



Tabla Periódica de los Elementos

I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII											
1	<u>H</u> ₁	Símbolo y Número atómico																	<u>He</u> ₂									
2	<u>Li</u> ₃											<u>Be</u> ₄											<u>B</u> ₅	<u>C</u> ₆	<u>N</u> ₇	<u>O</u> ₈	<u>F</u> ₉	<u>Ne</u> ₁₀
3	<u>Na</u> ₁₁											<u>Mg</u> ₁₂											<u>Al</u> ₁₃	<u>Si</u> ₁₄	<u>P</u> ₁₅	<u>S</u> ₁₆	<u>Cl</u> ₁₇	<u>Ar</u> ₁₈
4	<u>K</u> ₁₉	<u>Ca</u> ₂₀	<u>Sc</u> ₂₁	<u>Ti</u> ₂₂	<u>V</u> ₂₃	<u>Cr</u> ₂₄	<u>Mn</u> ₂₅	<u>Fe</u> ₂₆	<u>Co</u> ₂₇	<u>Ni</u> ₂₈	<u>Cu</u> ₂₉	<u>Zn</u> ₃₀	<u>Ga</u> ₃₁	<u>Ge</u> ₃₂	<u>As</u> ₃₃	<u>Se</u> ₃₄	<u>Br</u> ₃₅	<u>Kr</u> ₃₆										
5	<u>Rb</u> ₃₇	<u>Sr</u> ₃₈	<u>Y</u> ₃₉	<u>Zr</u> ₄₀	<u>Nb</u> ₄₁	<u>Mo</u> ₄₂	<u>Tc</u> ₄₃	<u>Ru</u> ₄₄	<u>Rh</u> ₄₅	<u>Pd</u> ₄₆	<u>Ag</u> ₄₇	<u>Cd</u> ₄₈	<u>In</u> ₄₉	<u>Sn</u> ₅₀	<u>Sb</u> ₅₁	<u>Te</u> ₅₂	<u>I</u> ₅₃	<u>Xe</u> ₅₄										
6	<u>Cs</u> ₅₅	<u>Ba</u> ₅₆	<u>La</u> ₅₇	<u>Hf</u> ₇₂	<u>Ta</u> ₇₃	<u>W</u> ₇₄	<u>Re</u> ₇₅	<u>Os</u> ₇₆	<u>Ir</u> ₇₇	<u>Pt</u> ₇₈	<u>Au</u> ₇₉	<u>Hg</u> ₈₀	<u>Tl</u> ₈₁	<u>Pb</u> ₈₂	<u>Bi</u> ₈₃	<u>Po</u> ₈₄	<u>At</u> ₈₅	<u>Rn</u> ₈₆										
7	<u>Fr</u> ₈₇	<u>Ra</u> ₈₈	<u>Ac</u> ₈₉	<u>Rf</u> ₁₀₄	<u>Db</u> ₁₀₅	<u>Sg</u> ₁₀₆	<u>Bh</u> ₁₀₇	<u>Hs</u> ₁₀₈	<u>Mt</u> ₁₀₉	<u>Uun</u> ₁₁₀	<u>Uuu</u> ₁₁₁	<u>Uub</u> ₁₁₂	<u>Uut</u> ₁₁₃	<u>Uuq</u> ₁₁₄	<u>Uup</u> ₁₁₅	<u>Uuh</u> ₁₁₆	<u>Uus</u> ₁₁₇	<u>Uuo</u> ₁₁₈										

<u>La</u> ₅₇	<u>Ce</u> ₅₈	<u>Pr</u> ₅₉	<u>Nd</u> ₆₀	<u>Pm</u> ₆₁	<u>Sm</u> ₆₂	<u>Eu</u> ₆₃	<u>Gd</u> ₆₄	<u>Tb</u> ₆₅	<u>Dy</u> ₆₆	<u>Ho</u> ₆₇	<u>Er</u> ₆₈	<u>Tm</u> ₆₉	<u>Yb</u> ₇₀	<u>Lu</u> ₇₁	
	<u>Ac</u> ₈₉	<u>Th</u> ₉₀	<u>Pa</u> ₉₁	<u>U</u> ₉₂	<u>Np</u> ₉₃	<u>Pu</u> ₉₄	<u>Am</u> ₉₅	<u>Cm</u> ₉₆	<u>Bk</u> ₉₇	<u>Cf</u> ₉₈	<u>Es</u> ₉₉	<u>Fm</u> ₁₀₀	<u>Md</u> ₁₀₁	<u>No</u> ₁₀₂	<u>Lr</u> ₁₀₃

	Metal
	Semi-conductor
	No-metal
	Gases nobles
	Lantánidos y actínidos



Esta lista contiene los 118 elementos químicos conocidos, su símbolo y su número atómico.

Elemento / Símbolo / No. Atómico.			Elemento / Símbolo / No. Atómico.			Elemento / Símbolo / No. Atómico.			Elemento / Símbolo / No. Atómico.			Elemento / Símbolo / No. Atómico.			Elemento / Símbolo / No. Atómico.		
Actinio	Ac	89	Cesio	Cs	55	Galio	Ga	31	Meitnerio	Mt	109	Potasio	K	19	Terbio	Tb	65
Aluminio	Al	13	Cloro	Cl	17	Germanio	Ge	32	Mendelevio	Md	101	Praseodimio	Pr	59	Titanio	Ti	22
Americio	Am	95	Cobalto	Co	27	Hafnio	Hf	72	Mercurio	Hg	80	Promecio	Pm	61	Torio	Th	90
Antimonio	Sb	51	Cobre	Cu	29	Hassio	Hs	108	Molibdeno	Mo	42	Protactinio	Pa	91	Tulio	Tm	69
Argón	Ar	18	Cromo	Cr	24	Helio	He	2	Neodimio	Nd	60	Radio	Ra	88	Unubio	Uub	112
Arsénico	As	33	Curio	Cm	96	Hidrógeno	H	1	Neón	Ne	10	Radón	Rn	86	Unuhexio	Uuh	116
Ástato	At	85	Darmstadio	Ds	110	Hierro	Fe	26	Neptunio	Np	93	Renio	Re	75	Ununio	Uuu	111
Azufre	S	16	Disprosio	Dy	66	Holmio	Ho	67	Niobio	Nb	41	Rodio	Rh	45	Ununoctio	Uuo	118
Bario	Ba	56	Dubnig	Db	105	Indio	In	49	Níquel	Ni	28	Rubidio	Rb	37	Unupentio	Uup	115
Berilio	Be	4	Einstenio	Es	99	Yodo	I	53	Nitrógeno	N	7	Rutenio	Ru	44	Ununguadio	Uuq	114
Berkelio	Bk	97	Erbio	Er	68	Iridio	Ir	77	Nobelio	No	102	Rutherfordio	Rf	104	Unuseptio	Uus	117
Bismuto	Bi	83	Escandio	Sc	21	Iterbio	Yb	70	Oro	Au	79	Samario	Sm	62	Unutrio	Uut	113
Borio	Bh	107	Estaño	Sn	50	Itrio	Y	39	Osmio	Os	76	Seaborgio	Sg	106	Uranio	U	92
Boro	B	5	Estroncio	Sr	38	Kriptón	Kr	36	Oxígeno	O	8	Selenio	Se	34	Vanadio	V	23
Bromo	Br	35	Europio	Eu	63	Lantano	La	57	Paladio	Pd	46	Sílice	Si	14	Wolframio	W	74
Cadmio	Cd	48	Fermio	Fm	100	Lawrencio	Lr	103	Plata	Ag	47	Sodio	Na	11	Xenón	Xe	54
Calcio	Ca	20	Fluor	F	9	Litio	Li	3	Platino	Pt	78	Talio	Tl	81	Zinc	Zn	30
Californio	Cf	98	Fósforo	P	15	Lutecio	Lu	71	Plomo	Pb	82	Tantalio	Ta	73	Zirconio	Zr	40
Carbono	C	6	Francio	Fr	87	Magnesio	Mg	12	Plutonio	Pu	94	Tecnecio	Tc	43			
Cerio	Ce	58	Gadolinio	Gd	64	Manganeso	Mn	25	Polonio	Po	84	Teluro	Te	52			



TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS

Antecedentes de la Tabla Periódica de los Elementos

Los seres humanos siempre hemos estado tentados a encontrar una explicación a la complejidad de la materia que nos rodea. Al principio se pensaba que los elementos de toda materia se resumían al agua, tierra, fuego y aire. Sin embargo al cabo del tiempo y gracias a la mejora de las técnicas de experimentación física y química, nos dimos cuenta de que la materia es en realidad más compleja de lo que parece. Los químicos del siglo XIX encontraron entonces la necesidad de ordenar los nuevos elementos descubiertos. La primera manera, la más natural, fue la de clasificarlos por masas atómicas, pero esta clasificación no reflejaba las diferencias y similitudes entre los elementos. Muchas más clasificaciones fueron adoptadas antes de llegar a la tabla periódica que es utilizada en nuestros días.

Cronología de las diferentes clasificaciones de los elementos químicos

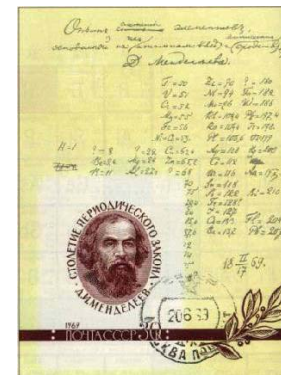
Döbereiner: Este químico alcanzó a elaborar un informe que mostraba una relación entre la masa atómica de ciertos elementos y sus propiedades en 1817. Él destaca la existencia de similitudes entre elementos agrupados en tríos que él denomina “tríadas”. La tríada del cloro, del bromo y del yodo es un ejemplo. Pone en evidencia que la masa de uno de los tres elementos de la triada es intermedia entre la de los otros dos. En 1850 pudimos contar con unas 20 tríadas para llegar a una primera clasificación coherente.

Chancourtois y Newlands: En 1862 Chancourtois, geólogo francés, pone en evidencia una cierta periodicidad entre los elementos de la tabla. En 1864 Chancourtois y Newlands, químico inglés, anuncian la Ley de las octavas: las propiedades se repiten cada ocho elementos. Pero esta ley no puede aplicarse a los elementos más allá del Calcio. Esta clasificación es por lo tanto insuficiente, pero la tabla periódica comienza a ser diseñada.

Meyer; En 1869, Meyer, químico alemán, pone en evidencia una cierta periodicidad en el volumen atómico. Los elementos similares tienen un volumen atómico similar en relación con los otros elementos. Los metales alcalinos tienen por ejemplo un volumen atómico importante.

Mendeleiev: En 1869, Mendeleiev, químico ruso, presenta una primera versión de su tabla periódica en 1869. Esta tabla fue la primera presentación coherente de las semejanzas de los elementos. Él se dio cuenta de que clasificando los elementos según sus masas atómicas se veía aparecer una periodicidad en lo que concierne a ciertas propiedades de los elementos. La primera tabla contenía 63 elementos.

Esta tabla fue diseñada de manera que hiciera aparecer la periodicidad de los elementos. De esta manera los elementos son clasificados verticalmente. Las agrupaciones horizontales se suceden representando los elementos de la misma “familia”. Para poder aplicar la ley que él creía cierta, tuvo que dejar ciertos huecos vacíos. Él estaba convencido de que un día esos lugares vacíos que correspondían a las masas atómicas 45, 68, 70 y 180, no lo estarían más, y los descubrimientos futuros confirmaron esta convicción. Él consiguió además prever las propiedades químicas de tres de





los elementos que faltaban a partir de las propiedades de los cuatro elementos vecinos. Entre 1875 y 1886, estos tres elementos: galio, escandio y germanio, fueron descubiertos y ellos poseían las propiedades predichas. Sin embargo aunque la clasificación de Mendeleïev marca un claro progreso, contiene ciertas anomalías debidas a errores de determinación de masa atómica de la época.

Tabla periódica moderna

La tabla de Mendeleïev condujo a la tabla periódica actualmente utilizada. Un grupo de la tabla periódica es una columna vertical de la tabla. Hay 18 grupos en la tabla estándar. El hecho de que la mayoría de estos grupos correspondan directamente a una serie química no es fruto del azar. La tabla ha sido inventada para organizar las series químicas conocidas dentro de un esquema coherente. La distribución de los elementos en la tabla periódica proviene del hecho de que los elementos de un mismo grupo poseen la misma configuración electrónica en su capa más externa. Como el comportamiento químico está principalmente dictado por las interacciones de estos electrones de la última capa, de aquí el hecho de que los elementos de un mismo grupo tengan similares propiedades físicas y químicas.

Terminología

Número atómico: El número atómico indica el número de protones en la corteza de un átomo. El número atómico es un concepto importante de la química y de la mecánica cuántica.

El elemento y el lugar que éste ocupa en la tabla periódica derivan de este concepto. Cuando un átomo es generalmente eléctricamente neutro, el número atómico será igual al número de electrones del átomo que se pueden encontrar alrededor de la corteza. Estos electrones determinan principalmente el comportamiento químico de un átomo. Los átomos que tienen carga eléctrica se llaman iones. Los iones pueden tener un número de electrones más grande (cargados negativamente) o más pequeño (cargados positivamente) que el número atómico.

Masa atómica: El nombre indica la masa atómica de un átomo, expresada en unidades de masa atómica (umas). Cada isótopo de un elemento químico puede variar en masa. La masa atómica de un isótopo indica el número de neutrones que están presentes en la corteza de los átomos. La masa atómica indica el número partículas en la corteza de un átomo; esto quiere decir los protones y los neutrones. La masa atómica total de un elemento es una media ponderada de las unidades de masa de sus isótopos. La abundancia relativa de los isótopos en la naturaleza es un factor importante en la determinación de la masa atómica total de un elemento.

Electronegatividad de Pauling: La electronegatividad mide la tendencia de un átomo para atraer la nube electrónica hacia sí durante el enlace con otro átomo. La escala de Pauling es un método ampliamente usado para ordenar los elementos químicos de acuerdo con su electro negatividad. El premio Nobel Linus Pauling desarrolló esta escala en 1932.

Los valores de electronegatividad no están calculados, ni basados en formulas matemáticas ni medidas. Es más que nada un rango pragmático. Pauling le dio un valor de 4,0 al elemento con la electronegatividad más alta posible, el flúor. Al francio, el elemento con la electronegatividad más baja posible, se le dio un valor de 0,7. A todos los elementos restantes se les dio un valor entre estos dos extremos.



Densidad: La densidad de un elemento indica el número de unidades de masa del elemento que están presentes en cierto volumen de un medio. Tradicionalmente la densidad se expresa a través de la letra griega "rho" (escrita ρ). Dentro del sistema internacional de unidades (SI) la densidad se expresa en kilogramos por metro cúbico (kg/m^3). La densidad de un elemento se expresa normalmente de forma gráfica con temperaturas y presiones del aire, porque ambas propiedades influyen en la densidad.

Punto de fusión: El punto de fusión de un elemento o compuesto es la temperatura a la cual la forma sólida del elemento o compuesto se encuentra en equilibrio con la forma líquida. Normalmente se asume que la presión del aire es de 1 atmósfera.

Por ejemplo: el punto de fusión del agua es de 0°C , o 273 K.

Punto de ebullición: El punto de ebullición de un elemento o compuesto significa la temperatura a la cual la forma líquida de un elemento o compuesto se encuentra en equilibrio con la forma gaseosa. Normalmente se asume que la presión del aire es de 1 atmósfera. Por ejemplo: el punto de ebullición del agua es de 100°C , o 373 K. En el punto de ebullición la presión de un elemento o compuesto es de 1 atmósfera.

Radio de Vanderwaals: Incluso si dos átomos cercanos no se unen, se atraerán entre sí. Este fenómeno es conocido como fuerza de Vanderwaals. Las fuerzas de Vanderwaals provocan una fuerza entre los dos átomos. Esta fuerza es más grande cuanto más cerca estén los átomos el uno del otro. Sin embargo, cuando los dos átomos se acercan demasiado actuará una fuerza de repulsión, como consecuencia de la repulsión entre las cargas negativas de los electrones de ambos átomos. Como resultado, se mantendrá una cierta distancia entre los dos átomos, que se conoce normalmente como el radio de Vanderwaals.

A través de la comparación de los radios de Vanderwaals de diferentes pares de átomos, se ha desarrollado un sistema de radios de Vanderwaals, a través del cual podemos predecir el radio de Vanderwaals entre dos átomos, mediante una simple suma.

Radio iónico: Es el radio que tiene un ión en un cristal iónico, donde los iones están empaquetados juntos hasta el punto que sus orbitales atómicos más externos están en contacto unos con otros. Un orbital es el área alrededor de un átomo donde, de acuerdo con la probabilidad de encontrar un electrón es máxima.

Isótopos: El número atómico no determina el número de neutrones en una corteza atómica. Como resultado, el número de neutrones en un átomo puede variar. Como resultado, los átomos que tienen el mismo número atómico pueden diferir en su masa atómica. Átomos del mismo elemento que difieren en su masa atómica se llaman isótopos. Principalmente con los átomos más pesados que tienen un mayor número, el número de neutrones en la corteza puede sobrepasar al número de protones, isótopos del mismo elemento se encuentran a menudo en la naturaleza alternativamente o mezclados. Un ejemplo: el cloro tiene un número atómico de 17, lo que básicamente significa que todos los átomos de cloro contienen 17 protones en su corteza. Existen dos isótopos. Tres cuartas partes de los átomos de cloro que se encuentran en la naturaleza contienen 18 neutrones y un cuarto contienen 20 neutrones. Los números atómicos de estos isótopos son: $17 + 18 = 35$ y $17 + 20 = 37$. Los isótopos se escriben como sigue: ^{35}Cl y ^{37}Cl .



Cuando los isótopos se denotan de esta manera el número de protones y neutrones no tienen que ser mencionado por separado, porque el símbolo del cloro en la tabla periódica (Cl) está colocado en la posición número 17. Esto ya indica el número de protones, de forma que siempre se puede calcular el número de electrones fácilmente por medio del número másico. Existe un gran número de isótopos que no son estables. Se desintegrarán por procesos de decaimiento radiactivo. Los isótopos que son radiactivos se llaman radioisótopos.

Corteza electrónica: La configuración electrónica de un átomo es una descripción de la distribución de los electrones en círculos alrededor de la corteza. Estos círculos no son exactamente esféricos; tienen una forma sinuosa. Para cada círculo la probabilidad de que un electrón se encuentre en un determinado lugar se describe por una fórmula matemática. Cada uno de los círculos tiene un cierto nivel de energía, comparado con la corteza. Comúnmente los niveles de energía de los electrones son mayores cuando están más alejados de la corteza, pero debido a sus cargas, los electrones también pueden influir en los niveles de energía de los otros electrones. Normalmente los círculos del medio se llenan primero, pero puede haber excepciones debido a las repulsiones. Los círculos se dividen en capas y subcapas, que se pueden numerar por cantidades.

Energía de la primera ionización: La energía de ionización es la energía que se requiere para hacer que un átomo libre o una molécula pierdan un electrón en el vacío. En otras palabras; la energía de ionización es una medida de la fuerza con la que un electrón se enlaza con otras moléculas. Esto involucra solamente a los electrones del círculo externo.

Energía de la segunda ionización: Aparte de la energía de la primera ionización, que indica la dificultad de arrancar el primer electrón de un átomo, también existe la medida de energía por la segunda ionización. Esta energía de la segunda ionización indica el grado de dificultad para arrancar el segundo átomo. También existe la energía de la tercera ionización, y a veces incluso la de la cuarta y quinta ionizaciones.

Potencial estándar: El potencial estándar es el potencial de una reacción redox, cuando está en equilibrio, con respecto al cero. Cuando el potencial estándar supera al cero, tenemos una reacción de oxidación. Cuando el potencial estándar supera al cero, tenemos una reacción de reducción. El potencial estándar de los electrones se expresa en voltios (V), mediante el símbolo V^0 .