

QUÍMICA INORGÁNICA

Curso Académico 2.003-2.004

**Unidad didáctica número 14.
Elementos del Bloque s.****GUÍA DE ESTUDIO.****I.- CONTENIDOS.**

En las siete unidades didácticas anteriores se han estudiado el hidrógeno y los elementos del Bloque p de la Tabla Periódica, bloque en el que 21 de los 31 elementos que comprende se consideran “no metales”; los diez restantes se consideran “metales”. Como ya se ha dicho en la unidad didáctica número 10, dentro de cada grupo el carácter metálico de los elementos aumenta gradualmente al bajar (apareciendo tanto antes cuanto menor es el número del grupo), pero no hay una separación nítida entre un elemento no metálico y el siguiente metálico.

Mientras que el Bloque p contiene todos los elementos no metálicos (a excepción del hidrógeno que no se incluye en ningún bloque concreto), los elementos más electronegativos, el Bloque s contiene los más electropositivos, todos ellos metales característicos.

La elección de estudiar los elementos del Bloque s tras los del Bloque p de la Tabla Periódica viene condicionada por razones de tipo didáctico y de eficacia docente. Tras los del Bloque p, son los elementos del Bloque s aquellos en los que es posible establecer una mejor sistemática y observar una variación gradual de sus propiedades y comportamiento al pasar del Grupo 1 al 2, y al descender en cualquiera de esos dos grupos debido fundamentalmente al aumento del radio atómico a medida que aumenta Z (que se baja en el grupo).

A la hora de estudiar los elementos del Bloque s se hace un planteamiento general, definiendo qué se entiende por “Bloque s” y justificando la inclusión en el mismo de los elementos de los grupos 1 y 2, indicando las configuraciones electrónicas de los mismos en estado fundamental. A partir de las mismas y considerando que en condiciones ambientales ordinarias todos los elementos son sólidos constituidos por redes metálicas de densidad relativamente elevada en las que los enlaces M-M son deficientes de electrones; la mayoría de estos elementos presentan alguna forma con empaquetamiento compacto con número de coordinación doce, si bien casi todos (todos excepto de Mg y Ca) presentan al menos una forma sólida cúbica centrada en el espacio de número de coordinación ocho.

La baja electronegatividad de los elementos del Bloque s ($X_{Fr}=0,7 \leq X \leq 1,57 = X_{Be}$) y sus configuraciones electrónicas hacen prever un comportamiento químico encaminado a estabilizarlos como cationes formando parte de compuestos con enlace fundamentalmente

iónico. Sin embargo en los elementos más pequeños y electronegativos, no se puede descartar la formación de enlaces preferentemente covalentes y la consiguiente estabilidad de especies moleculares. En el caso de los elementos del Grupo 1, su configuración electrónica permite sugerir la formación de especies moleculares (M_2) aniónicas (M^-).

La debilidad del enlace metal-metal de las redes metálicas confiere a estos elementos un comportamiento peculiar, su solubilidad (mayor en el caso de los del Grupo 1, elementos alcalinos) en amoníaco líquido, que es menor para los elementos más ligeros del Grupo 2.

Analizados los aspectos relacionados con la estructura y el enlace, se estudian las propiedades físicas de los elementos, poniendo de manifiesto que en los elementos del Grupo 2 (alcalinotérreos) se observa una mayor intensidad de aquellas propiedades que tienen su origen en la energía de los enlaces M-M.

El comportamiento químico se consideran en base a la configuración electrónica de los elementos y, en el caso de los cationes, se analizan la estabilidad de los mismos y su variación de radio, incidiendo en la disminución del tamaño de los correspondientes cationes dipositivos de los elementos alcalinotérreos, respecto de los monopositivos de los alcalinos homólogos. Por otra parte, se incide en la influencia del mayor poder polarizante de los cationes M^{2+} más pequeños (especialmente el Be^{2+} y en menor grado el Mg^{2+}) en la formación de compuestos con un apreciable grado de covalencia en sus enlaces. Asimismo se señalarán las denominadas relaciones diagonales Li/Mg y Be/Al que muestran el comportamiento, en cierta manera, similar de los elementos de esas parejas. Por último, se destaca el hecho de que los restantes elementos del Grupo 2 forman una serie más homogénea dentro de la cual las propiedades químicas de los elementos varían de forma gradual con el aumento de tamaño, de forma semejante a como lo hacen los elementos alcalinos.

De manera semejante a como se ha procedido en las unidades anteriores, después del comportamiento químico se estudian los métodos de preparación, las aplicaciones de los elementos, así como su interés biológico y/o farmacológico.

Tras los elementos se estudian sus principales compuestos, siguiendo para ello la misma sistemática ya indicada en las unidades didácticas anteriores.

14.- QUÍMICA DE LOS ELEMENTOS DEL BLOQUE s.

14.1.- Elementos del Bloque s.

14.1.1.- Configuración electrónica. Redes metálicas.

14.1.2.- Propiedades físicas.

14.1.3.- Comportamiento químico.

A.- Comportamiento previsible según la configuración electrónica.

Elementos del Grupo 1.

Elementos del Grupo 2.

B.- Estados de oxidación.

- C.- Comportamiento redox.
- D.- Solubilidad en amoníaco líquido.
- 14.1.4.- Métodos de preparación.
- 14.1.5.- Aplicaciones.
- 14.1.6.- Aspectos biológicos.
 - Elementos del Grupo 1.
 - Elementos del Grupo 2.
- 14.2.- Principales compuestos.
 - 14.2.1.- Hidruros (Hidruros iónicos o salinos).
 - A.- Naturaleza del enlace y estructura.
 - B.- Propiedades físicas.
 - Entalpías y temperaturas de fusión.
 - Conductividad.
 - Solubilidad y formación de hidratos.
 - C.- Comportamiento químico.
 - Estabilidad térmica.
 - Carácter ácido-base.
 - Carácter redox.
 - D.- Métodos de preparación.
 - E.- Algunos hidruros de interés.
 - 14.2.2.- Haluros.
 - A.- Naturaleza del enlace y estructura.
 - B.- Propiedades físicas.
 - Entalpías y temperaturas de fusión y ebullición.
 - Conductividad eléctrica.
 - Solubilidad y formación de hidratos.
 - C.- Comportamiento químico.
 - Estabilidad térmica.
 - Carácter ácido-base.
 - Carácter redox.
 - D.- Métodos de preparación.
 - E.- Algunos haluros de interés.
 - 14.2.3.- Combinaciones oxigenadas de los elementos del Bloque s.
 - 14.2.3.1.- Combinaciones binarias: óxidos, peróxidos y superóxidos.
 - A.- Naturaleza del enlace y estructura.
 - Óxidos.
 - Peróxidos, superóxidos y ozónidos.
 - B.- Propiedades físicas.
 - Entalpías y temperaturas de fusión y ebullición.
 - Óxidos.
 - Peróxidos, superóxidos y ozónidos.
 - Solubilidad y formación de hidratos.
 - C.- Comportamiento químico.
 - Estabilidad térmica.
 - Peróxidos.

- Superóxidos.
- Ozónidos.
- Carácter ácido-base.
- Óxidos.
- Peróxidos
- Superóxidos.
- Ozónidos.
- Carácter redox.
- D.- Métodos de preparación.
 - Óxidos.
 - Peróxidos
 - Superóxidos.
 - Ozónidos.
- E.- Algunos óxidos, peróxidos y superóxidos de interés.
- 14.2.3.2.- Hidróxidos.
 - A.- Naturaleza del enlace y estructura.
 - B.- Propiedades físicas.
 - C.- Comportamiento químico.
 - Estabilidad térmica.
 - Carácter ácido-base.
 - D.- Métodos de preparación.
 - E.- Algunos hidróxidos de interés.
- 14.2.4.- Sulfuros. Sulfuros iónicos.
 - 14.2.4.1.- Monosulfuros.
 - A.- Sulfuros neutros.
 - B.- Hidrogenosulfuros o sulfuros ácidos.
 - 14.2.4.2.- Polisulfuros.
- 14.4.3.- Nitruros.
- 14.4.4.- Carburos.
- 14.4.5.- Compuestos de coordinación.
- 14.4.6.- Compuestos organometálicos.

BIBLIOGRAFÍA RECOMENDADA:

- Valenzuela Calahorro, C.; “Química General e Inorgánica para estudiantes de Farmacia”. Editorial Universidad de Granada. Granada, 2.002. Capítulos 9, 12, 13, 14, 17 y 18.
- Rayner-Canham, G.; “Química Inorgánica descriptiva”. Segunda edición. Pearson Educación. México, 2.000. Capítulos 10 Y 11.
- Greenwood, N. N., Earshaw, A., “Chemistry of the Elements”. 2nd Edición, Butterworth-Heineman, Oxford, 1997. Capítulos 4 y 5.