

RESOLUCIÓN EXAMEN DE
QUÍMICA
PAU ANDALUCÍA 2025



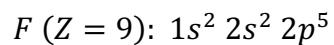
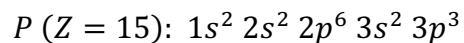
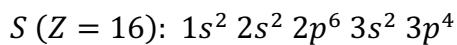
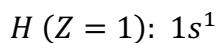
PREGUNTA 1

Ejercicio 1A.

- a) C (Z=6): $1s^2 2s^2 2p^2$.
- b) Na (Z=11): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.
- c) Sc (Z=21): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$.
- d) Be (Z=4): $1s^2 2s^2$.

Ejercicio 1B.

- a) Para determinar el número de electrones sin compartir se establece la estructura de Lewis de cada uno:



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

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

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

$$S = D - C = 8 e^- - 4 e^- = 4 e^- \rightarrow 2 \text{ no enlace}$$

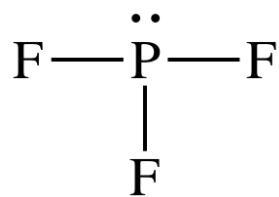
$$N = P + 3 \cdot F = 8 e^- + 3 \cdot 8 e^- = 32 e^-$$

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

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

$$S = D - C = 26 e^- - 6 e^- = 20 e^- \rightarrow$$

10 no enlace



La molécula tiene dos pares no enlazantes.

La molécula tiene un par no enlazante.

- b) Basándonos en la estructura de Lewis, el átomo central, el fósforo, posee 4 zonas de electrones que se disponen orientadas hacia los vértices de un tetraedro. Al tener un par no enlazante, su configuración será AX_3E_1 , cuya geometría según la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia será pirámide trigonal, con un ángulo menor a 109,5 debido a la repulsión del par no enlazante.

- c) El H_2S presenta hibridación sp^3 debido a su orientación tetraédrica.

- d) Una molécula es polar cuando se cumple alguna de las dos condiciones:

1. Que el átomo central presente un par de electrones libres.
2. Que no presentando par de electrones libres, los átomos que rodean al central tengan distinta electronegatividad.

Por tanto, al no cumplirse ninguna condición, la molécula es apolar.

PREGUNTA 2

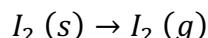
Ejercicio 2A.

- 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:



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.

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:

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

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

- c)** 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: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$

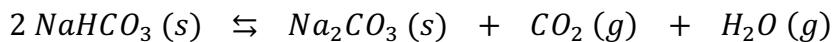
- d)** Para determinar la velocidad de desaparición y aparición de B y C, respectivamente nos basamos en los coeficientes estequiométricos. Como son de orden 1 para cada compuesto, desaparecerán y aparecerán a la misma vez, siendo la afirmación verdadera.

PREGUNTA 3

Ejercicio 3A.

a)

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



$n_o \text{ (mol)}$	2,38	—	0	0
$n_r \text{ (mol)}$	$-2x$	$+x$	$+x$	$+x$
$n_{eq} \text{ (mol)}$	$2,38 - 2x$	$+x$	$+x$	$+x$

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

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T \rightarrow n_T = 2x = \frac{P_T \cdot V}{R \cdot T} \rightarrow x = \frac{P_T \cdot V}{2 \cdot R \cdot T} = \frac{1,65 \cdot 25}{2 \cdot 0,082 \cdot 383} = 0,65 \text{ moles}$$

Por tanto:

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

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

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

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

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

Ejercicio 3B.

a) En primer lugar, se obtienen los moles tomados en 2 mL de disolución comercial.

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

Luego, la molaridad de la disolución será:

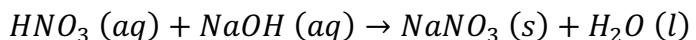
$$M = \frac{n}{V} = \frac{7,11 \cdot 10^{-3} \text{ mol } \text{HNO}_3}{0,25 \text{ L disolución}} = 0,0284 \text{ M } \text{HNO}_3$$

Para determinar el pH de la disolución, se monta el equilibrio de disociación del ácido:

$\text{HNO}_3 \text{ (aq)}$	$+$	$\text{H}_2\text{O} \text{ (l)}$	\rightleftharpoons	$\text{NO}_3^- \text{ (aq)}$	$+$	$\text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$
$c_o \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1})$	0,0284	—		0	—	0
$c_{eq} \text{ (mol} \cdot \text{L}^{-1})$	0	—		0,0284	—	0,0284

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

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



Determinamos el volumen necesario de hidróxido de sodio por estequiometría:

$$100 \text{ mL disolución} \cdot \frac{0,0284 \text{ mol } HNO_3}{1000 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } NaOH}{1 \text{ mol } HNO_3} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{0,02 \text{ mol } NaOH} \\ = 142 \text{ mL disolución } NaOH$$

PREGUNTA 4

Ejercicio 4A.

- a)** Penta-1,3-dieno.
- b)** 3-hidroxibutanonitrilo.
- c)** $CH_3CH=C(CH_3)CH_2CH_3$.
- d)** CH_3CONH_2 .

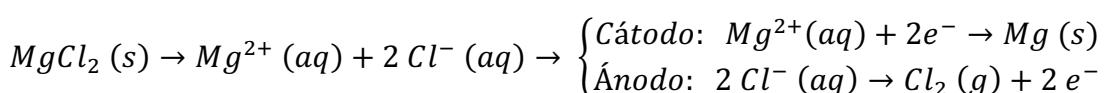
Ejercicio 4B.

- a)** $CH_3CH_2CH_3 + 5 O_2 \rightarrow 3 CO_2 + 4 H_2O$
- b)** $CH_3CH_2CH_2OH \xrightarrow[calor]{H_2SO_4} CH_3CH = CH_2 + H_2O$
- c)** $CH_3CH_2CH_2CHO$

PREGUNTA 5.

a) 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.

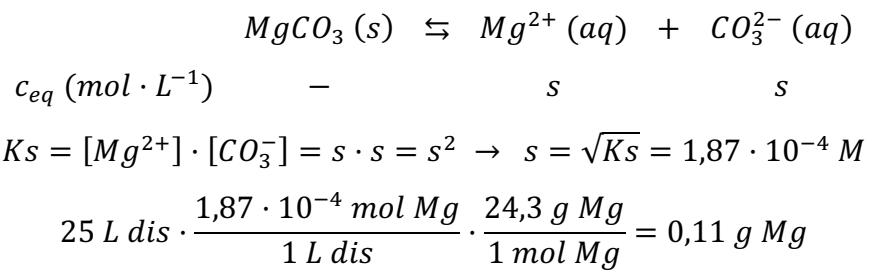
b) Establecemos las reacciones de electrólisis de la sal.



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)



d)

Óxido de hierro (III): Fe_2O_3

$MgCO_3$: Carbonato de magnesio

$MgCl_2$: cloruro de magnesio

Fosfato de magnesio: $Mg_3(PO_4)_2$