

Instrucciones Generales

Esta prueba consta de **dos bloques** de preguntas a los que hay que **responder en español**.

El **bloque 1** consta de diez preguntas del tipo test, con tres opciones cada una y solo una correcta. La puntuación de cada pregunta acertada es 0'4 puntos. **La respuesta errónea penaliza 0'15 puntos.**

El **bloque 2** consta de dos preguntas del tipo cuestiones o ejercicios, cada una de ellas puede incluir uno o varios apartados. La puntuación de **cada pregunta es de 3 puntos**. En el caso de los apartados, en general, tendrán la misma puntuación.

Las preguntas o apartados en los que se pide que razone o justifique la respuesta se puntuarán con un 20% de su valor en el caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

No se contestará a ninguna pregunta en este impreso, sino en **hojas aparte** que se le entregarán. Como material, para realizar el examen, **solo está permitido el uso de calculadora científica no programable**. Los dispositivos electrónicos, teléfonos móviles y relojes inteligentes están prohibidos.

Bloque 1

1. ¿Cuántos estados electrónicos corresponden con el número cuántico $l = 2$?

- a) 4
- b) 10**
- c) 2

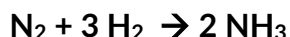
2. Sabiendo que la energía de ionización del galio es 579 KJ/mol ¿Cuál es la energía necesaria para ionizar un átomo de galio? $N_A = 6'02 \cdot 10^{23}$

- a) $9'62 \times 10^{-20}$ J
- b) $9'62 \times 10^{-19}$ J**
- c) $1'04 \times 10^{18}$ J

3. El enlace iónico:

- a) Está formado por elementos con electronegatividades muy diferentes.**
- b) Está formado por la interacción de los electrones de las últimas capas de los átomos.
- c) Está formado por la interacción electrónica entre iones positivos del metal y los electrones semilibres de los mismos formando un mar de electrones.

4. Indicar la respuesta más correcta para la reacción:



- a) $v = \frac{d[\text{N}_2]}{dt}$
- b) $v = \frac{-1}{2} \frac{d[\text{NH}_3]}{dt}$
- c) $v = \frac{1}{2} \frac{d[\text{NH}_3]}{dt}$**

5. Para la reacción: $\text{CO (g)} + \text{H}_2\text{O (g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 \text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$. Indicar cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a) Al aumentar la temperatura aumenta el rendimiento de la reacción.
- b) Al aumentar la presión a temperatura constante aumenta el rendimiento de la reacción.
- c) Si se elimina dióxido de carbono del medio de reacción aumenta el rendimiento de la reacción.

6. ¿Qué es un disolvente?

- a) Se llama disolvente la sustancia en la que se disuelve el resto de las sustancias.
- b) Se llama disolvente a la sustancia que se disuelve en una disolución.
- c) Se llama disolvente a la sustancia que no se disuelve

7. En una reacción redox:

- a) La sustancia que gana electrones actúa como reductor.
- b) La sustancia que pierde electrones sufre una oxidación.
- c) La sustancia que gana electrones se dice que se oxida.

8. ¿Qué es un polímero?

- a) Es una macromolécula de gran tamaño que se repite.
- b) Es un tipo de macromoléculas formadas por la unión repetida de unidades más pequeñas llamadas monómeros.
- c) Todas las macromoléculas son polímeros.

9. De los siguientes compuestos:

A) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$; B) $\text{CH}_2\text{Cl-CH}_2\text{Cl}$; C) $\text{NH}_2\text{-CH}_2\text{-CH=CH-CH}_2\text{-NH}_2$

¿Cuál o cuáles presentan isomería cis-trans?

- a) A y B
- b) C y A
- c) Solo C

10. Indicar el número de protones, neutrones y electrones de este compuesto: ${}_{17}^{35}\text{X}^-$

- a) n° de protones = 17, n° de neutrones = 18, n° de electrones = 18
- b) n° de protones = 17, n° de neutrones = 35, n° de electrones = 17
- c) n° de protones = 18, n° de neutrones = 17, n° de electrones = 18

Bloque 2

TIPO A

1. Se disuelven 600 g de agua y 200 litros de HCl medidos a 15 °C y 768 mm de Hg de presión. La disolución tiene una densidad de 1'120 g/cc. Calcular la concentración en % en peso y su molaridad.

Datos: Cl = 35'5; H = 1; R = 0'082 atmLxK⁻¹xmol⁻¹

Datos que nos dan: masa del agua = 600 gr; d = 1'120 gr/cm³; 200 L de HCl; T^a = 15 °C; P = 768 mmHg;

R = 0'082 atm L mol⁻¹ K⁻¹ y las masas atómicas: Cl = 35'5; H = 1

a) %peso

Para calcular el % peso necesitamos saber la masa del disolvente y la masa del soluto ya que

$$\% = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100$$

Necesitamos calcular la masa del soluto (HCl), para ello calculamos primero los moles de los que disponemos:

Utilizamos la ecuación de los gases ideales: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$

$$n_{HCl} = \frac{\left(\frac{768}{760}\right) atm \cdot 200 L}{0'082 atm L mol^{-1} k^{-1} \cdot 288 k} = 8'56 \text{ moles}$$

Y como sabemos que $n = \frac{\text{masa (g)}}{Mm}$ $\rightarrow \rightarrow$ podemos calcular la masa del HCl:

$$\text{masa}_{HCl} = 8'56 mol \cdot 36'5 \frac{mol}{g} = 312'44 gr$$

Ya tenemos todos los datos para calcular el % peso

$$\% = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100 \rightarrow \rightarrow \% \text{ peso} = \frac{312'44 g}{(600 + 312'44)g} \cdot 100 = 34'24\%$$

b) Molaridad del HCl: $M = \frac{n^{\circ} \text{ moles}}{V}$

Necesitamos saber el volumen de la disolución y para ello usamos el dato de la densidad de la disolución

$$d = \frac{\text{masa}}{V} \rightarrow \rightarrow V = \frac{\text{masa}_d}{d} = \frac{912'44 g}{1'120 g/ml^*} = 814'68 ml = 0'815L$$

* recordamos que $\text{cm}^3 = \text{ml}$

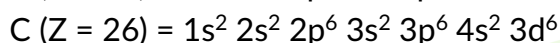
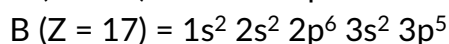
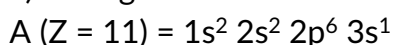
$$M_{\text{HCl}} = \frac{n^{\circ} \text{ moles}}{V} = \frac{8'56 \text{ mol}}{0'815 \text{ L}} = 10'5 \text{ mol/L}$$

2. Dados los elementos con números atómicos 11; 17; 26 y 88. Indicar de forma razonada:

- Su configuración electrónica.
- Situarlo en la tabla periódica (es decir, indique grupo y período al que pertenecen).
- A nivel cualitativo, cómo son sus características de electronegatividad, carácter metálico y potencial de ionización.

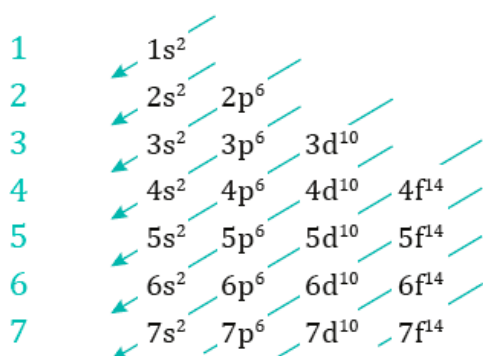
Llamamos A ($Z = 11$); B ($Z = 17$); C ($Z = 26$) y D ($Z = 88$)

a) Configuraciones:

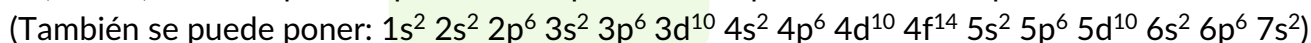
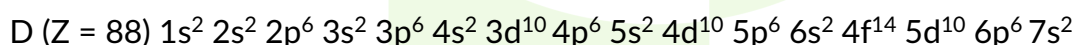


Para hacer la configuración del elemento D ($Z = 88$) es recomendable hacer un dibujo del diagrama de Moeller

Niveles



Siguiendo el diagrama, la configuración es:



- A ($Z = 11$): Período 3; Grupo 1 (Alcalino): Na

B ($Z = 17$): Período 3; Grupo 17 (Halógeno): Cl

C ($Z = 26$): Período 4; Grupo 8 (Metal de transición): Fe

D ($Z = 88$): Período 7; Grupo 2 (Alcalinotérreo): Ra

(No es necesario identificar al elemento químico)

c) Teniendo en cuenta que la **electronegatividad** de un elemento se define como la tendencia relativa de sus átomos para atraer los electrones de otros átomos con los que están enlazados y que la tendencia en la tabla periódica es:

En los **períodos**, la electronegatividad se incrementa al aumentar el número atómico, mientras que, en los **grupos**, aumenta al disminuir el número atómico.

Podemos decir que entre los elementos del ejercicio la tendencia es: **B > C > A > D**

En cuanto al **carácter metálico**, podemos decir que son metales el elemento A, C y D, siendo el elemento A un no metal

Y por último, como el **Potencial de Ionización** (o Energía de Ionización) es la energía necesaria para arrancar el electrón de un átomo en estado gaseoso, dando un ion positivo, tendremos que la será en los elementos del ejercicio;

B > C > A > D.

TIPO B

1. Para las siguientes moléculas **BeF₂** y **BF₃**. Indicar:

- La notación de los orbitales moleculares que forman los enlaces.
- Tipo de enlace.
- Disposición geométrica de la molécula.

Contestaremos en cada una de las moléculas propuestas los tres apartados.

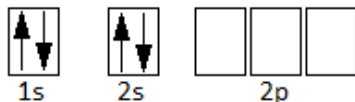
BeF₂

a) Para establecer la forma de los orbitales moleculares de los elementos que componen esta molécula, lo primero que hacemos es la configuración electrónica y la distribución de los electrones de la capa de valencia; así podremos ver qué tipo de orbitales están implicados en el enlace entre los dos elementos

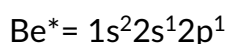
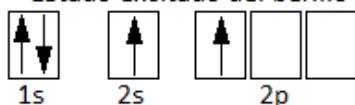


Para formar el enlace entre el Be y el F, el berilio debe pasar, mediante excitación, un electrón del orbital 2s a un orbital 2p de manera que se consiguen 2 orbitales semillenos.

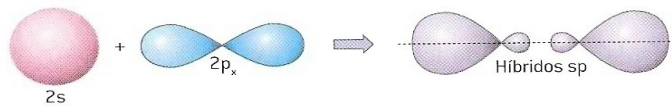
Estado fundamental del berilio



Estado excitado del berilio

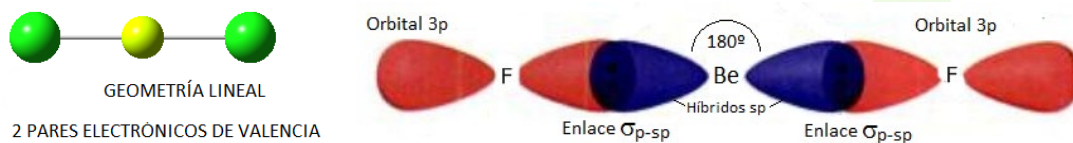


Y para que la unión con los dos flúor sea efectiva, esos dos orbitales deben adquirir la misma forma y energía, y por eso se establece una hibridación de esos dos orbitales (2s y 2p) dando lugar a 2 orbitales sp.



b) Aunque el Berilio es un metal y el Flúor es un no metal, en este caso, el tipo de enlace que se establece entre ambos es un enlace covalente

c) La geometría que define los dos híbridos es lineal debido a que minimiza las repulsiones entre electrones.

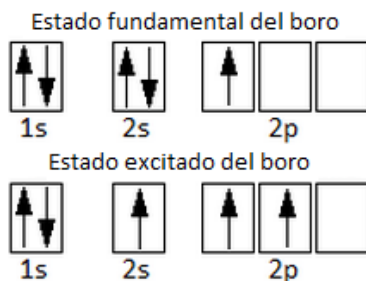


Para definir el enlace podemos decir que los híbridos sp se enlazan al orbital p del flúor mediante enlace sigma, es decir, un solapamiento frontal muy eficaz. La molécula tiene un ángulo de 180° al ser lineal.

BF₃

a) Hacemos lo mismo que en el caso anterior

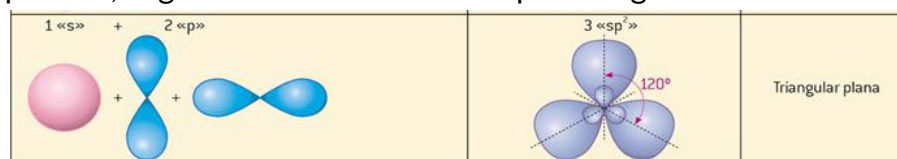
B: 1s²2s²2p¹; comprobamos que con su estado fundamental, el boro no podría unirse al flúor, con lo cual, debe excitarse para pasar un electrón del orbital 2s a un orbital 2p



De manera que ahora los orbitales 2s y 2p pueden hibridar mediante una hibridación sp² (hibridan un orbital s con dos p) y nos dan 3 nuevos orbitales sp²

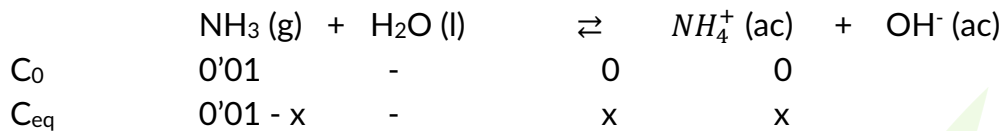
b) El enlace es covalente apolar

c) La geometría de la molécula BF₃, al no tener el elemento central (B) electrones libres, los pares de electrones enlazantes se dirigen hacia los vértices de un triángulo equilátero, con ángulo de 120°, siendo, por ello, la geometría de la molécula plana trigonal.



2. Teniendo en cuenta el pH de una disolución 0,01M de amoníaco es 10,63.
Calcular el valor de la constante Kb.

Como el NH₃ es una base débil, establecemos el equilibrio para determinar las concentraciones que nos permitirán calcular la Kb que nos pide el ejercicio:



A partir del pH podemos calcular el pOH y éste nos dará la concentración de OH⁻ en el equilibrio

$$pOH = 14 - pH \rightarrow pOH = 14 - 10'63 = 3'37$$

$$[OH^-] = 10^{-pOH} \rightarrow [OH^-] = 10^{-3'37} = 4'27 \cdot 10^{-4} M$$

A partir de este dato, como [OH⁻] = x, podemos calcular las concentraciones del resto de especies en el equilibrio:

$$\begin{aligned}
 [NH_4^+] &= [OH^-] = 4'27 \cdot 10^{-4} M \\
 [NH_3] &= 0'01 - 4'27 \cdot 10^{-4} = 9'57 \cdot 10^{-3} M \\
 Kb &= \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(4'27 \cdot 10^{-4} M)^2}{9'57 \cdot 10^{-3} M} = 1'90 \cdot 10^{-5} M
 \end{aligned}$$