

Examen Resuelto Química – Andalucía 2025

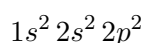
PREGUNTA 1

1A. Configuraciones electrónicas

a) El elemento del grupo 14 de menor carácter metálico.

El elemento del grupo 14 de menor carácter metálico es el carbono:

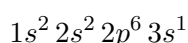
C (Z=6)



b) El elemento del tercer periodo de mayor radio atómico.

El elemento del tercer periodo de mayor radio atómico es el sodio:

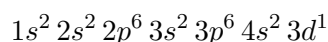
Na (Z=11)



c) El elemento del cuarto periodo con solo un electrón en un orbital "d".

El elemento del cuarto periodo con un solo electrón en un orbital d es el escandio:

Sc (Z=21)



d) El elemento del segundo periodo que tiene más tendencia a formar un catión divalente.

El elemento del segundo periodo con mayor tendencia a formar un catión divalente es el berilio:

Be (Z=4)



La configuración electrónica se obtiene distribuyendo los electrones según el principio de Aufbau, el principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund, ocupando los orbitales de menor a mayor energía.

1B

a) Dadas las moléculas H₂S y PF₃, razone en cuál o cuáles de ellas el átomo central presenta algún par de electrones sin compartir.

b) Justifique la geometría que presenta la molécula de PF₃.

c) Indique la hibridación del átomo central del H₂S.

d) ¿Por qué la molécula BF₃ es apolar?

Ejercicio 1B

a) El número de electrones enlazantes y no enlazantes se determina mediante estructuras de Lewis, aplicando la regla del octeto (o dueto para el hidrógeno).

Molécula H₂S

H ($Z = 1$):

$$1s^1$$

S ($Z = 16$):

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$$

Número total de electrones necesarios para completar capas:

$$N = 2 \cdot 2e^- + 8e^- = 12e^-$$

Electrones disponibles:

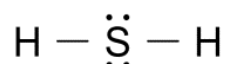
$$D = 2 \cdot 1e^- + 6e^- = 8e^-$$

Electrones compartidos:

$$C = N - D = 12e^- - 8e^- = 4e^- \Rightarrow 2 \text{ enlaces}$$

Electrones no enlazantes:

$$S = D - C = 8e^- - 4e^- = 4e^- \Rightarrow 2 \text{ pares no enlazantes}$$



La molécula tiene dos pares no enlazantes.

Molécula PF_3

P ($Z = 15$):

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$$

F ($Z = 9$):

$$1s^2 2s^2 2p^5$$

Número total de electrones necesarios:

$$N = P + 3 \cdot F = 8e^- + 3 \cdot 8e^- = 32e^-$$

Electrones disponibles:

$$D = P + 3 \cdot F = 5e^- + 3 \cdot 7e^- = 26e^-$$

Electrones compartidos:

$$C = N - D = 32e^- - 26e^- = 6e^- \Rightarrow 3 \text{ enlaces}$$

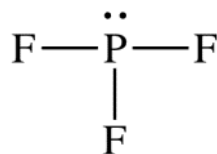
Electrones no enlazantes totales:

$$S = D - C = 26e^- - 6e^- = 20e^- \Rightarrow 10 \text{ pares no enlazantes}$$

La molécula tiene un par no enlazante

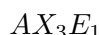
En H_2S , el azufre completa el octeto formando dos enlaces simples con H y conserva dos pares libres.

En PF_3 , el fósforo forma tres enlaces simples con F y mantiene un par no enlazante.



b) Basándonos en la estructura de Lewis, el átomo central (P) posee 4 zonas de densidad electrónica que se disponen orientadas hacia los vértices de un tetraedro.

Al tener un par no enlazante, su configuración es:



Según la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV), la geometría molecular es **pirámide trigonal**, con un ángulo menor de $109,5^\circ$ debido a la mayor repulsión ejercida por el par no enlazante.

c) La molécula H_2S presenta hibridación:



debido a su disposición tetraédrica de regiones electrónicas.

d) Una molécula es polar cuando existe un momento dipolar neto. Esto ocurre si se cumple alguna de las siguientes condiciones:

1. El átomo central presenta uno o más pares de electrones libres.
2. No presentando pares libres, los átomos enlazados al central tienen distinta electronegatividad y la geometría no permite la cancelación de los dipolos.

En BF_3 , aunque los enlaces B-F son polares, la geometría trigonal plana es completamente simétrica, por lo que los momentos dipolares se anulan.

Por tanto, la molécula es **apolar**.

PREGUNTA 2

2A. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) Un proceso exotérmico y espontáneo a cualquier temperatura tendrá $\Delta S > 0$.
- b) La sublimación del dióxido de yodo es un proceso que implica un aumento de entropía.
- c) En todos los procesos espontáneos la entropía del sistema aumenta.
- d) La reacción $\text{PCl}_3(g) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{PCl}_5(g)$ ($\Delta H^\circ = -86 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) no es espontánea a ninguna temperatura.

Ejercicio 2A.

a) Dado que tanto la entalpía y la energía libre de Gibbs son valores negativos, para que el proceso sea espontáneo a cualquier valor de temperatura, el valor de la entropía debe de ser positivo, según la ecuación de la energía libre de Gibbs.

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \cdot \Delta S^{\circ}$$

Por tanto, la afirmación es verdadera.

b) La sublimación de una molécula es el paso de sólido a gas, siendo para el yodo:

$$I_2(s) \rightarrow I_2(g)$$

Como pasa de un sólido, que es estable, a una molécula gaseosa, se produce un aumento del desorden que favorece la entropía, por lo tanto es verdadera.

c) Basándonos en la ecuación de la energía libre de Gibbs, para que un proceso sea espontáneo, la energía libre debe ser negativa, dependiendo del signo de la entalpía y de la entropía, así como del valor de la temperatura. Por tanto, es falsa.

d) Sabemos que la entalpía es negativa, por lo que la reacción es exotérmica. Dado que se produce una disminución del número de moles gaseosos, la entropía del sistema disminuye, por lo que la entropía será negativa al ordenarse. Esto hace que la reacción únicamente sea espontánea a bajas temperaturas.

2B.

La reacción química $2A + B \rightarrow C$ tiene como ecuación de velocidad:

$$v = k \cdot [A]^2[B]$$

Responda razonadamente:

- ¿Cuál es el orden total de la reacción?
- Determine las unidades de la constante de velocidad.
- ¿Se puede considerar que, durante el transcurso de la reacción química, la velocidad de la reacción permanece constante?
- ¿La velocidad de desaparición de B es igual que la velocidad de aparición de C?

Ejercicio 2B.

a) El orden total de la reacción es el sumatorio de los órdenes parciales de cada reactivo. Por tanto, para este caso, será:

$$o_T = \alpha + \beta = 2 + 1 = 3$$

$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B] \rightarrow \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{s}^{-1} = k \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})$$

$$k = \text{L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

b) Suponiendo que la temperatura permanece constante durante el transcurso de la reacción, a medida que se va produciendo producto, la concentración de los reactivos disminuye produciendo una disminución en la velocidad de la reacción según la ley cinética:

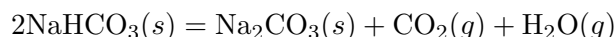
$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$$

c) Para determinar la velocidad de desaparición y aparición de B y C, respectivamente nos basamos en los coeficientes estequiométricos. Como son de orden 1 para cada compuesto, desaparecerán y aparecerán a la misma vez, siendo la afirmación verdadera.

PREGUNTA 3

3A.

El equilibrio de descomposición del NaHCO_3 puede expresarse como:



Para estudiar este equilibrio en el laboratorio, se depositaron 200 g de $\text{NaHCO}_3(s)$ en un recipiente cerrado de 25 L, en el que previamente se hizo el vacío y se calentó a 110 °C. La presión en el interior del recipiente, una vez alcanzado el equilibrio, fue de 1,65 atm. Calcule:

a) La masa de $\text{NaHCO}_3(s)$ que queda en el recipiente tras alcanzarse el equilibrio a 110 °C.

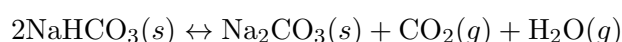
b) El valor de K_p y K_c a esa temperatura.

Datos: $R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; Masas atómicas relativas: Na = 23; O = 16; C = 12; H = 1

Ejercicio 3A.

a) Se calculan los moles iniciales de NaHCO_3 y se plantea una tabla ICE. La cantidad de gas en equilibrio se obtiene con la ecuación de los gases ideales, lo que permite hallar la masa restante de sólido.

$$200 \text{ g NaHCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84 \text{ g NaHCO}_3} = 2,38 \text{ mol NaHCO}_3 \text{ iniciales}$$



	NaHCO_3	Na_2CO_3	CO_2	H_2O
$n_0(\text{mol})$	2,38	—	0	0
$n_r(\text{mol})$	$-2x$	$+x$	$+x$	$+x$
$n_t(\text{mol})$	$2,38 - 2x$	$+x$	$+x$	$+x$

Sabiendo que los moles totales en el equilibrio son $2x$, obtenemos el valor de x a partir de la ecuación de los gases ideales:

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \rightarrow n_T = 2x = \frac{P_T \cdot V}{R \cdot T}$$

$$x = \frac{P_T \cdot V}{2 \cdot R \cdot T} = \frac{1,65 \text{ atm} \cdot 25 \text{ L}}{2 \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 383 \text{ K}} = 0,65 \text{ mol}$$

Por tanto:

$$n_{eq \text{ NaHCO}_3} = 2,38 - 2x = 2,38 - 2 \cdot 0,65 = 1,08 \text{ mol NaHCO}_3$$

$$1,08 \text{ mol NaHCO}_3 \cdot \frac{84 \text{ g NaHCO}_3}{1 \text{ mol NaHCO}_3} = 90,7 \text{ g NaHCO}_3$$

b) Los valores de K_c y K_p son, respectivamente:

$$K_c = [\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}] = \left(\frac{x}{25}\right) \left(\frac{x}{25}\right) = \left(\frac{0,65}{25}\right)^2 = 6,76 \cdot 10^{-4}$$

$$K_p = K_c(R \cdot T)^{\Delta n} = 6,76 \cdot 10^{-4}(0,082 \cdot 383)^2 = 0,67$$

3B.

Se preparan 250 mL de una disolución acuosa de HNO_3 a partir de 2 mL de una disolución comercial de densidad $1,12 \text{ g mL}^{-1}$ y 20 % de riqueza en masa.

a) ¿Qué molaridad y pH tendrá la disolución preparada?

b) ¿Qué volumen de una disolución de NaOH 0,02 M será necesario añadir para neutralizar 100 mL de la disolución que se ha preparado?

Datos: Masas atómicas relativas: O = 16; N = 14; H = 1

Ejercicio 3B.

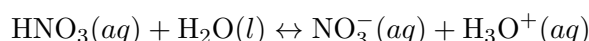
En primer lugar, se obtienen los moles tomados en 2 mL de disolución comercial. Se determina la molaridad a partir de la densidad y el porcentaje en masa.

$$2 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,12 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{20 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 7,11 \cdot 10^{-3} \text{ mol HNO}_3$$

Luego, la molaridad de la disolución será:

$$M = \frac{n}{v} = \frac{7,11 \cdot 10^{-3} \text{ mol HNO}_3}{0,25 \text{ L disolución}} = 0,0284 \text{ M HNO}_3$$

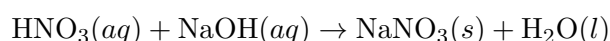
Para determinar el pH de la disolución, se monta el equilibrio de disociación del ácido. Al tratarse de un ácido fuerte, se considera disociación total y el pH se calcula directamente:



	HNO_3		NO_3^-	H_3O^+
$c_0(\text{mol})$	0,0284	--	0	0
$c_{eq}(\text{mol})$	0	--	0,0284	0,0284

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,0284) = 1,55$$

b) En primer lugar, se determina la reacción de neutralización:



Determinamos el volumen necesario de hidróxido de sodio por estequiometría. En la neutralización ácido-base fuerte, se aplica la estequiometría 1:1 para hallar el volumen necesario de NaOH :

$$100 \text{ mL disolución} \cdot \frac{0,0284 \text{ mol HNO}_3}{1000 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{0,02 \text{ mol NaOH}} = 142 \text{ mL disolución NaOH}$$

PREGUNTA 4

4A. Nombre o formule los siguientes compuestos:

- $\text{CH}_3\text{-CH=CH-CH=CH}_2$
- $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH}_2\text{-CN}$
- 3-Metilpent-2-eno
- Etanamida

Ejercicio 4A.

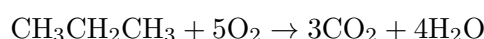
- a) Penta-1,3-dieno.
- b) 3-hidroxibutanonitrilo.
- c) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{C}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_3$.
- d) CH_3CONH_2 .

4B.

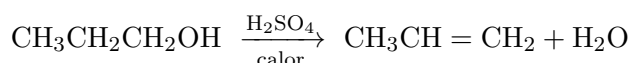
- a) Escriba y ajuste la reacción de combustión del $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$
- b) Escriba y ajuste la reacción de deshidratación del $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
- c) Escriba un isómero de función del compuesto $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$

Ejercicio 4B.

a)



b)



c)



PREGUNTA 5

PROTECCIÓN CONTRA LA CORROSIÓN

El deterioro como consecuencia de la oxidación es un gran problema económico para industrias que utilizan estructuras de hierro o de acero, sobre todo si se encuentran en ambientes húmedos o directamente en contacto con el agua, como plataformas sumergidas en el mar, tuberías subterráneas o cascos de barcos. En estos casos, la oxidación para formar óxido de hierro (III) es muy rápida y supondría grandes inversiones económicas tener que sustituir frecuentemente las partes oxidadas. Una solución para evitar la oxidación del hierro y del acero es incorporar a la estructura piezas de otros metales que puedan formar con el hierro una pila galvánica en la que éste sea el cátodo y el otro metal funcione como ánodo. A este método de protección se le llama “protección catódica” y a las piezas metálicas utilizadas para ello se les llama ánodos de sacrificio.

Uno de los metales más usados como ánodo de sacrificio es el magnesio, que puede obtenerse a partir del agua del mar, donde se encuentra disuelto en forma de MgCl_2 y de sulfato de magnesio. Una vez separado el MgCl_2 sólido, se procede a su electrólisis en estado fundido obteniéndose magnesio y cloro gaseoso.

En la corteza terrestre también está presente el magnesio en forma de MgCO_3 ($K_s = 3,5 \cdot 10^{-8}$), compuesto insoluble al igual que otras especies de este metal como el fosfato de magnesio ($K_s = 1,04 \cdot 10^{-24}$), el MgF_2 ($K_s = 5,16 \cdot 10^{-11}$) o el $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ($K_s = 5,61 \cdot 10^{-12}$).

- a) Justifique cuáles de los metales de la Tabla pueden utilizarse como ánodo de sacrificio. (0,5 puntos)
- b) Calcule la intensidad de corriente necesaria para obtener una producción diaria de 10 kg de magnesio metálico por electrólisis de MgCl_2 fundido, escribiendo la reacción correspondiente. (0,5 puntos)

Datos: $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$, Masa atómica relativa: $\text{Mg} = 24,3$

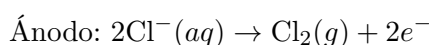
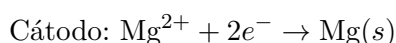
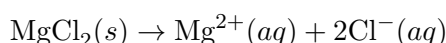
- c) A partir del equilibrio de solubilidad del MgCO_3 , determine la masa de magnesio que hay disuelta en 25 L de disolución saturada de dicha sal. (1 punto)
- d) Nombre o formule los cuatro compuestos que aparecen en negrita en el texto. (0,5 puntos)

Tabla. Potenciales normales de reducción

Electrodo	$E^\circ(V)$
Ag^+/Ag	+0,80
Cu^{2+}/Cu	+0,34
Fe^{3+}/Fe	-0,04
Zn^{2+}/Zn	-0,76
Al^{3+}/Al	-1,67
Mg^{2+}/Mg	-2,38

Los electrodos utilizados como ánodos de sacrificio serán aquellos que tengan un valor de potencial de reducción menor que el hierro siendo, de la tabla dada, el del zinc, el aluminio y el magnesio, haciendo que el sumatorio de los potenciales con el hierro actuando como cátodo sean superiores a cero, formando una pila útil.

Establecemos las reacciones de electrólisis de la sal:

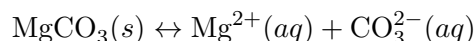


Determinaremos la intensidad a partir de la masa de magnesio:

$$10\text{kg Mg} \cdot \frac{1000\text{g Mg}}{1\text{kg Mg}} \cdot \frac{1\text{mol Mg}}{24,3\text{g Mg}} \cdot \frac{2\text{mol } e^-}{1\text{mol Mg}} \cdot \frac{96500\text{C}}{1\text{mol } e^-} = 79419500\text{C}$$

$$Q = I \cdot t \rightarrow I = \frac{Q}{t} = \frac{79419500}{86400} = 919,2\text{A}$$

c)



$$K_s = [\text{Mg}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = S \cdot S = S^2$$

$$S = \sqrt{K_s} = 1,87 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$25\text{L disolución} \cdot \frac{1,87 \cdot 10^{-4}\text{mol Mg}}{1\text{L disolución}} \cdot \frac{24,3\text{g Mg}}{1\text{mol Mg}} = 0,11\text{g Mg}$$

d)

Óxido de hierro (III): Fe_2O_3

MgCO_3 : Carbonato de magnesio

MgCl_2 : Cloruro de magnesio

Fosfato de magnesio: $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$