

Escuela: CENS RODEO

Docente: Rolando Gastón Olarte

Año: SEGUNDO

Ciclo: Superior

Turno: VESPERTINO

Área Curricular: QUIMICA

Título de la propuesta: TABLA PERIODICA

TEORIA GENERAL

GUIA N° 7:



El sistema periódico

PRIMEROS INTENTOS DE CLASIFICACIÓN

Al estudiar las propiedades físicas y químicas de los elementos y de sus compuestos se descubrieron ciertas analogías y parecidos entre algunos de ellos. Así, por ejemplo, el litio, el sodio y el potasio, denominados metales alcalinos, presentan propiedades similares. Los tres son menos densos que el agua, son blandos, se oxidan fácilmente y reaccionan violentamente con el agua, con el flúor y con el cloro. También tienen propiedades parecidas el grupo de los metales denominados alcalinotérreos: el calcio, el estroncio y el bario. Igualmente se descubrieron parecidas propiedades en el grupo de los halógenos: flúor, cloro, bromo y yodo así como en el grupo constituido por el azufre, el selenio y el telurio. Estos hechos pusieron de manifiesto la existencia de relaciones entre los elementos químicos y entre sus compuestos y, basándose en ello, se intentó establecer una clasificación de los primeros. Los primeros intentos de clasificación de los elementos químicos se remontan al año 1817, en que el químico alemán Döbereiner observó que el peso atómico del estroncio era aproximadamente el valor medio de los pesos atómicos del calcio y del bario. Posteriormente encontró la misma propiedad en el cloro, bromo y yodo, en el litio, sodio y potasio y en el azufre, selenio y telurio. A estos grupos de tres elementos los denominó triadas. Hacia 1850 se habían descubierto unas veinte triadas. En 1862 Chancourtois y en 1864 Newlands establecieron clasificaciones parciales de los elementos químicos ordenándolos de acuerdo con sus pesos atómicos. Newlands fue el primero en observar que el octavo elemento a partir de uno cualquiera, tenía



Figura 25.1. La primera clasificación de los elementos consistió en separarlos en metales y no metales.

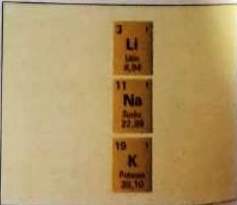


Figura 25.2. Döbereiner intentó clasificar los elementos en triadas, de modo que el peso atómico del elemento central fuera el promedio de los pesos atómicos de los elementos extremos.

EL SISTEMA PERIÓDICO

Figura 25.3. Newlands observó en su ley de las octavas que cada ocho elementos se repiten las mismas propiedades.

propiedades parecidas al primero. Pero no fue hasta 1869 que Lothar Meyer y Mendeleev establecieron, independientemente el uno del otro, las bases de la clasificación periódica de los elementos químicos. Al estudiar las propiedades físicas y químicas de los elementos, Mendeleev encontró una repetición periódica de las propiedades de los elementos y de sus compuestos cuando los elementos se ordenan por orden creciente de pesos atómicos. Esto quiere decir que después de un cierto número de elementos, el que sigue repite, en cierta medida, las propiedades del primero. Sobre la base de que estas propiedades son función periódica de sus pesos atómicos, Mendeleev publicó en 1869 su tabla periódica con los 63 elementos conocidos en aquella época. El mismo año, Lothar Meyer propuso una tabla parecida, pero se conoció después de la de Mendeleev. Cuando Mendeleev estableció esta tabla, no dudó en dejar vacíos algunos lugares que correspondían a elementos todavía no descubiertos. En estos casos, Mendeleev asignó un nombre provisional a dichos elementos e incluso previó sus propiedades físicas y químicas. El descubrimiento del galio en 1875, del escandio en 1879 y del germanio en 1886 y la concordancia entre las propiedades que presentaban y las que había previsto Mendeleev dieron un gran valor a la tabla periódica. De hecho, la clasificación periódica de los elementos es uno de los éxitos que más han contribuido al desarrollo de la química. Sin embargo, la clasificación periódica de Mendeleev y Meyer presenta un cierto número de irregularidades. Así, por ejemplo, la distribución de los elementos no está ordenada siempre en orden creciente de pesos atómicos. Analizando la tabla se observa, por ejemplo, que el argón con masa atómica 39,94 antecede

al potasio cuya masa atómica es 39,1, que el cobalto con masa atómica 58,94 antecede al níquel cuya masa atómica es 58,71 o que el telurio con masa atómica 127,6 antecede al yodo cuya masa atómica es 126,9. Además, si las propiedades son realmente función periódica de los pesos atómicos, resulta que el cobalto con masa atómica 58,9 y el níquel con masa atómica 58,7 cuyas propiedades son muy diferentes, tienen masas atómicas prácticamente iguales. Además la tabla periódica presenta la dificultad de la colocación de los lantánidos.

LA CLASIFICACIÓN PERIÓDICA ACTUAL

Cuando se descubrió la complejidad del átomo se identificó el número atómico de un elemento con el número de protones contenidos en el núcleo, se puso de manifiesto que el criterio de ordenación de los elementos debía ser el número atómico, ya que es una magnitud más fundamental que el peso atómico. Así pues, en la tabla periódica moderna los elementos están colocados por orden creciente de números atómicos y clasificados siguiendo la ley periódica que se puede enunciar del modo siguiente: «Las analogías y las diferencias de los elementos varían de manera sistemática y con una cierta periodicidad según la configuración electrónica de sus átomos». La ley periódica se cumple regularmente para las características que dependen de la configuración electrónica de los átomos individuales. Sin embargo, la ley periódica no resulta tan regular para propiedades que dependen de agregados de átomos, como la densidad y la temperatura de

sión. Así, por ejemplo, el diamante y el grafito, que son ambos agregados de átomos de carbono, tienen propiedades diferentes que están relacionadas con el tipo de unión entre sus átomos. La explicación de la periodicidad de las propiedades físicas y químicas de los elementos en función de su número de electrones y de las energías de los orbitales que ocupan es, con toda seguridad, uno de los éxitos más importantes de la teoría de la configuración electrónica de los átomos polielectrónicos. De acuerdo con la ley periódica, los elementos químicos se ordenan por orden creciente de su número atómico en filas horizontales denominadas períodos. Los elementos se sitúan de modo que los átomos de cada elemento tengan un protón y un electrón más que los del elemento situado a la izquierda. Los 109 elementos químicos actualmente conocidos se distribuyen en 7 períodos, cada uno de los cuales empieza con un elemento cuyo electrón de valencia se sitúa en un orbital s . El número de elementos de cada período queda determinado por el número de orbitales disponibles en el nivel que se está llenando. Cada período empieza por un metal alcalino y acaba en un gas noble. Los gases nobles tienen los orbitales s y p del último nivel cuántico completos, es decir, su última capa contiene 8 electrones, excep-

to el helio, que únicamente tiene dos. El primer período sólo tiene dos elementos: el hidrógeno y el helio. El orbital $1s$ queda totalmente ocupado con dos electrones. El tercer electrón se sitúa en el orbital $2s$ y empieza el segundo período. El llenado del orbital $2s$ y de los tres orbitales $2p$ se completa en el neón ($Z = 10$). El segundo período está formado por 8 elementos. El tercer período contiene, también, ocho elementos que van desde el sodio ($Z = 11$) hasta el argón ($Z = 18$). Se ocupan los orbitales $3s$ y $3p$ pero no los orbitales $3d$, cuya energía es mayor que la de los orbitales $4s$. Los elementos que llenan las capas s y p constituyen los elementos representativos, así denominados porque cubren el rango de variación de las propiedades químicas. El cuarto período se inicia llenando el orbital $4s$, lo que corresponde al potasio y al calcio. En el escandio ($Z = 21$) empiezan a ocuparse los cinco orbitales $3d$, lo que da lugar a diez elementos, que reciben el nombre de elementos de transición. Estos orbitales se completan en el cinc ($Z = 30$). A continuación se llenan los tres orbitales $4p$ y el período finaliza en el kriptón ($Z = 36$). En el quinto período se repite un proceso análogo. En primer lugar se llena el orbital $5s$, después los cinco orbitales $4d$ que originan otros diez elementos de transición y, finalmente,

Número atómico — 1 — Electrones externos
Nombre del elemento — Hidrógeno — Símbolo del elemento
Masa atómica — 1.01

Elementos de transición

Las masas atómicas -pesos atómicos-, están establecidas sobre la base $C^{12} = 12,0000$
(las masas atómicas entre paréntesis corresponden al núclido más estable)

Figura 25.4. Tabla periódica actual.

3	Li	6.94
11	Na	22.99
19	K	39.10
37	Rb	85.47
55	Cs	132.91
87	Fr	223.02

Figura 25.5. Elementos alcalinos.

9	F	18.99
17	Cl	35.45
35	Br	79.90
53	I	126.90
85	At	210

Figura 25.6. Elementos halógenos.

los tres orbitales $5p$. El período acaba en el xenón ($Z = 54$). Los dos primeros elementos del sexto período, cesio ($Z = 55$) y bario ($Z = 56$), ocupan el orbital $6s$. En el lantano ($Z = 57$) se ocupa el orbital $5d$. Sin embargo, a continuación, empiezan a llenarse los siete orbitales $4f$ hasta el lutecio ($Z = 71$) que dan lugar a 14 elementos, denominados elementos de transición interna. A partir del siguiente elemento, se ocupan los cinco orbitales $5d$ hasta el mercurio ($Z = 80$). El período se completa en el radón ($Z = 86$) al ocuparse los tres orbitales $6p$. El séptimo período se inicia en el francio ($Z = 87$), que empieza a llenar el orbital $7s$ y, de modo análogo al sexto período, se ocupan los siete orbitales $5f$ hasta llegar al laurencio ($Z = 103$). Los elementos del 104 al 109 ocupan orbitales $6d$. El límite de este período correspondería al elemento $Z = 118$, en que se ocuparían totalmente los orbitales $5f$, $6d$, $7s$ y $7p$. Desde el elemento 93 hasta el final son elementos artificiales, que únicamente han podido

ser obtenidos en el laboratorio. Lo mismo sucede con el tecnecio ($Z = 43$) y el prometio ($Z = 61$). La ordenación de los elementos químicos de acuerdo con los criterios expuestos es la que queda reflejada en la actual tabla periódica. Los elementos que quedan situados en una columna vertical constituyen un grupo o familia. Los elementos de cada grupo o familia tienen propiedades físicas y químicas parecidas o que mantienen una cierta relación, a causa de la semejanza de sus configuraciones electrónicas. Las analogías que presentan los elementos de una misma columna del sistema periódico son debidas a una similitud en su configuración electrónica. Así, por ejemplo, se observa que los metales alcalinos litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio (grupo 1a) presentan en su nivel más externo la configuración ns^1 . Por su parte, los elementos halógenos flúor, cloro, bromo, yodo y astato tienen en el último nivel la configuración electrónica $ns^2 np^5$. Para las otras columnas del sistema periódico también existen analogías en la configuración electrónica de sus elementos. En determinados grupos de elementos también se producen analogías en sentido horizontal. Así, en el grupo de elementos que van desde el cerio ($Z = 58$) hasta el lutecio ($Z = 71$) todos tienen dos electrones en el último nivel ($6s^2$) y únicamente difieren en el número de electrones del subnivel $4f$. Este grupo de elementos, denominados lantánidos, tienen propiedades químicas muy parecidas, lo que dificulta su separación por métodos químicos. Dependiendo de su configuración electrónica, los elementos químicos se pueden dividir en los cuatro grupos siguientes:

1. Gases nobles. Tienen el último nivel con ocho electrones. Su configuración electrónica es $ns^2 np^6$, excepto en el caso del helio, cuya configuración electrónica es $1s^2$. Los gases nobles tienen una configuración electrónica estable y, por tanto, son químicamente poco activos y sus mo-

58	Ce	140.12	59	Pr	140.91	60	Nd	144.24	61	Pm	144.91	62	Sm	150.36	63	Eu	151.96	64	Gd	157.25	65	Tb	158.93	66	Dy	162.50	67	Ho	164.93	68	Er	167.26	69	Tm	168.93	70	Yb	173.04	71	Lu	174.97
----	----	--------	----	----	--------	----	----	--------	----	----	--------	----	----	--------	----	----	--------	----	----	--------	----	----	--------	----	----	--------	----	----	--------	----	----	--------	----	----	--------	----	----	--------	----	----	--------

Figura 25.7. Elementos lantánidos.

PROPUESTA DE EJERCICIOS

1. Sabiendo que los números atómicos del calcio, azufre, magnesio y oxígeno son 20, 16, 12 y 8, respectivamente, ordenarlos de menor a mayor energía de ionización.

2. a) Indicar el grupo y el período de la tabla periódica a los que pertenecen los elementos de números atómicos respectivos 16 y 20.

b) Indicar la carga de los iones presentes en el sólido cristalino que se forma al reaccionar ambos elementos.

3. Sabiendo que los números atómicos del potasio y del cloro son, respectivamente, 19 y 17:

a) Indicar los iones que formarán ambos elementos.

b) Comparar sus afinidades electrónicas.

4. Sabiendo que los números atómicos del manganeso y del cinc son, respectivamente, 25 y 30, indicar los iones más estables que formarán ambos elementos.

5. La afinidad electrónica del yodo es $-3,06 \text{ eV/átomo}$. Calcular la energía liberada al ionizar $63,45 \text{ g}$ de átomos de yodo gaseoso cuyos átomos se encuentran en el estado fundamental.

6. El potencial de ionización del potasio es de $4,34 \text{ eV/átomo}$. Calcular la frecuencia mínima que ha de tener una radiación electromagnética para que al incidir sobre átomos de potasio gaseosos y en estado fundamental provoque su ionización.

7. De los pares de elementos siguientes, indicar el elemento que tiene mayor electronegatividad: a) flúor y cloro; b) oxígeno y flúor; c) azu-

fre y cloro; d) fósforo y arsénico; e) boro y aluminio.

8. Las configuraciones electrónicas correspondientes a dos átomos neutros son las siguientes: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ y $1s^2 2s^2 2p^6 5s^1$.

De las afirmaciones señaladas a continuación, indicar cuáles son verdaderas y cuáles son falsas:

a) La primera configuración electrónica corresponde al átomo de sodio en su estado fundamental.

b) Las dos configuraciones corresponden a átomos diferentes.

c) Hay que suministrar energía para pasar de la primera a la segunda configuración.

d) Se necesita menos energía para arrancar un electrón de la segunda configuración que de la primera.

9. Hallar el número de masa (A) de un halógeno del quinto período, sabiendo que posee 50 neutrones.

10. Si la masa atómica de un átomo es el doble de su número atómico, determine a qué familia pertenece; tiene 40 neutrones y su carga es de $+1$.

11. ¿A qué familia pertenece un elemento, si su ión tripositivo termina su configuración electrónica en el mismo subnivel que el grupo de los anfígenos?

12. Se tiene $0,2 \text{ g}$ de Polonio ${}_{84}\text{Po}^{210}$ cuya vida media es de 128 días. ¿Cuánto Polonio quedará después de 21 días?