

## Unidad 8. Química descriptiva inorgánica

Este tema tiene una incidencia mínima en las PAU. Didácticamente no se estudia como tal, aunque muchas de las consideraciones que aquí se hacen se abordan al ir desarrollando conceptos como electronegatividad, potencial de ionización, tipos de enlace, etc.

A continuación señalamos las ideas básicas que deberían conocer los alumnos:

**1.** Las **valencias** con las que actúan los distintos elementos de los grupos principales del sistema periódico.

**2.** Como subproducto de la electrolisis del NaCl disuelto en agua se obtiene sosa caústica, NaOH, compuesto muy importante debido a que es una base fuerte.

**3.** Del **grupo del Boro** deben conocer la estructura y enlace de los boranos, ya que son compuestos con deficiencias de electrones, 3 pares de enlace, y por tanto no cumplen la regla del octete.

**4.** Del **grupo del Carbono** deberían conocer las variedades alotrópicas del mismo y las estructuras del diamante y del grafito. Además de los usos del Germanio y del Silicio como semiconductores. Este grupo es idóneo para explicar la disminución de la electronegatividad en el grupo, que pasa de dos elementos no metálicos, y de electronegatividad media: C y Si, a un semiconductor Ge y que finaliza con dos elementos metálicos de baja electronegatividad: Sn y Pb.

**5. Nitrogenoideos:** deberían conocer la inercia química del nitrógeno derivada de su triple enlace  $N \equiv N$ ; así como el ciclo del nitrógeno en la naturaleza. Del P deberíamos resaltar que forma parte de los ácidos nucleicos ADN y ARN, y que las células lo utilizan para almacenar y transportar energía.

6. De los **anfígenos** conocerán el enlace en la molécula de  $O=O$  (un doble enlace formado por una solapación  $\sigma$  y otra  $\pi$ ), su variedad alotrópica ozono  $O_3$  de gran utilidad para filtrar las radiaciones ultravioleta procedentes del Sol, en la estratosfera. Del oxígeno resaltamos también su importancia en las reacciones de combustión.

7. De los **halógenos** destacaríamos que son elementos muy electronegativos, son oxidantes enérgicos y el hecho de que pasen de gases como el  $F_2$  y el  $Cl_2$ , a un líquido como el  $Br_2$  para finalizar con un sólido como el  $I_2$ ; este es un ejemplo de cómo las Fuerzas de Van der Waals, aumentan al aumentar el peso molecular.

Seguidamente mencionaremos algunas sustancias muy importantes desde el **punto de vista químico**:

8. Del **Hidrógeno** destacamos sus isótopos: protio, deuterio y tritio, y su enorme interés para las reacciones nucleares de fusión. En cuanto al  $H_2$  gaseoso es importante su uso como reductor, y su utilización en las reacciones orgánicas de hidrogenación.

9. Del **agua ( $H_2O$ )** destacamos que se la considera un disolvente universal. Los alumnos conocerán su enlace, la formación de puentes de hidrógeno, que da lugar a altos puntos de fusión y de ebullición, y que también provoca que el hielo tenga menos densidad que el agua líquida. En cuanto a las reacciones ácido-base destacamos que además de ser el medio en el que se producen las distintas reacciones, tiene un marcado carácter anfótero.

10. Del **Amoniaco ( $NH_3$ )** destacamos su estructura de enlace: pirámide truncada con un par de electrones libre y con un ángulo de  $107^\circ$ . Sus enlaces son polares y presentan puentes de hidrógeno. Disuelto en agua tiene propiedades básicas, actuando como una base débil. También se tratará su obtención industrial, por ser un ejemplo típico de equilibrio gaseoso.

### 11. Óxidos de azufre: SO<sub>2</sub> y SO<sub>3</sub>

El dióxido de azufre (SO<sub>2</sub>) es un gas corrosivo, venenoso e irritante que se encuentra en la atmósfera de las grandes ciudades y núcleos industriales.

El trióxido de azufre (SO<sub>3</sub>) es un líquido oleoso y muy denso.

Los alumnos conocerán su estructura de enlace: el SO<sub>2</sub> es una molécula angular y el SO<sub>3</sub> una molécula triangular plana; en ambas moléculas el S utiliza tres orbitales híbridos sp<sup>2</sup>.

Son responsables de la lluvia ácida, que contamina nuestro entorno y que se forma cuando estos óxidos entran en contacto con el vapor de agua atmosférico, y pasan a su forma ácida, cayendo como tales a la tierra.

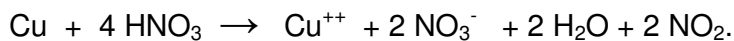
### 12. Óxidos del nitrógeno

El óxido nítrico (NO) es gas a temperatura ambiente, y se emplea como materia prima para obtener ácido nítrico. Se forma por reacción directa entre el N<sub>2</sub> y el O<sub>2</sub> en las tormentas eléctricas.

El dióxido de nitrógeno (NO<sub>2</sub>), es un gas muy corrosivo de color pardo-rojizo y que también aparece como contaminante de la atmósfera de las grandes ciudades, dando lugar a la lluvia ácida.

### 13. Ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>)

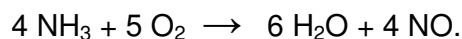
Es un ácido fuerte, de gran poder oxidante y por tanto capaz de disolver a la mayoría de los metales.



Mezclado con el ácido clorhídrico (HCl), forma la llamada **agua regia** capaz de disolver todos los metales.

Su obtención industrial se basa en el *método de Ostwald* que transcurre en tres etapas:

- 1) Oxidación catalítica del amoníaco a óxido nítrico:



- 2) Oxidación del óxido nítrico a dióxido de nitrógeno que se realiza al mezclarse con el aire:  $2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$ .
- 3) Hidratación del dióxido de nitrógeno con formación del ácido nítrico y más óxido nítrico, que se recicla incorporándose al 2º proceso. El agua utilizada debe ser caliente:  $3 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3 + \text{NO}$ .

Con este proceso se obtiene el ácido con una pureza entre el 50% y el 60%.

#### 14. Ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )

Es un líquido incoloro, aceitoso y de elevada densidad. Se obtiene en tres pasos:

1.- Por combustión del azufre para formar dióxido de azufre:  $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$  o por tostación de la pirita:  $4 \text{FeS}_2 + 11 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{SO}_2$ .

2.- Oxidación catalítica del dióxido de azufre para dar lugar al trióxido de azufre. Se realiza en presencia de platino.  $\text{SO}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ .

3.- Hidratación del trióxido de azufre para dar ácido, se utiliza un ácido concentrado donde se disuelve el trióxido de azufre, dando lugar al ácido sulfúrico fumante, y se regula la entrada de agua para mantener unas determinadas concentraciones de ácido a la salida.

Es un potente **agente deshidratante**:



En esta reacción llega a carbonizar a la sacarosa.

Es un ácido fuerte que ataca a metales, limpia los óxidos que recubren las superficies metálicas y se utiliza como electrolito en las baterías de los coches. También se utiliza para fabricar abonos.