	K	Br	Kr	Rb	I	Xe	Cs
Masa Atómica	4,00	6,94	18,0	20,2	23,0	35,5	39,9	39,1	79,9	83,8	85,5	127	131	133

Podemos afirmar, a partir del análisis de los datos de la Tabla 4, que al ordenar a los elementos de cada una de las familias constituidas por los elementos inértidos, los halógenos y los metales alcalinos, según sus Masas Atómicas crecientes, se repiten las propiedades, **periódicamente**, cada tres elementos. La anomalía presente en el orden de ubicación del Argón y el Potasio, constituye una excepción que analizaremos más adelante.

*“Existe una periodicidad en las propiedades de los elementos químicos que está relacionada con las Masas Atómicas de los mismos”.*

Todo este análisis que hemos realizado y que coincide en la metodología aplicada por los químicos, favoreció el desarrollo de la química como ciencia, por que permitió una **clasificación sistemática de los elementos** conocidos que, por otra parte, brinda los datos necesarios para prever la existencia de otros.

En el año 1829 J. W. Dobereimer (químico alemán) intentó una sistematización, pero fueron Dimitri Mendeleev (químico ruso) y Lothar Meyer (químico alemán), quienes, en forma independiente, alrededor del año 1869, descubrieron el principio de periodicidad de los elementos y, con un estudio sistemático de las propiedades físicas y químicas de las sustancias simples y de las sustancias compuestas que forman los distintos elementos por ese entonces conocidos, pudieron enunciar una Ley Periódica:

*“Las propiedades de los elementos son funciones de sus Pesos (hoy Masas) Atómicas”.*

Mendeleev planteó el esquema global de la Tabla Periódica, después de dedicar todo un día, el 17 de febrero de 1869, a pensar intensamente, según cuenta la leyenda.

Mendeleev escribió, en hojas separadas, a manera de fichas, para cada uno de los elementos conocidos, datos entre los que podemos citar: Masa Atómica, propiedades



**Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química**

físicas de las sustancias simples que forma cada elemento (Punto de Fusión, Punto de Ebullición, Solubilidad en distintos solventes, entre otras), propiedades químicas de las mismas y algunas propiedades físicas y químicas de sustancias compuestas que forman los distintos elementos.

Colocó en las paredes de su laboratorio estas hojas, ordenándolas de forma diferente, en un intento por encontrar un ordenamiento que le permitiese agrupar a los elementos a partir de sus propiedades comunes. De esta manera, al ordenar a los mismos según sus Masas Atómicas crecientes, verificó que las propiedades químicas de sus sustancias simples, se repetían periódicamente y que sus propiedades físicas variaban gradualmente según este ordenamiento.

En este proceso, Mendeleev encontró, al igual que nosotros al analizar los datos consignados en la Tabla 3, que el Potasio (Masa Atómica 39,1 uma) y el Argón (Masa Atómica 39,9 uma), cuando se ordenaban según sus Masas Atómicas crecientes, quedaban en grupos o familias de elementos con las que sus propiedades no coincidían. El Potasio se ubicaba en el grupo de los elementos inértidos y el Argón en el de los metales alcalinos. Invirtió la ubicación de los mismos y colocó al Potasio que posee propiedades comparables con las de los metales alcalinos y al Argón con los elementos inértidos de propiedades similares a él. Mendeleev tuvo que hacer otras inversiones, como por ejemplo, para el Yodo y el Telurio, **contradiendo de esta manera su Ley Periódica.**

Por otra parte, comprobó que resultaba necesario dejar “huecos” o espacios vacíos que, según él pensaba, serían ocupados por elementos hasta ese momento no descubiertos en la naturaleza. Uno de ellos era el que debería ubicarse debajo del Silicio (Si), en el grupo IV de su Tabla Periódica, al que denominó “eka – Silicio” ( que significa similar al Silicio). Pero Mendeleev no se quedó en este punto. A partir del análisis de las propiedades físicas y químicas de los elementos que rodeaban a esos “huecos” que él dejaba en su tabla, pudo predecir las propiedades de los mismos.

En la Tabla 5 se sintetizan las predicciones aportadas por Mendeleev para el elemento desconocido al que denominó “eka – Silicio” y para la sustancia simple que forma, comparadas con las propiedades reales del elemento descubierto posteriormente, denominado Germanio (Ge):

**Tabla 5:**

<b>Propiedad</b>	<b>Eka – Silicio (E)</b>	<b>Germanio (Ge)</b>
Masa Atómica	72 uma	72,6 uma
Densidad	5,5 g / cm <sup>3</sup>	5,35 g / cm <sup>3</sup>
Punto de Fusión	Alto	937 °C
Apariencia	Gris oscuro	Gris oscuro
Oxido que forma	EO <sub>2</sub>	GeO <sub>2</sub>
Apariencia	Sólido blanco	Sólido blanco
Acido / Básico	Anfótero	Anfótero
Densidad	4,7 g / cm <sup>3</sup>	4,23 g / cm <sup>3</sup>
Cloruro que forma	ECl <sub>4</sub>	GeCl <sub>4</sub>



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

Punto de Ebullición	Por debajo de 100 °C	84 °C
Densidad	1,9 g / cm <sup>3</sup>	1,84 g / cm <sup>3</sup>

En estos dos hechos, la inversión de su Ley Periódica y la predicción acerca de la existencia de elementos no descubiertos y de las propiedades de las sustancias que los mismos forman, resulta evidente la genialidad de este extraordinario químico que fue Mendeleev y el aporte fundamental que realizó para el desarrollo de la química como ciencia. Como consecuencia del reconocimiento de la necesidad de realizar estas “inversiones” pensó que debía existir otra propiedad del átomo que permitiera caracterizar mejor su comportamiento que la Masa Atómica, es decir, que la Ley Periódica responde a esta propiedad, desconocida por los químicos de su época y por él mismo.

En este punto es importante detenernos. No resulta extraño que los químicos de la época de Mendeleev, para estudiar las formas posibles de clasificación sistemática de los elementos, tomaran como referencia posible de comparación las Masas Atómicas de los mismos. En ese momento, el modelo atómico vigente, era el enunciado por Joseph Dalton, quien en varios postulados resumió su Teoría Atómica. Según este modelo, la propiedad que caracterizaba el comportamiento químico de los átomos era la Masa Atómica. El desarrollo de una clasificación sistemática de los elementos está íntimamente relacionado con el conocimiento, cada vez más profundo, de la naturaleza y estructura de los átomos.

Es cierto que no puede negarse el aporte dado por Mendeleev en el desarrollo de una clasificación de los elementos adecuada. Sin embargo, no puede dejar de mencionarse que la corrección de las anomalías presentes en su tabla periódica, se deben a Henry Moseley (químico inglés) que dedujo la existencia de **cierto orden numérico** para los elementos, y le asignó a cada elemento un **Número Atómico** que determinaba dicho orden. De esta manera, pudo corregirse la inversión en la posición de los elementos Argón y Potasio de la tabla de Mendeleev, al asignarle respectivamente el número atómico 18 y 19, eliminando el problema de la inversión de las Masas Atómicas de 39,9 una para el Argón y 39,1 una para el Potasio. En forma análoga solucionó las inversiones entre el Cobalto y el Níquel, o entre el Yodo y el Telurio.

Moseley, en el año 1913, estudió la difracción de los **Rayos X característicos** de diversos elementos, utilizando como red de difracción un cristal de ferrocianuro de potasio, haciendo incidir los rayos resultantes del proceso de difracción, sobre una placa fotográfica. De esta manera, la posición de la línea registrada en la placa se podía relacionar con la longitud de onda de los rayos X característicos del elemento particular en estudio. Si bien no existe una relación inmediata entre la longitud de onda o la frecuencia con la Masa Atómica, Moseley encontró una relación muy simple entre las frecuencias de los rayos X característicos y un número al que denominó **Número Atómico** del elemento respectivo. El mismo puede, en principio, definirse como **“el número de orden de un elemento en la tabla periódica”**. De esta manera, se pudieron justificar las inversiones realizadas por Mendeleev y explicar la presencia de “huecos” que este importante químico dejó en su Tabla Periódica.



En la actualidad definimos al **Número Atómico (Z)** de un elemento como el número que coincide con la cantidad de protones que un átomo de un cierto elemento tiene en su núcleo y que, además, es el número de electrones que giran en torno a él en determinados orbitales atómicos. Como las propiedades que caracterizan el comportamiento de los átomos están vinculadas a su configuración electrónica, es decir, a la distribución de los electrones en niveles de energía, sub - niveles de energía y orbitales, resulta absolutamente claro que las propiedades de los mismos están determinadas fundamentalmente por este número.

Hemos mencionado que el avance en el estudio de la estructura del átomo permite encontrar propiedades del mismo que caracterizan su comportamiento y propiedades específicas. De esta manera, en la actualidad sabemos que la propiedad que caracteriza el comportamiento químico de los átomos es el **Número Atómico**

Luego, es posible enunciar la Ley de Periódica Moderna de la manera siguiente:

*“Las propiedades de los elementos y sus compuestos son funciones periódicas al ordenar a los elementos según el Número Atómico creciente de los mismos”.*

#### ➤ **Tabla Periódica Moderna**

Se han descubierto hasta la actualidad 109 elementos, y a cada uno de ellos, como ya hemos mencionado, se le ha asignado un número y un símbolo.

Aunque el número de elementos a estudiar, 109, pueda parecer grande, hemos podido establecer que es posible ordenarlos sistemáticamente en función del Número Atómico creciente de los mismos. Este ordenamiento permite facilitar el estudio de sus propiedades. A partir de este momento, a los efectos de la química, podemos considerar que todos los elementos están constituidos por sólo tres partículas subatómicas: el protón y el neutrón en el núcleo del átomo y los electrones, en un número igual al de protones, girando en orbitales atómicos alrededor de él.

#### ➤ **Nombres y Símbolos de los Elementos**

Ya hemos mencionado que los nombres de algunos elementos son antiguos, pues fueron descubiertos hace mucho tiempo. Este es el caso del Cobre, nombre que deriva de “Cyprus” (Chipre), en donde era extraído de las minas, y del Oro, que deriva de la palabra latina “aurum”. El nombre de los elementos descubiertos o sintetizados en el laboratorio más recientemente ha resultado de la creación, más o menos afortunada, de sus descubridores. En algunos casos el nombre de un elemento refleja alguna propiedad característica. El Cloro es un gas de color verde amarillento y su nombre deriva de la palabra griega que significa dicho color. En otros casos, los químicos parecen convertirse en poetas, como para el Vanadio, que forma compuestos coloreados muy atractivos, y su nombre deriva de “Vanadis”, diosa escandinava de la belleza. Para otros elementos su nombre constituye un homenaje a personas o a lugares. Este es el caso de elementos como el Americio, el Berquelio, el Californio, el Einstenio y el Curio.





Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

Muchos de los elementos descubiertos más recientemente o sintetizados artificialmente todavía no tienen un nombre definitivo y se conocen con nombres transitorios. Este es el caso del unnilennio (es el elemento de Número Atómico 109: *un* significa uno, *nil* cero y *enn* nueve).

Los elementos se representan, como ya se ha indicado, mediante *símbolos químicos* formados por letras. Muchos por la primer letra, en imprenta mayúscula, del nombre del elemento (Hidrógeno – H, Boro – B, entre otros) y otros por la primera y la segunda letra de su nombre (por ejemplo Helio – He y Níquel – Ni) o por la primera letra y otra cualquiera del nombre (Magnesio – Mg, Plutonio – Pu, por citar dos ejemplos). En estos últimos casos la primer letra se nota con mayúscula y la segunda con minúscula, siempre en imprenta. Sólo once de los elementos conocidos poseen símbolos que derivan de sus nombres latinos o germánicos. Indicamos estos casos en la siguiente tabla:

ELEMENTO	SIMBOLO	ORIGEN DEL SIMBOLO
Antimonio	Sb	<i>Stibium</i>
Cobre	Cu	<i>Cuprum</i>
Oro	Au	<i>Aurum</i>
Hierro	Fe	<i>Ferrum</i>
Plomo	Pb	<i>Plumbum</i>
Mercurio	Hg	<i>Hidrargyrum</i>
Potasio	K	<i>Kalium</i>
Plata	Ag	<i>Argentum</i>
Sodio	Na	<i>Natrium</i>
Estaño	Sn	<i>Stannum</i>
Volframio	W	<i>Wolfram</i>

### ➤ Grupos y Períodos

En la figura, que esquematiza la **Tabla Periódica Moderna**, encontramos una serie de hileras verticales (columnas) y otra de hileras horizontales (filas).

Las **columnas** se denominan **grupos**, numerados del 1 al 18 en la nomenclatura actual. Podemos ubicar entre las mismas a los metales alcalinos en la columna uno que corresponde al Grupo 1. Por otra parte, los elementos inértidos están ubicados en la última columna que corresponde al Grupo 18 y a los halógenos en el Grupo 17.

Las **filas** se denominan **Períodos** y se numeran (dos) del 1 al 7 (del primero al séptimo).

El Hidrógeno, que está ubicado en el primer período y puede encontrarse, según la tabla que analicemos, en el grupo 1 o en el grupo 17 indistintamente, ya que su ubicación es siempre discutible. El Hidrógeno presenta algunas propiedades comunes con los metales alcalinos ( forma un catión con una carga positiva, la sustancia simple hidrógeno es un agente reductor, entre otras propiedades comunes con los metales alcalinos) y con los halógenos (forma moléculas diatómicas, se presenta en CSPT como un gas, se combina con los metales alcalinos y alcalinotérreos formando un anión con





Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

una carga negativa y actúa en estas combinaciones como un agente oxidante, entre otras propiedades comunes con los halógenos). Por este motivo podría, con  $Z = 1$ , ubicarse en el Grupo 1 o en el Grupo 17. Generalmente se lo ubica en el Grupo 1 y, también en algunas Tablas Periódicas, aparece en el centro de la misma.

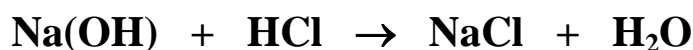
Hasta aquí una presentación, que podríamos calificar de meramente descriptiva. En este punto es necesario que nos formulemos la siguiente pregunta:

¿Cuál es la utilidad, desde el punto de vista químico de la clasificación de los elementos en Grupos y Períodos a partir de la Ley Periódica?.

Trataremos de encontrar la aplicación química más importante de la Tabla Periódica Moderna analizando un ejemplo concreto.

Cuando se mezcla una solución de hidróxido de sodio (NaOH) y una solución de ácido clorhídrico (HCl), se produce una reacción química, denominada neutralización, en la que se obtiene cloruro de sodio (NaCl) y agua (H<sub>2</sub>O).

La ecuación química correspondiente a esta reacción es la siguiente:



El concepto de periodicidad nos permite predecir que las soluciones acuosas de los hidróxidos que forman los elementos litio y potasio, ubicados junto con el sodio en el grupo 1, tienen un comportamiento parecido al del hidróxido de sodio: cuando se combinan con soluciones acuosas de los hidrácidos, formados por elementos Flúor, Cloro, Bromo e Yodo del grupo 17, de comportamiento parecido al del ácido clorhídrico. Se formarán, de esta manera, los haluros alcalinos correspondientes. Es importante aclarar que no consideramos los hidróxidos del Rubidio, del Cesio y del Francio, también metales alcalinos del grupo 1, como tampoco el hidrácido que forma el Astatio, halógeno del grupo 17, ya que estos elementos forman, por su naturaleza química, sustancias poco estables, con lo cual las reacciones que producen se deben realizar en condiciones de control estrictas. Algunos de ellos tienen propiedades radioactivas.

Por lo tanto gracias al conocimiento del comportamiento químico del hidróxido de sodio con el ácido clorhídrico podemos predecir las reacciones de los dos hidróxidos de los metales alcalinos indicados con los tres hidrácidos de los halógenos, siempre en medio acuoso. Es decir conoceremos un total de nueve reacciones. Esta generalización simplifica, de esta manera, el estudio del comportamiento químico de las sustancias.

Si conocemos la química del elemento sodio, podemos esperar un comportamiento análogo, no igual, de todos los otros miembros de su grupo.

En síntesis, un elemento y sus *congéneres* (los demás elementos de su grupo), presentan un comportamiento similar y sus propiedades varían gradualmente. Como hemos visto en nuestro ejemplo, las propiedades del elemento Sodio constituyen un parámetro de comparación con las propiedades de los demás elementos del Grupo 1 al



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

que pertenece. Los metales alcalinos, que constituyen este grupo, son blandos y de aspecto plateado. Funden a bajas temperaturas (el Litio a 180°C, el Potasio a 64°C y el Cesio a 30°C). Todos desprenden hidrógeno gaseoso cuando reaccionan químicamente con el agua y, mientras el Litio lo hace de un modo suave y controlable el Cesio lo hace de forma violenta y explosiva. Es decir, que la **reactividad química** de los metales alcalinos con el agua **aumenta** en el **Grupo de arriba hacia abajo**. Esto pone en evidencia la variación gradual en una misma propiedad de los elementos que pertenecen a un mismo grupo. Todos los metales del Grupo 1 se guardan sumergidos en solventes de naturaleza orgánica para evitar que entren en contacto con el oxígeno del aire y formen los respectivos óxidos o con la humedad ambiente con la que forman el hidróxido correspondiente.

En la columna siguiente a la de los alcalinos en la Tabla Periódica, está el Grupo 2, que incluye a los denominados **metales alcalinotérreos**. Los mismos son el Berilio, el Calcio, el Estroncio, el Bario y el Radio. Se parecen a los metales alcalinos en varios aspectos, pero su reactividad química es menor: por ejemplo reaccionan con el agua para formar hidróxidos de modo menos energético. El Calcio, el estroncio y el Bario reaccionan con suficiente fuerza como para liberar hidrógeno gaseoso del agua, pero el Magnesio sólo lo libera en caliente y el Berilio no reacciona con el agua ni calentado al rojo vivo. Otra vez podemos concluir que la **reactividad química aumenta** en el Grupo de **arriba hacia abajo**, variando gradualmente.

En el otro extremo de la Tabla tenemos al Grupo 18, cuyos elementos reciben el nombre de **inértidos** y las sustancias simples gaseosas que forman, **gases nobles o inertes**. Como hemos visto, los mismos forman muy pocos compuestos, de ahí su denominación. Químicamente hablando constituyen un grupo aparte. Hasta la década de los sesenta eran llamados inertes, ya que se creía que no formaban ningún compuesto. Desde entonces se han obtenido unas pocas docenas de sustancias cuando reaccionan el Kriptón, el Xenón y el Radón con oxígeno y flúor. Todas las sustancias simples de los elementos de este grupo son gases incoloros e inodoros y sus moléculas son monoatómicas dado que sus átomos están aislados e independientes entre sí al tener una configuración electrónica estable con todos sus niveles de energía completos.

En el Grupo 17 encontramos a los elementos llamados **halógenos**. Los más importantes son el Flúor, el Cloro, el Bromo y el Yodo. Muchas de las propiedades de estos elementos varían gradualmente al avanzar en el Grupo de arriba hacia abajo, es decir, al pasar del flúor hacia el Yodo. La sustancia simple flúor es un gas de color amarillo pálido, casi incoloro, la sustancia simple cloro es un gas de olor picante e irritante de las mucosas de color amarillo verdoso, en tanto que la sustancia simple bromo es un líquido de color pardo rojizo y la sustancia simple yodo es un sólido de color negro purpúreo que sublima a presión atmosférica cuando se lo calienta formando un gas violeta.

Los elementos ubicados en columnas entre los grupos 2 y 13 de la Tabla Periódica Moderna, se denominan **metales de transición**. Este nombre hace referencia a que, desde el punto de vista químico, constituyen una etapa intermedia, de transición, entre los metales muy activos de los Grupos 1 y 2 y los no metales, de comportamiento anfótero de los grupos 13 y 14, hasta los no metales activos de los Grupos 15, 16 y 17.



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

Es decir, en los Períodos (filas horizontales) de la Tabla Periódica, las propiedades varían gradualmente, de manera tal que cada período comienza con un metal fuertemente activo y culmina (sin contar a los inértidos) en un no metal, también fuertemente activo, el carácter metálico en un período, de izquierda a derecha. Los metales de transición son entonces elementos con un carácter menos metálico y una reactividad química menor que los alcalinos y los alcalinotérreos. Entre ellos podemos dar como ejemplo al Titanio y al Hierro, importantes desde el punto de vista de sus aplicaciones estructurales, al cobre, a la Plata y al Oro, empleados para acuñar monedas, entre otras muchas aplicaciones.

### ➤ **Clasificación Periódica de los Elementos y relación con la Configuración Electrónica Cuántica de los mismos.**

En función de las semejanzas y las diferencias en la configuración electrónica cuántica de los elementos, los mismos se pueden clasificar en cuatro tipos diferentes:

- **Elementos Inértidos:** Constituyen el Grupo 18 de la Tabla Periódica Moderna. Se caracterizan por tener en su estructura atómica **todos los niveles de energía completos**. Esta propiedad determina la estabilidad química de estos elementos. La configuración electrónica externa de todos estos elementos, con excepción del Helio, es:  $ns^2 np^6$ , donde **n** es el último nivel de energía del elemento. Para el Helio es:  $1s^2$ .
- **Elementos Representativos:** Los elementos de este tipo están caracterizados por átomos en los que el **último nivel de energía está incompleto**, mientras que los subyacentes están todos completos. Como muchos de estos elementos abundan en la naturaleza, es frecuente que los materiales más comunes, de los que estamos rodeados en nuestra vida cotidiana, estén compuestos por estos elementos. La proximidad de los elementos representativos a los elementos inértidos, determina que presenten una tendencia a reaccionar químicamente, ganando o cediendo electrones, para alcanzar la configuración electrónica externa del inértido más próximo. A su vez, estos elementos pueden clasificarse en:

**Metales Representativos:** Son los elementos de los Grupos 1 y 2. Se caracterizan por tener en su estructura atómica el **último nivel de energía incompleto**. Constituyen el **Bloque s** de la Tabla Periódica, por que su **configuración electrónica externa**, que determinan el comportamiento químico de los átomos, es  $ns^1$ , donde **n** es el último nivel de energía.

**No Metales Representativos:** Son los elementos de los Grupos 13 al 17. Se caracterizan por tener en su estructura atómica el **último nivel de energía incompleto**. Constituyen el **Bloque p** de la Tabla Periódica, por que su **configuración electrónica externa** general de estos elementos, que determinan el comportamiento químico de los átomos, es  $ns^2 np^{1\text{ al }5}$ .

- **Metales de Transición:** Constituyen los elementos de los Grupos 3 al 12 de la Tabla Periódica Moderna. Los elementos de este tipo están caracterizados por átomos que tienen en su estructura atómica los **dos últimos niveles de energía**



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

**incompletos.** En los mismos se encuentra presente un subnivel d que está ocupado parcialmente. Por este motivo constituyen el **Bloque d** de la Tabla Periódica. La **configuración electrónica externa** general de estos elementos, que determina el comportamiento químico de los átomos, es  $(n - 1) d^{1 \text{ al } 9} ns^2$ . Debemos indicar que no es absolutamente precisa la presencia de dos electrones ns, conociéndose elementos que tienen un electrón ns e, incluso, ningún electrón ns. Todos estos elementos son metálicos. Aún cuando alguno de ellos son escasos, otros se encuentran en una abundancia mayor en la naturaleza. Los elementos de este tipo se parecen sorprendentemente entre sí, fundamentalmente en sus propiedades físicas.

- **Elementos de Transición Interna** Los elementos de este tipo son elementos de transición, aún cuando puedan diferenciarse electrónicamente de los elementos de transición regulares, en el sentido de ser, literalmente, miembros de una serie de transición, dentro de una serie de transición. se caracterizan por tener en su estructura atómica los **tres últimos niveles de energía incompletos**. Los átomos de estos elementos contienen, no sólo los subniveles d y p incompletos del penúltimo y último nivel de energía, respectivamente, sino también el subnivel f parcialmente ocupado. Por este motivo, Constituyen el **Bloque f** de la Tabla Periódica. La **configuración electrónica externa** general, que determina el comportamiento químico de los átomos, es  $(n-2)f^{1 \text{ al } 13} (n-1)s^2 (n-1)p^6 (n-1)d^1 ns^2$ , donde **n** es el último nivel de energía con electrones del átomo. Para estos elementos, teniendo en cuenta que contienen electrones f, n tiene que ser mayor o igual a seis. Por otra parte, a los 14 elementos ubicados en el Período 6 – Grupo 3 se los denomina Lantánidos, conocidos también como “tierras raras”, y a los 14 elementos ubicados en el Período 7 – Grupo 3 se los denomina Actínidos, a los que se los suele llamar elementos “transuránicos”.

### ➤ Metales y No Metales

Las sustancias simples metálicas, formadas por átomos de elementos clasificados como metales, se presentan en la naturaleza en estado sólido (con excepción del Mercurio que es un líquido), son conductoras del calor y la electricidad, poseen un brillo característico denominado “**brillo metálico**” y, en general, son “**dúctiles y maleables**”. Una sustancia “**maleable**” (que deriva de la palabra latina *malleus*, que significa martillo) es aquella que puede formar láminas delgadas usando un martillo para tal fin. Una sustancia es “**dúctil**” (palabra derivada del latín: “*ductilis*” que significa alargable) es aquella que puede alargarse para formar alambres. La sustancia simple sodio, constituida por átomos del elemento Sodio, conduce la electricidad, posee brillo metálico cuando es recién cortado, ya que se oxida fácilmente en contacto con el oxígeno del aire. Es maleable y razonablemente dúctil.

Las sustancias simples no metálicas, formadas por átomos de elementos clasificados como no metales, pueden presentarse en la naturaleza en estado sólido (como el grafito), en estado líquido (como el Bromo) y en estado gaseoso (como el oxígeno). Son malos conductores del calor y la electricidad (con excepción del grafito) y las sustancias sólidas no son dúctiles ni maleables. La sustancia simple azufre, formada por moléculas octa – atómicas constituidas por ocho átomos del elemento Azufre, es un sólido frágil de color amarillo que no conduce la corriente eléctrica, no puede extenderse en láminas



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

delgadas usando un martillo y no puede alargarse para formar alambres. Todas las sustancias que en condiciones atmosféricas se presentan en la naturaleza en estado gaseoso son no metales. El caso del Hidrógeno es particular como ya lo hemos indicado.

Si observamos en la Tabla Periódica, la posición de los elementos metálicos y la de los no metálicos, podemos corroborar, otra vez, la respuesta a la pregunta que nos formulamos acerca de la aplicación química de la misma. Es posible constatar fácilmente que los elementos de mayor carácter metálico se encuentran en la parte inferior izquierda de la Tabla Periódica, en tanto que los elementos de mayor carácter no metálico ocupan la parte superior derecha. Ahora se hace patente una de las primeras aplicaciones de la Tabla Periódica: al simplemente dar un vistazo en la misma es posible establecer si un elemento es un metal, un no metal o un inerte. Es posible que quien en este momento lea este texto nunca haya oído hablar del Selenio (Se), pero su posición indica que es un no metal, incluso puede deducir que debe presentar propiedades similares a las del elemento Azufre (S), ubicado en el mismo grupo (el 16) inmediatamente arriba.

### ➤ **Propiedades Periódicas Extranucleares**

Las características químicas de un elemento y de sus compuestos y, en gran parte, también sus propiedades físicas, están determinadas por las propiedades extranucleares del átomo e ion del que derivan.

Estas propiedades están determinadas, en gran parte, por los electrones que se encuentran en los niveles cuánticos más elevados, es decir, por los “electrones externos”, ya que los electrones de los niveles internos, “subyacentes”, no suelen ser afectados directamente en las reacciones químicas, su influencia se limita, solamente, a modificar el comportamiento de los externos.

Podemos afirmar que los elementos que poseen un determinado tipo de configuración electrónica, tendrán un conjunto de propiedades características. Esto es exacto en su esencia, pero no en los detalles. Si bien es cierto que elementos con igual configuración electrónica externa tienen propiedades parecidas, al igual que las sustancias que forman, pueden encontrarse, a pesar de ello, diferencias y variaciones significativas, que exigen una explicación desde otro punto de vista.

Para comprender mejor estos aspectos que se señalan en los párrafos anteriores, existen ciertos factores, tales como, el tamaño, la atracción y la repulsión de electrones y el comportamiento magnético, que facilitan la interpretación y comprensión de las propiedades de los elementos.

### ✓ **Radios Atómicos y Radios Iónicos**

Teniendo en cuenta que las nubes de carga de los átomos y de los iones no tienen contornos muy definidos, es necesaria una definición precisa del concepto de **radio**.



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

El **radio metálico** de un metal, es la mitad de la distancia entre los centros de dos átomos vecinos, en una muestra sólida de la sustancia simple que forma el elemento metálico.

Para la determinación del **radio iónico**, se supone que la distancia entre los centros de dos iones vecinos que componen un sólido iónico es la suma de los radios iónicos del catión y del anión. De esta manera, si se conoce el radio de un ion es posible, a partir de su valor, calcular el de otros iones que se combinen químicamente con él para formar compuestos.

Muchos radios de metales y de cationes son del orden de 100 pm (pm = picometro =  $10^{-12}$ m). Los radios aniónicos son generalmente mayores y, frecuentemente, son del orden de 200 pm.

Analizando los valores de los radios que figuran en las Tablas, indican que los radios metálicos, en general **disminuyen de izquierda a derecha** a lo largo de un **Período** de la Tabla Periódica de los Elementos y, que **aumentan de arriba hacia abajo** a lo largo de un **Grupo** de la misma.

La disminución que se produce en un Período de izquierda a derecha (por ejemplo, del Litio al Neón) es consecuencia del aumento de la atracción entre el núcleo del átomo y los electrones externo, a medida que aumenta la carga del núcleo.

El aumento del radio al descender en un Grupo de la Clasificación Periódica de los Elementos (por ejemplo, del Berilio al Radio), es el resultado que se produce por que los electrones externos se ubican, sucesivamente de elemento a elemento del Grupo, en niveles de energía más lejanos al núcleo del átomo.

Analizando los datos experimentales, puede observarse que los cationes son menores que los átomos de los que derivan y que, los aniones son mayores que los átomos de los que se forman.

La disminución del radio al formarse un catión, se debe a que cuando un átomo cede uno o más electrones, quedan los “niveles subyacentes” (internos) expuestos. La diferencia entre los radios del átomo y del catión puede ser importante ya que, por regla general, la parte interna de un átomo, es más pequeña que él, por la atracción que ejerce el núcleo por estos electrones más cercanos.

Los radios de los cationes derivados de los átomos de los distintos elementos varían en un Período y en un Grupo en el mismo sentido que los radios metálicos, por exactamente las mismas razones ya expuestas.

El aumento del radio al formarse un anión, se debe a que cuando un átomo gana uno o más electrones, al aumentar el número de estas partículas, aumenta la repulsión de los electrones entre sí. La variación, en Grupos y Períodos de la Tabla Periódica de los Elementos, es paralela a la indicada para los átomos y para los cationes.





Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

Los aniones de menor radio son los correspondientes a los elementos ubicados en la parte superior derecha de la Tabla Periódica, cercanos al elemento Flúor, que forma el anión de menor radio, el “anión fluoruro (F<sup>-</sup>)”.

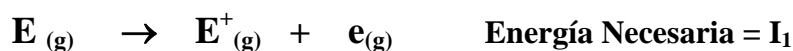
Los métodos empleados para la medición de radios atómicos y radios iónicos, se basan fundamentalmente en la **Difracción de Rayos X** con sustancias en estado de agregación sólido.

### ✓ **Energía de Ionización**

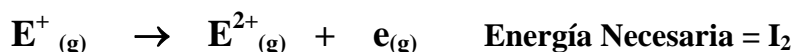
Podemos definir la “**Energía de Ionización**” de un elemento de la siguiente manera:

*“Es la energía mínima necesaria que debe entregarse a un sistema, en estado gaseoso y compuesto por un mol de átomos de un elemento, para extraerle un mol de los electrones externos. En este proceso se forman un mol de cationes monopositivos, que constituyen un sistema en estado gaseoso”.*

Siendo todavía más precisos, la **Primera Energía de Ionización, I<sub>1</sub>**, de un elemento E es la energía mínima necesaria para separar de un sistema gaseoso, un mol de electrones a un mol de átomos en su estado fundamental. Este proceso se puede simbolizar del siguiente modo:



La **Segunda Energía de Ionización, I<sub>2</sub>**, de un elemento E es la energía mínima necesaria para separar de un sistema gaseoso, un mol de electrones a un mol de cationes monopositivos E<sup>+</sup>. Este proceso se puede simbolizar del siguiente modo:



En la siguiente Tabla se indican los valores correspondientes a la primera y segunda Energía de Ionización de los elementos pertenecientes a los Grupos principales de la Tabla Periódica.

Incluir la Tabla 7.7 de la página 260, del texto “Química General” de Atkins. A las Tablas es necesario aplicarles algún diseño que tenga que ver con el usado en estos contenidos.

La mayor parte de las primeras energías de ionización están comprendidas entre 500 y 1000 kJ / mol. La segunda energía de ionización de un elemento es siempre mayor que la primera, ya que es necesaria una energía mayor para extraer un mol de electrones de un mol de iones dotados de una carga positiva que de un átomo neutro.

Para los metales alcalinos (Grupo 1), por ejemplo, la segunda energía de ionización es considerablemente mayor que la primera. En otros casos, como por ejemplo, para los metales alcalinotérreos (grupo 2) ambos valores son muy próximos.





Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

La energía necesaria para extraer los electrones internos o “subyacentes” es siempre mayor que la necesaria para extraer un electrón externo. Al tener números cuánticos principales menores (menor contenido energético), los electrones internos están más cerca del núcleo, quien los atrae más fuertemente.

La Energía de ionización varía periódicamente con el número atómico. Esto se ve claramente en la **primer** energía de ionización, como puede comprobarse al analizar los datos experimentales.

La **Energía de Ionización aumenta** en un **Período** de la Clasificación de los Elementos, de **izquierda a derecha** y, al principio del período siguiente presenta un valor inferior.

En un grupo, la **Energía de Ionización. Aumenta de abajo hacia arriba**. De esta manera, los elementos de menor Energía de ionización están a la izquierda, en la parte inferior de la Tabla Periódica, cerca del Cesio y los de mayor Energía de ionización están arriba hacia la derecha, cerca del Helio.

Que en un período, la Energía de Ionización aumente de izquierda a derecha, coincide con que en ese sentido disminuye el radio del átomo. Al estar más cerca los electrones externos del núcleo y ser mayor la carga del núcleo, la atracción que éste ejerce sobre los mismos es mayor y por lo tanto son más difíciles de extraer, requiriendo una mayor energía para este fin.

La disminución de la energía de ionización al descender en un Grupo, es debido a que los electrones externos ocupan una zona cada vez más alejada del núcleo, a la que le corresponde un número cuántico principal mayor y, por consiguiente, estos electrones están menos ligados al núcleo del átomo.

Estas tendencias presentan algunas anomalías que pueden atribuirse a los efectos de las fuerzas de repulsión entre los electrones, en partículas entre aquellos que ocupan un mismo subnivel de energía.

Las bajas energías de ionización de los elementos ubicados a la izquierda de la Tabla Periódica, los metales alcalinos y alcalinotérreos, explican el fuerte carácter metálico de los mismos. Por otra parte, los elementos que se encuentran a la derecha en la Clasificación de los Elementos, presentan altas energías de ionización, no pierden electrones con facilidad y son no metales.

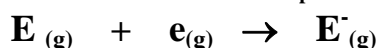
### ✓ **Afinidad Electrónica**

Podemos definir la “**Afinidad Electrónica**” de un elemento de la siguiente manera:

*“Es la energía que libera un sistema, en estado gaseoso y compuesto por un mol de átomos de un elemento, cuando gana un mol de los electrones. En este proceso se forman un mol de aniones mononegativos, que constituyen un sistema en estado gaseoso”.*



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química



El cambio de entalpía involucrado en este proceso se denomina **Entalpía de ganancia de un electrón**,  $\Delta H_{\text{ganancia}}$ . Puede ser positivo, que implica un proceso endotérmico, o puede ser negativo, que involucra un proceso exotérmico.

Se establece que un elemento tiene una elevada **afinidad electrónica**, si el proceso descrito es exotérmico, es decir, si la entalpía de ganancia de un electrón es negativa.

Un elemento tiene una baja afinidad electrónica si el proceso por el cual se gana un mol de electrones es endotérmico o, sólo un poco exotérmico.

Podemos generalizar, que el proceso de ganancia de un mol de electrones es más exotérmico para los elementos ubicados en la parte superior derecha de la Tabla Periódica de los Elementos, y es muy exotérmica cerca del elemento Flúor. En estos átomos, el electrón que se gana ocupa un orbital situado cerca de un núcleo con alta densidad de carga positiva. Esta situación es energéticamente favorable, por lo tanto, se libera energía y el proceso es exotérmico.

### ✓ Electronegatividad

Es probable que un átomo tenga tendencia a formar un catión en caso de tener baja energía de ionización y una baja afinidad electrónica. Por otra parte, es probable, que un átomo tenga tendencia a formar un anión en caso de tener una alta afinidad electrónica y una elevada energía de ionización.

Esto sugiere el siguiente modelo de comportamiento:

Energía de Ionización	Afinidad Electrónica	Comportamiento
Baja	Baja	Forma Catión
Alta	Alta	Forma Anión

Esta tabla puede resumirse, de un modo ingenioso, introduciendo el concepto de **electronegatividad**,  $X$ , que se define de la siguiente manera:

$$X = \frac{\text{Energía de ionización} + \text{afinidad electrónica}}{2}$$

Cuando la energía de ionización y la afinidad electrónicas son bajas,  $X$  es bajo. Cuando la energía de ionización y la afinidad electrónica son altas,  $X$  es alta. Esto hace que la tabla anterior se simplifique y se convierta en la siguiente:

Electronegatividad	Comportamiento
Baja	Forma Catión
Alta	Forma Anión



Un elemento con baja electronegatividad, se denomina “electropositivo”. Los elementos del Bloque s, de modo especial el Cesio, son los elementos más electropositivos.

En función de los conceptos ya expuestos y de los datos experimentales que pueden encontrarse en diferentes bibliografías, es posible establecer la dependencia de la electronegatividad, en relación a la ubicación del elemento en la Tabla Periódica. La tendencia hacia valores más altos en la parte superior derecha de la misma coincide con la tendencia que presentan la energía de ionización y la afinidad electrónica. Por lo tanto el Flúor, y los elementos de los grupos 16 y 17n ubicados cercanos a él, son los más electronegativos. El Cesio y otros metales del bloque s, situados cerca de él son los más electropositivos.

El carácter altamente electronegativo de los halógenos y altamente electropositivo de los metales alcalinos explica la formación de compuestos iónicos, cuando reaccionan estos tipos de elementos.

### ➤ **Actividades**

Para los elementos de la siguiente lista:

Potasio, Arsénico, Cobalto, Neón, Estaño, Calcio, Boro, Cloro, Titanio, Mercurio, Sodio, Plata, Carbono, Azufre, Hierro, Bario, Oxígeno, Fósforo, Oro, Litio, Yodo, Níquel, Cromo, Nitrógeno, Helio, Bromo, Galio, Cadmio, Platino, Hidrógeno, Silicio.

#### Actividad 1:

Escriba el Símbolo Químico de cada uno de ellos.

#### Actividad 2:

Clasifique cada elemento según sea un metal, un no metal o un inértido.

#### Actividad 3:

Ubique a cada uno de estos elementos en Grupo y Período. Por ejemplo:

Elemento Cesio: Grupo 1 – Período 6.



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

#### Actividad 4:

A partir del Número Atómico ( $Z$ ) y de Número Másico ( $A$ ), para cada uno de los elementos dados escriba la correspondiente configuración electrónica según el Modelo Atómico de Bohr y el Modelo Atómico Cuántico.

#### Actividad 5:

En función de las actividades 3 y 4, indique la relación que existe entre la ubicación en Grupo y Período de un elemento y su configuración electrónica externa según el Modelo Atómico Cuántico.

#### Actividad 6:

En función de la actividad 5, caracterice, para cada uno de los Grupos de la Tabla Periódica con los que se trabaja en estas actividades, la configuración electrónica externa cuántica común a los elementos que pertenecen a cada uno de los Grupos.

#### Actividad 7:

En función de las actividades 3 y 4 clasifique a los elementos dados según sean metales representativos, no metales, metales de transición, metales de transición interna e inértidos. Justifique.

#### Actividad 8:

En función de la Actividad 3, 5, 6 y 7 agrupe a los elementos que presentan propiedades químicas comunes.

#### Actividad 9:

En función de la Actividad 3, 5, 6 y 7 forme grupos de elementos que estén en el mismo Período de la Tabla Periódica.

#### Actividad 10:

Usando la información disponible en la Tabla Periódica de los Elementos:



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” – Profesorado de Química

- a) Para los elementos de un mismo Grupo compare sus propiedades físicas y químicas, analice la similitud en las mismas y determine qué propiedades son diferentes.
- b) Para los elementos de un mismo Período analice cómo varían gradualmente las propiedades físicas y químicas de estos elementos y de las sustancias simples que forman.

#### Actividad 11:

Ordene los elementos dados en orden creciente del Radio Atómico. Justifique.

#### Actividad 12:

Ordene los elementos dados en orden creciente de afinidad electrónica, energía de ionización y electronegatividad. Justifique,

#### Actividad 13:

Analice, en base a las actividades anteriores, que elementos tienen tendencia a combinarse entre sí. Prediga, si es posible, la fórmula química que formarán y justifique su respuesta.

#### Actividad 14:

Trabajando en grupos de hasta cuatro alumnos, una vez realizadas todas las actividades anteriores, les proponemos que “inventen” un juego de mesa (puede ser un juego cuyo tablero sea la Tabla Periódica vacía, o un juego de cartas, en la que cada carta es un elemento químico, para dar solamente dos de las muchas opciones posibles) en el que las reglas tengan que ver con el conocimiento de las propiedades de los elementos y su ubicación en la Tabla Periódica, aplicando sistemáticamente la relación que existe entre las propiedades y ubicación de los elementos con la configuración electrónica cuántica de los mismos.

Elijan entre todos los grupos formados, el mejor juego que “inventaron”. Puede ser que, finalmente, combinen reglas dadas por distintos grupos de trabajo y lleguen al “mejor juego de mesa” final que represente a todos los alumnos.

Finalmente “transformen” el juego a un formato “informático interactivo”.



### **Bibliografía**

- Atkins P., Jones L. (2006) – “Química General” – Editorial Omega, Barcelona.
- Cotton y Wilkinson (1990) – “Química Inorgánica Básica” – Editorial Limusa.
- Cotton y Wilkinson – (1990) “Química Inorgánica Avanzada” – Editorial Limusa.
- Glastone S. y Lewis – “Elementos de Físico – Química” – Editorial Médico – Quirúrgica.
- Pauling, L (1960) – “Química General – 5<sup>ta</sup>. Edición” – Editorial Aguilar.
- Shriver, D.F. (2005) – Atkins, P – Langford, C.H. – “Química Inorgánica” - Tomos I y II – Editorial Reverté S.A.
- Shriver, D.F. (2008) – Atkins, P – Langford, C.H. – “Química Inorgánica” -- Editorial Reverté S.A.