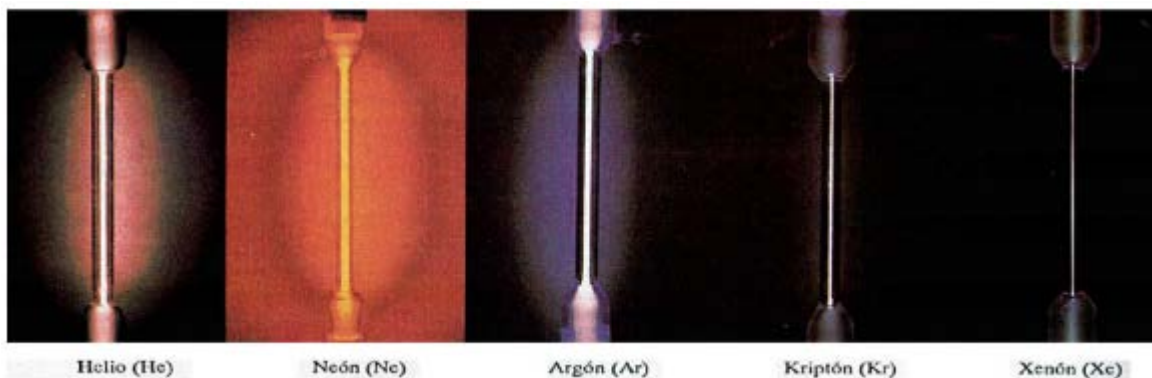


Los gases nobles.

Los elementos del grupo VIIIA o grupo 18, helio (He), neón (Ne), argón (Ar), kriptón (Kr), xenón (Xe) y radón (Rn), también han sido llamados gases raros o gases inertes. Sin embargo, estos últimos nombres no son adecuados ya que el argón constituye casi el 1% en volumen del aire, y el helio abunda en ciertos depósitos de gas natural.



- Como sus subcapas externas s y p están por completo llenas, estos elementos son químicamente casi inertes.
- A diferencia de los otros gases no metálicos, estos se encuentran en la naturaleza en estado atómico.

Por otra parte, el descubrimiento de compuestos de xenón demostró que éste no es inerte. El nombre de gases nobles es más apropiado ya que a los metales menos reactivos se les clasifica como metales nobles. Se descubrió a todos los gases nobles en un período de tiempo relativamente corto. En 1784 Henry Cavendish observó que después de remover el oxígeno y el nitrógeno del aire, todavía quedaba un pequeño volumen de un gas desconocido no reactivo. Un siglo más tarde, en 1892, John William Strutt, el tercer Lord Rayleigh, preparó nitrógeno de dos formas, eliminando los otros constituyentes conocidos del aire (O_2 , CO_2 y H_2O) y a partir del amoníaco. Él observó que el nitrógeno obtenido a partir del amoníaco siempre era un 5% menos denso que el proveniente del aire. Finalmente, en 1895, Rayleigh y William Ramsay aíslan un nuevo gas, con un espectro de emisión diferente al de cualquier elemento conocido, y le dan el nombre de argón (“inerte”). En 1868, durante un eclipse solar, Pierre Jansen identificó una nueva línea en el espectro del sol. Como esta línea no aparecía en el espectro de los elementos conocidos, Joseph Lockyer concluyó que el sol contenía un nuevo elemento al cual nombró helio (“el sol”). Algunos años más tarde, en 1889, calentando cleveíta, un mineral radioactivo relacionado con la uranita, Hillebrand obtuvo un gas no reactivo que él supuso era nitrógeno, pero en 1895 Ramsay demostró que era una muestra del helio de Lockyer. Ese mismo año, Ramsay y Morris Travers, al tratar de aislar gases inertes adicionales, observaron que el residuo que quedaba después de eliminar por ebullición el nitrógeno y el oxígeno del aire líquido contenía nuevas líneas espectrales. Inmediatamente aislaron los gases neón (“nuevo”), kriptón (“escondido”) y xenón (“extraño”). Por último, en 1900 Friedrich Dorn descubre el radón (“rayo” o “haz”) como producto de la desintegración radioactiva del radio.

Propiedades de los Elementos

En la Tabla siguiente aparecen algunas de las propiedades de los gases nobles. Todas las propiedades varían en la forma esperada de acuerdo a la posición de los elementos en la tabla periódica. Los puntos de fusión y de ebullición son bajos debido a sus capas electrónicas esféricas cerradas y a la falta de interacciones mutuas excepto por las débiles fuerzas de London. Al aumentar el número atómico los átomos tienen mayor número de electrones, por lo que su polarizabilidad aumenta y, con ella, los puntos de fusión y de ebullición. Debido a las elevadas cargas nucleares efectivas a las que están sometidos los electrones de valencia, las energías de ionización son excesivamente altas (las más altas dentro de cada período). Sin embargo, a medida que aumenta el número atómico y los electrones de valencia están cada vez más alejados del núcleo, las energías de ionización disminuyen. Por otra parte, las cargas nucleares efectivas no son lo suficientemente grandes como para estabilizar un electrón adicional, por lo que las afinidades electrónicas estimadas son ligeramente positivas y se hacen cada vez menos favorables al bajar en el grupo.

	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Abundancia en la atmósfera (% en volumen)	$5,2 \times 10^{-4}$	$1,8 \times 10^{-3}$	0,934	$1,1 \times 10^{-3}$	$8,7 \times 10^{-6}$	
Densidad (g dm^{-3})	0,177	0,900	1,784	3,733	5,887	9,73
Punto de fusión ($^{\circ}\text{C}$)	-272	-249	-189	-157	-112	-71
Punto de ebullición ($^{\circ}\text{C}$)	-269	-246	-186	-153	-107	-65,0
Energía de ionización (kJ mol^{-1})	2372,3	2080,6	1520,5	1350,7	1170,4	1037,0
Afinidad electrónica estimada (kJ mol^{-1})	21	29	35	39	40	
Radio covalente (pm)				110	130	
Radio de van der Waals (pm)	150	160	190	200	220	

Ocurrencia y Obtención

Todos los elementos excepto el radón existen en forma nativa en la atmósfera (Tabla 4.2), y el neón, el argón, el kriptón y el xenón pueden obtenerse por destilación fraccionada del aire líquido. Sin embargo, el bajo contenido de helio en el aire, no permite que éste sea un método económico para su obtención. El helio también se encuentra en algunos minerales radioactivos y, principalmente, en algunos depósitos de gas natural los cuales constituyen prácticamente la única fuente comercial de helio. El helio proviene totalmente de la desintegración radioactiva de los isótopos de uranio y torio que emiten partículas α , las cuales no son otra cosa que núcleos de helio. Estos núcleos de helio adquieren electrones de los elementos que los rodean oxidándolos y, si la roca es lo suficientemente impermeable, el helio queda atrapado. El helio gaseoso así formado se mezcla con el gas natural y se encuentra en concentraciones que van de 0.5 a 2.4% en volumen. Jamás se han

preparado compuestos estables de helio. El primer uso práctico del helio lo constituyó la sustitución del hidrógeno como gas en los globos aerostáticos. Tiene casi la misma densidad del hidrógeno, pero no es inflamable ni tóxico. El neón se usa en la iluminación eléctrica como "luces de neón". El argón se usa sobre todo en los bulbos eléctricos luminosos para proveer una atmósfera inerte. En virtud de su naturaleza inerte, el argón se emplea también para eliminar el oxígeno gaseoso disuelto en metales fundidos en procesos metalúrgicos. El xenón tiene aplicaciones limitadas en medicina como anestésico. El radón, cuyos isótopos son todos de vida corta, también se forma en las series de desintegración radioactiva del uranio y del torio. Los isótopos del radón son radiactivos; el de más larga duración es el radón-222, con una vida media de 3.8 días. Se sabe que el radón es liberado del suelo en amplias zonas, una vez formado el radón se difunde en los edificios a través de los cimientos. El radón presente en el aire es respirado y exhalado. Pero sus productos de decaimiento son sólidos; produce unas 10.000 muertes anuales.