



Apunte de Química

Unidad 2. Propiedades Periódicas

Investigaciones que aportaron a la constitución de la Tabla Periódica

Registra resumidamente en tu cuaderno y señala las características de:

Las Investigaciones de Dobereiner y su agrupación de elementos (triadas)

La Tabla de Newlands y sus Octavas, que explican las propiedades similares de los átomos

Distinguen Grupos y Períodos de la Tabla Periódica

El Trabajo de Medeleiev y su Tabla periódica

El aporte de Moseley

LA TABLA PERIODICA

A principios del siglo XIX, ya eran conocidos un buen número de elementos (en 1830 se conocían unos 55), a los químicos de la época les inquietaba encontrar criterios que permitieran no tan sólo ordenar los elementos conocidos sino poder predecir futuros descubrimientos.

El problema no era fácil: se trataba de llegar a los cimientos de la Tabla Periódica. Para ello tuvieron que esperar a que en enunciara la ley periódica de los elementos químicos y publicara "Fundamentos de Química" en el cual por primera vez, toda la química inorgánica fue expuesta desde el punto de vista de la ley periódica.

Algunos intentos por agrupar los elementos en función de la variación de sus propiedades:

DÖBEREINER

Johann Wolfgang Döbereiner hizo uno de los primeros intentos de clasificación de los elementos, cuando en 1817 mostró que el estroncio tenía una masa atómica aproximadamente igual a la media aritmética de las masas atómicas del Ca y del Ba, elementos similares a él.

Posteriormente mostró la existencia de más grupos como éste, a los que llamó *triadas*, por ejemplo::

Cl - Br - I

Ca - Sr - Ba

S - Se - Te

Li - Na - K

En 1829 Döbereiner intentó agrupar los elementos en función de la variación de sus propiedades en grupos de 3: sus famosas "triadas". Observó que el bromo parecía tener propiedades: reactividad y peso atómico, que estaban a medio camino entre las del cloro y las del yodo. Igualmente con Ca/Sr/Ba y S/Se/Te. A pesar de que la forma de hallar una ordenación de los elementos estaba iniciada, el hecho de que Döbereiner no pudiera encontrar más "triadas" y de que el peso atómico, por aquel entonces, no era considerado una característica relevante de los elementos dió lugar a la indiferencia general y que su descubrimiento fuera considerado una mera coincidencia.



NEWLANDS

En 1865 lo intentó con grupos de 8 elementos: sus "Octavas" y de acuerdo al criterio de sus pesos atómicos crecientes. Pero su mérito consistió en ir un poco más allá al disponerlos en forma de una matriz de 7 filas. Nota: La tabla original de Newlands contempla-

la totalidad de los elementos conocidos hasta la fecha. La Tabla aquí expuesta se halla resumida, tan sólo como ayuda explicativa.

H	Li	Be	B	C	N	O
F	Na	Mg	Al	Si	P	S
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe

Newlands ordenó los elementos de la sgte manera:

Observó que en una misma columna(vertical) o Grupo, tendían a quedar elementos de características parecidas: el octavo (F) se parecía al 1° (H); el noveno (Na), al 2° (Li), etc.

Esta ley mostraba una cierta ordenación de los elementos en Familias o Grupos (verticales), con propiedades muy parecidas entre sí y en Periodos (horizontales), formados por ocho elementos cuyas propiedades iban variando progresivamente.

El nombre de octavas se basa en la intención de Newlands de relacionar estas propiedades con la que existe en la escala de las notas musicales, por lo que dio a su descubrimiento el nombre de ley de las octavas. Esta observación de que cada octavo elemento tenía propiedades semejantes, le condujo a comparar sus "octavas químicas" con las octavas musicales sugiriéndole una armonía química fundamental como en la música; pretende así haber descubierto una ley según la cual los elementos de propiedades análogas presentan características semejantes a las que existen en música entre una nota y su octava. El convencimiento subconsciente de que en la química debía repetirse el orden y la periodicidad musical le llevaron a sufrir ridículos e indiferencia cuando esperaba aclamaciones y reconocimiento. Efectivamente Newlands estaba encantado de su planteamiento de periodos iguales y absolutos, obviando carencias graves del mismo: en su tabla no había lugar para los elementos nuevos (es más, en algunos lugares de su tabla se vió forzado a colocar 2 elementos en el mismo sitio) y, por otra parte, algunos elementos no encajaban en el lugar que tenían asignado en la tabla de acuerdo al criterio de similitudes.

El hecho fue descrito por Newlands en estos términos: los números de los elementos análogos no son consecutivos, sino que difieren de siete en siete, o en múltiplos de siete. De acuerdo con el principio establecido. El octavo elemento (F) era semejante al 1° (H); el noveno al 2° y así sucesivamente.

No obstante el avance que significaron las octavas de Newlands (por cuanto contenían los conceptos de periodicidad y de número atómico), su sistema adoleció del error fundamental de establecer correlaciones sólo entre los elementos conocidos y no dejar huecos disponibles para elementos no conocidos. Por ejemplo, las propiedades de Mn y Fe son completamente diferentes de las que presentan P y S, respectivamente.

El error fue reparado en los sistemas periódicos propuestos, independientemente en 1869, por Lothar Meyer, químico alemán, y por el ruso Dimitri Mendeliev. Este último desarrolló el concepto de periodicidad de Newlands en la forma de una ley, la ley periódica, que postula que las propiedades de los elementos son función periódica de sus pesos atómicos. Usando este principio, Mendeliev pudo organizar los elementos conocidos en una ordenación que lleva el nombre de tabla periódica. Esta consiste en disponer los elementos en períodos recurrentes, según sus pesos atómicos crecientes.

MENDELEIEV

Mendeleiev estaba preocupado por lo difícil que resultaba a los estudiantes aprender Química dado que la información acerca de las propiedades de las sustancias era escasa o estaba muy dispersa en la literatura y casi nunca se presentaba en forma que reflejara las relaciones entre las diversas sustancias.



Tras una tediosa revisión bibliográfica y con la ayuda de su propia experimentación, en los casos en que no encontraba información, Mendeleiev escribió la serie de artículos que quizá sea la más importante en la historia de la Química, debido a que permitió sistematizar y ordenar una cantidad muy grande de conocimientos químicos y proveyó a la Química de una gran capacidad predictiva. Mendeleiev compara elementos con propiedades similares y encuentra que las propiedades de los elementos dependen de manera regular del cambio de peso atómico; pero a diferencia de Meyer, presenta sus resultados en forma de tabla agrupando a los elementos con propiedades semejantes.

Algunos años más tarde, Mendeleiev presentó su esquema basado ya no tan sólo en el orden creciente de los pesos atómicos sino también en las valencias de los elementos. Introdujo periodos largos después de los dos periodos de 8 elementos y sobre todo, dejó huecos por rellenar en aquellos casos en donde no se conocía el elemento si bien fue capaz de anticipar sus propiedades de acuerdo a conclusiones extrapoladas de su tabla.

Este químico ruso encontró que, si ordenaba los elementos según el orden creciente de sus pesos atómicos y los numeraba empezando por el hidrógeno, las propiedades de elementos semejantes se repetían periódicamente.

Tabla Periódica de Mendeleiev

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RH ₄ RO ₃	RH ₃ R ₂ O ₅	RH ₂ RO ₃	RH R ₂ O ₇	RO ₄
H							
Li	Be	B	C	N	O	F	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe Co Ni
Cu	Zn			As	Se	Br	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo		Ru Rh Pd
Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W		Os Ir
Au	Hg	Tl	Pb	Bi			Pt

Los elementos que caen en una columna vertical (Grupo) tienen propiedades comunes tales como la Valencia.

Para establecer los grupos o familias de elementos, Mendeliev debió dejar huecos en su tabla, los cuales tendrían que ser ocupados por aquellos elementos que pudieran descubrirse y cuyas propiedades había fijado en conformidad a las regularidades observadas en los elementos del correspondiente grupo. De esta manera se facilitó el descubrimiento de nuevos elementos.

Mendeleiev hace notar que la secuencia de los elementos en la tabla está en concordancia con la **valencia**. La **valencia** es una característica de los elementos que se relaciona con su capacidad de combinación. Por ejemplo, el elemento Sodio (Na) tiene una valencia 1 pues solo puede combinarse con un átomo a la vez, es decir, no puede combinarse con dos átomos de Oxígeno.

Sin embargo, el Oxígeno tiene valencia 2 y por lo tanto puede combinarse con dos átomos de valencia 1 como sucede en el agua (H₂O). El Oxígeno se combina en una proporción 1:1 con otros elementos de valencia 2 como el Calcio (Ca) para dar el compuesto CaO. El Nitrógeno (N) presenta valencia 3 ya que se combina con tres átomos de valencia 1 como en el amoníaco (NH₃).



Valencia de algunos de los primeros elementos

Elemento	Símbolo	Valencia	Lugar en la Tabla de Mendeleiev
Hidrógeno	H	1	Primero
Litio	Li	1	Segundo
Berilio	Be	2	Tercero
Boro	B	3	Cuarto
Carbono	C	4	Quinto
Nitrógeno	N	3	Sexto
Oxígeno	O	2	Séptimo
Flúor	F	1	Octavo
Sodio	Na	1	Noveno
Magnesio	Mg	2	Décimo
Aluminio	Al	3	Décimo primero
Silicio	Si	4	Décimo segundo
Fósforo	P	3	Décimo tercero
Azufre	S	2	Décimo cuarto
Cloro	Cl	1	Décimo quinto
Potasio	K	1	Décimo sexto
Calcio	Ca	2	Décimo séptimo

Valencia de algunos átomos.

MOSELEY

Basándose en los trabajos de W. H. Bragg y M. von Laue acerca de la refracción de los rayos X por parte de las estructuras cristalinas, inició el estudio de la radiación característica de los rayos X de los diversos elementos, a fin de determinar sus longitudes de onda y compararlas entre sí.

De este modo logró demostrar la disminución de la longitud de onda característica de dichos rayos con el aumento del peso atómico del elemento estudiado. De dicha manera fue posible completar la tabla periódica de los elementos, para lo cual Moseley formuló también el concepto de número atómico (1914), además de reordenarlos de forma correcta.