

■ Actividades PAU de bloque

1. Considera los elementos de números atómicos 4, 11, 17 y 33:

- Escribe su configuración electrónica indicando los electrones de la capa de valencia.
- Indica a qué grupo del sistema periódico pertenece cada elemento y si son metales o no metales.
- ¿Cuál es el elemento más electronegativo y cuál el menos?
- ¿Qué estados de oxidación serán los más frecuentes para cada elemento?

Orientación: para resolver este problema es conveniente que memorices algunas de las partes más interesantes de la tabla periódica. Debes conocer, además, algunos elementos clave como referencia. Recuerda el concepto de electronegatividad y cómo varía a lo largo de la tabla periódica. Deduce los números de oxidación a partir de la estructura electrónica de gas noble que cada uno puede alcanzar en sus combinaciones a fin de estabilizarse.

a) ($Z = 4$): $1s^2 2s^2$

Electrones de valencia: los dos de la capa segunda.

($Z = 11$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Electrones de valencia: el de la capa tercera.

($Z = 17$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Electrones de valencia: los siete de la capa tercera.

($Z = 33$): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$

Electrones de valencia: los cinco de la capa cuarta.

- ($Z = 4$), grupo 2 por tener dos electrones de valencia, metal.
($Z = 11$), grupo 1, por tener un electrón de valencia, metal.
($Z = 17$), grupo 17, por tener siete electrones de valencia no metal.
($Z = 33$), grupo 15, por tener cinco electrones de valencia tras orbitales tipo d, semimetal.
- La electronegatividad aumenta al subir en los grupos y desplazarse a la derecha en el sistema periódico, por lo que el elemento más electronegativo será el ($Z = 17$) y el menos el ($Z = 11$).
- Los estados de oxidación más frecuentes son aquellos que permiten alcanzar estructura de gas noble, siempre teniendo en cuenta el carácter metálico o no metálico del elemento. En función de esto, tendremos:
($Z = 4$), estado de oxidación más frecuente +2.
($Z = 11$), estado de oxidación más frecuente +1.
($Z = 17$), estado de oxidación más frecuente -1.
($Z = 33$), estado de oxidación más frecuente -3.

2. Indica razonadamente si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ($Z = 11$) tienen el mismo comportamiento químico.

b) El ion de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno ($Z = 8$) presenta la misma reactividad que el ion de carga -1 del isótopo 18 del oxígeno.

c) La masa atómica aproximada del cloro es 35,5, siendo este un valor promedio ponderado entre las masas de los isótopos 35 y 37, de abundancia 75 y 25 %, respectivamente.

d) Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.

Orientación: para los apartados a) y b), recuerda que la reactividad química siempre está relacionada con la estructura electrónica de la última capa. Para los apartados c) y d), recuerda los conceptos de isótopo y masa atómica de un elemento.

a) Cierta; ambas especies iónicas tienen la misma configuración electrónica, que es la responsable del comportamiento químico.

b) Falsa; en este caso, ambas especies tienen diferente configuración electrónica (una especie tiene 10 electrones y la otra 9 electrones), por lo que su reactividad química será diferente.

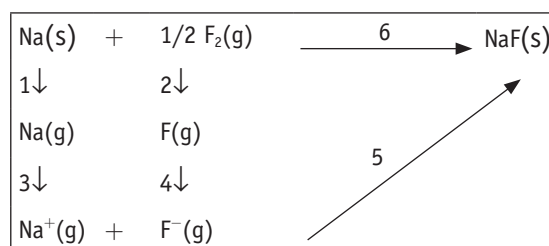
c) Cierta. La masa atómica de un elemento se considera como la media ponderada de sus isótopos en función de su abundancia relativa en la corteza terrestre:

$$\text{Masa atómica} = \frac{[A_1 \cdot (\%)_1 + A_2 \cdot (\%)_2 + A_3 \cdot (\%)_3 + \dots]}{100}$$

$$\text{Ma(Cl)} = \frac{35 \cdot 75 + 37 \cdot 25}{100} = 35,5$$

d) Falsa; los isótopos de un elemento en estado neutro solo se diferencian en el número de neutrones que poseen.

3. A partir del esquema del ciclo de Born-Haber para el fluoruro de sodio, nombra las energías implicadas en los procesos 1, 2 y 3; nombra las energías implicadas en los procesos 4, 5 y 6; justifica si son positivas o negativas las energías implicadas en los procesos 1, 2, 3, 4 y 5 y, en función del tamaño de los iones, justifica si la energía reticular del fluoruro sódico será mayor o menor, en valor absoluto, que la del cloruro de sodio.



Orientación: observa el tipo de proceso que tiene lugar en cada paso. Emplea la fórmula para la obtención de la energía reticular.

Proceso 1: calor de sublimación.

Proceso 2: energía de disociación.

Proceso 3: energía de ionización.

Proceso 4: electroafinidad.

Proceso 5: energía reticular.

Proceso 6: calor de reacción.

Las energías de los procesos 1, 2 y 3 son positivas porque es preciso dar energía a un átomo para pasarle al estado de gas, ya que sus moléculas tienen mayor actividad dinámica (proceso 1); también para disociar una molécula estable que al formarse desprendió esa misma energía en forma de energía de enlace (proceso 2); y por último, para quitar el último electrón de un átomo por la atracción coulombiana que experimenta respecto del núcleo (proceso 3).

Las energías de los procesos 4 y 5 son negativas porque se desprende energía cuando se capta un electrón, ya que la atracción nuclear compensa con creces la repulsión electrónica (proceso 4), y también cuando se forma el cristal iónico se desprende la energía reticular precisa para su formación (proceso 5).

La energía reticular viene dada por:

$$U = - \frac{Z_1 Z_2 e^2 N_A A}{d_0} \left(1 - \frac{1}{n} \right)$$

donde d_0 es la distancia internuclear de los átomos que forman el cristal, luego cuanto mayor sea esta menor será en valor absoluto la energía reticular del cristal. Dado que d_0 se obtiene como la suma de los radios de los iones presentes, y como el radio del cloro es mayor porque tiene una capa más de electrones que el flúor, el valor de d_0 para el NaCl será mayor que el del NaF, por lo que $|U_{\text{NaCl}}| < |U_{\text{NaF}}|$.

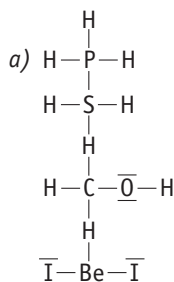
4. Dadas las siguientes moléculas: PH_3 , H_2S , CH_3OH , BeI_2 :

a) Escribe sus estructuras de Lewis.

b) Razona si forman o no enlaces de hidrógeno.

c) Explica si estas moléculas son polares o apolares.

Orientación: para el apartado a) utiliza las reglas para diseñar las estructuras de Lewis, para b) y c) los conceptos de electronegatividad e hibridación.



b) Solamente el metanol presenta enlaces de hidrógeno debido a la alta polaridad del enlace O—H.

c) PH_3 : molécula piramidal trigonal.

Hibridación sp^3 . Molécula asimétrica con un par de electrones no compartidos.

H_2S : molécula angular. Hibridación sp^3 . Molécula asimétrica con dos pares de electrones no compartidos.

CH_3OH : molécula tetraédrica. Hibridación sp^3 en el carbono. Molécula asimétrica por la presencia del grupo OH.

BeI_2 : molécula lineal. Hibridación sp .

Basándonos en lo anterior, deducimos que todas son polares excepto BeI_2 , que es la única molécula simétrica, así sus momentos dipolares se anulan.