

# Pruebas de Acceso para mayores de 25 años



## Química EXAMEN A ANDALUCÍA



## CONVOCATORIA 2023



# VÍDEOS PARA REPASAR

Antes de trabajar este examen, es conveniente dominar algunos temas previos. Os dejo códigos QR para que podáis repasarlos.



Cálculos cuantitativos  
básicos



Repaso de  
disoluciones



Repaso de  
estequiometría



Equilibrio químico



Reacciones ácido-base  
Los fundamentos

# INSTRUCCIONES

## Instrucciones:

- a) **Duración:** El ejercicio tendrá una duración de 1 hora y 30 minutos.
- b) Elija y desarrolle uno de los dos problemas propuestos. Indique **claramente** el problema elegido.
- c) El problema se calificará hasta un máximo de **4 puntos**. En cada apartado se indica la puntuación máxima que le corresponde.
- d) Elija y desarrolle dos de las cuatro cuestiones propuestas. Indique **claramente** las cuestiones elegidas.
- e) Cada una de las dos cuestiones elegidas se calificará hasta un máximo de **3 puntos**.
- f) Puede utilizar calculadora no programable.



**ÁNGEL CUESTA**  
Tu profesor en la red

SUSCRÍBETE

©Angel Cuesta Arza

### **Problema 1**

A 200°C,  $H_2$  (g) y  $N_2$  (g) reaccionan para obtener  $NH_3$  (g), sabiendo que en el equilibrio la presión parcial de  $H_2$  es de 0,3 atm, la de  $N_2$  de 0,5 atm y la presión total en el sistema es de 1,4 atm.

- a) Escriba y ajuste la ecuación química correspondiente. **(hasta 1 punto)**
- b) Calcule la presión parcial de  $NH_3$  en el equilibrio. **(hasta 1 punto)**
- c) Calcule el valor de la constante de equilibrio  $K_p$  a esa temperatura. **(hasta 1 punto)**
- d) Calcule la concentración de  $H_2$  y  $NH_3$  en el equilibrio. **(hasta 1 punto)**

Dato:  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Ajustaré la ecuación química utilizando números naturales. También pueden utilizarse números fraccionarios.



La presión total en el equilibrio es la suma de las presiones parciales de todos los gases.

$$P_T = P_{N_2} + P_{H_2} + P_{NH_3} \longrightarrow P_{NH_3} = P_T - P_{N_2} - P_{H_2} = 1,4 - 0,5 - 0,3 = 0,6 \text{ atm}$$

La presión parcial de amoníaco es **0,6 atm**.

c) Calcule el valor de la constante de equilibrio  $K_p$  a esa temperatura.

Aplico la fórmula de la constante de presiones.  $P_{NH_3} = 0,6 \text{ atm}$ ;  $P_{N_2} = 0,5 \text{ atm}$ ;  $P_{H_2} = 0,3 \text{ atm}$

$$K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} \cdot P_{H_2}^3} = \frac{0,6^2}{0,5 \cdot 0,3^3} = 26,67$$

El valor de  $K_p$  a esa temperatura es **26,67**.

d) Calcule la concentración de  $H_2$  y  $NH_3$  en el equilibrio.

Se calcula la concentración de las especies a partir de la ecuación de los gases ideales.

$$p_{H_2} \cdot V = n_{H_2} \cdot R \cdot T \longrightarrow \frac{n_{H_2}}{V} = \frac{p_{H_2}}{R \cdot T} \longrightarrow [H_2] = \frac{p_{H_2}}{R \cdot T} = \frac{0,3}{0,082 \cdot (200 + 273)} = 0,0077 \text{ mol/L}$$

$$p_{NH_3} \cdot V = n_{NH_3} \cdot R \cdot T \longrightarrow \frac{n_{NH_3}}{V} = \frac{p_{NH_3}}{R \cdot T} \longrightarrow [NH_3] = \frac{p_{NH_3}}{R \cdot T} = \frac{0,6}{0,082 \cdot (200 + 273)} = 0,0155 \text{ mol/L}$$

Las concentraciones pedidas son  $[H_2] = 0,0077 \text{ mol/L}$ ;  $[NH_3] = 0,0155 \text{ mol/L}$

## Problema 2

Se prepara una disolución acuosa con 2,3 g del ácido fuerte HBr hasta un volumen de 100 mL.

- a) Calcule la molaridad de la disolución y su pH. **(hasta 1 punto)**
- b) A 80 mL de la disolución anterior se le añade agua pura hasta completar un volumen de 500 mL. Determine el pH de la nueva disolución. **(hasta 1 punto)**
- c) Calcule el volumen necesario de la disolución de HBr del apartado a) para neutralizar 10 mL de una disolución 0,3 M de NaOH. **(hasta 1 punto)**
- d) Escriba y ajuste la reacción de neutralización de HBr con  $\text{Ca(OH)}_2$ . **(hasta 1 punto)**

Datos: masas atómicas relativas: Na = 23; Br = 79,9; H = 1; O = 16.

Se calcula la masa molar relativa del HBr.  $M_r(\text{HBr}) = M_r(\text{H}) + M_r(\text{Br}) = 1 + 79,9 = 80,9 \text{ g/mol}$

Se calcula la cantidad en mol de HBr.  $n = \frac{m}{M_r(\text{HBr})} = \frac{2,3}{80,9} = 0,0284 \text{ mol HBr}$

Se calcula la molaridad.  $M = \frac{n}{V(L)} = \frac{0,0284}{0,1 \text{ L}} = 0,284 \text{ mol/L}$

Como el HBr es un ácido fuerte, su pH es:  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,284) = 0,55$

La molaridad de la disolución de HBr es **0,284 mol/L** y su pH es **0,55**.

b) A 80 mL de la disolución anterior se le añade agua pura hasta completar un volumen de 500 mL. Determine el pH de la nueva disolución.

En este apartado, se diluye la disolución con agua.

En primer lugar, se calcula el número de moles que hay en 80 mL (0,08 L) de la disolución inicial.

$$M = \frac{n_{\text{HBr}}}{V_{\text{disolución}} \text{ (L)}} \longrightarrow n_{\text{HBr}} = M \cdot V_{\text{disolución}} \text{ (L)} = 0,284 \cdot 0,08 = 0,02272 \text{ mol HBr}$$

A continuación, se calcula la concentración molar de la nueva disolución. Su volumen es 500 mL (0,5 L).

$$M = \frac{n_{\text{HBr}}}{V_{\text{disolución}} \text{ (L)}} = \frac{0,02272}{0,5} = 0,045 \text{ mol/L}$$

Como el HBr es un ácido fuerte, su pH es:  $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,045) = 1,35$

El pH de la nueva disolución es **1,35**.

c) Calcule el volumen necesario de la disolución de HBr del apartado a) para neutralizar 10 mL de una disolución 0,3 M de NaOH.

La reacción de neutralización (ajustada) sería la siguiente.  $\text{NaOH} + \text{HBr} \longrightarrow \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$

En primer lugar, calcularé la cantidad (en mol) de hidróxido de sodio.

$$n = M \cdot V = 0,3 \cdot 0,01 = 0,003 \text{ mol NaOH} \quad \text{Recuerda que 10 mL son 0,01 L.}$$

A continuación, calculo los moles de HBr que se consumen para reaccionar con todo el NaOH.

$$0,003 \text{ mol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol HBr}}{1 \text{ mol NaOH}} = 0,003 \text{ mol HBr se consumen}$$

Para terminar, se calcula el volumen de la disolución acuosa de HBr.

$$M = \frac{n}{V(L)} \longrightarrow V(L) = \frac{n}{M} = \frac{0,003}{0,284} = 0,011 \text{ L} = 11 \text{ mL}$$

Se consumirán **11 mL de disolución** acuosa de HBr.

d) Escriba y ajuste la reacción de neutralización de HBr con Ca(OH)<sub>2</sub>.

La reacción de neutralización (ajustada) sería la siguiente.



## **Tema 1. Partículas fundamentales: protón, neutrón y electrón. Número atómico y número másico.**

El átomo está formado por tres partículas subatómicas: electrones, protones y neutrones. Los protones y los neutrones están situados en el núcleo del átomo, y los electrones se mueven en torno a éste.

Cada partícula subatómica presenta una particularidad sobre su carga:

Protón → Carga positiva (+)      Electrón → Carga negativa (-)      Neutrón → Carga neutra (0)

La masa del protón y la del neutrón son muy parecidas, mientras que la del electrón es unas 1800 veces menor.

Se define el **número atómico (Z)**, como el número de protones que hay en el núcleo. Dicho número es propio de cada átomo. Si el átomo es eléctricamente neutro, posee igual cantidad de protones y electrones.

El **número másico (A)**, corresponde a la suma de protones y neutrones presentes en el núcleo del átomo.

Para representar los valores de A y Z de un átomo, en la tabla periódica, se utiliza la siguiente simbología:  ${}^A_ZX$

## **Tema 2. Concepto de enlace químico. Enlace iónico y enlace covalente.**

El enlace químico es el conjunto de fuerzas que mantienen unidos los átomos o iones cuando forman moléculas o cristales. Dependiendo de su naturaleza existen 3 tipos de enlaces: enlace iónico, enlace covalente y enlace metálico.

La causa de que se produzca el enlace es la búsqueda de estabilidad, y en ello juega un papel decisivo la configuración electrónica de la capa de valencia

El enlace iónico consiste en la atracción electrostática entre partículas con cargas eléctricas de signos contrarios llamados iones.

Este tipo de enlace se manifiesta generalmente entre átomos metálicos y no metálicos en los que la transferencia de electrones ocurre desde los átomos metálicos (menos electronegativos) hacia los no metálicos (más electronegativos).

Para que se forme un enlace iónico es necesario que la diferencia de electronegatividad entre ambos tipos de átomos sea mayor o igual que 1,7 en la escala de Pauling,

Ejemplos de enlace iónico

Fluoruros ( $F^-$ )     NaF, KF, LiF,  $CaF_2$

Sulfatos ( $SO_4^{2-}$ )      $CuSO_4$ ,  $CaSO_4$ ,  $K_2SO_4$

Nitratos ( $NO_3^-$ ).      $AgNO_3$ ,  $KNO_3$ ,  $Mg(NO_3)_2$

El enlace covalente se da entre átomos con electronegatividades altas y parecidas. Los átomos comparten en ese caso electrones de su capa de valencia.

Podemos clasificar los enlaces covalentes en dos tipos.

**Covalente apolar:** Cuando los átomos que se enlazan tienen la misma electronegatividad.

**Covalente polar:** Cuando los átomos que se combinan tienen distinta electronegatividad.

A la hora de formar enlaces covalentes, la mayor parte de los átomos sigue la regla del octeto. Según la regla del octeto, los átomos son más estables cuando consiguen ocho electrones en la capa de valencia, sean pares solitarios o compartidos mediante enlace covalente. Sin embargo, hay algunas excepciones. Por ejemplo: el hidrógeno tiene un solo orbital con solo un átomo formando un solo enlace.

La mayor parte de los compuestos covalentes forma moléculas. Pero hay algunos compuestos que forman cristales. En ese caso, estos compuestos son sólidos y tienen estructura cristalina.

Ejemplos de compuestos covalentes moleculares.  $\text{SO}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{O}_3$ ,  $\text{O}_2$ .

Ejemplos de compuestos covalentes cristalinos. C(grafito); C(diamante)

### **Tema 3.** Espontaneidad de las reacciones químicas.

Se considera que un proceso es espontáneo cuando, una vez iniciado, puede transcurrir por sí mismo sin aporte de energía desde el exterior. Por ejemplo: evaporación del agua a temperatura ambiente, combustión del alcohol, descenso de una bola por un plano inclinado.

En el caso de una reacción química, una reacción espontánea es aquella favorece la formación de productos en las condiciones dadas una vez iniciada la reacción. En otras palabras, se observa que la reacción ocurre por sí sola (es decir, sin entrada de energía externa) una vez que la reacción está en marcha.

El final de la definición (una vez que ha comenzado la reacción) es importante porque algunas reacciones espontáneas necesitan un aporte inicial de energía para comenzar, pero luego continúan sin aporte de energía adicional. Por ejemplo, la madera a temperatura ambiente no se quemará espontáneamente, pero una vez que se proporciona la chispa inicial, la madera se quema sin energía externa adicional. Así, la combustión es espontánea, aunque no se inicie por sí sola.

La relación entre la espontaneidad de un proceso y el aumento del desorden puede expresarse, en términos de la entropía, con el siguiente enunciado, conocido como segunda ley de la termodinámica.

En un proceso espontáneo, hay un incremento neto de la entropía total del universo, que comprende tanto al sistema considerado como al entorno:

$$\Delta S_{total} = (\Delta S_{sistema} + \Delta S_{entorno}) > 0$$

La segunda ley de la termodinámica se puede usar para determinar si una reacción es o no espontánea. Pero ello requiere calcular el cambio de entropía total, tanto la del sistema reaccionante como la del entorno.

Cuando un sistema experimenta un cambio a temperatura y presión constantes, se puede determinar la espontaneidad del proceso evaluando el cambio de una magnitud del sistema, denominada energía libre de Gibbs,  $G$ , sin preocuparse del cambio de esa magnitud para el entorno. Dicha magnitud se define como:

$$G = H - T \cdot S$$

En una reacción química se calcula la variación de la energía libre de Gibbs.

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Existen tres posibilidades respecto al valor de  $\Delta G$ .

- Si  $\Delta G < 0$  la reacción es espontánea.
- Si  $\Delta G = 0$  la reacción está en equilibrio.
- Si  $\Delta G > 0$  la reacción no es espontánea.

Se puede hacer un análisis de la espontaneidad de la reacción en función de la variación de entalpía, de la variación de entropía y de la temperatura.

Si  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S > 0$ , obligatoriamente  $\Delta G < 0$  y la reacción es espontánea.

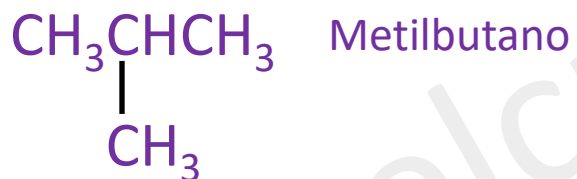
Si  $\Delta H > 0$  y  $\Delta S < 0$ , obligatoriamente  $\Delta G > 0$  y la reacción no es espontánea.

En cualquier otro caso, la espontaneidad de la reacción dependerá de la temperatura.

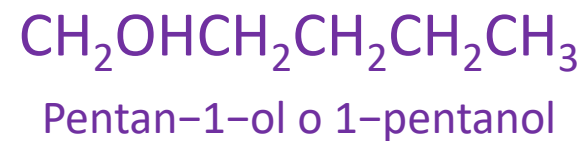
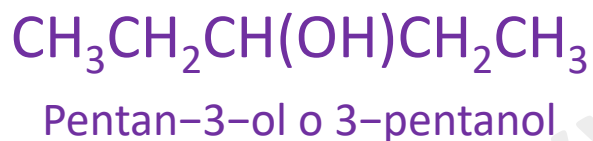
## Tema 4. Isomería. Concepto y clases.

Los isómeros son moléculas que tienen la misma fórmula molecular pero diferente estructura. Se clasifican en **isómeros estructurales** y **estereoisómeros**. Los isómeros estructurales difieren en la forma de unión de sus átomos y se clasifican en **isómeros de cadena, posición y función**.

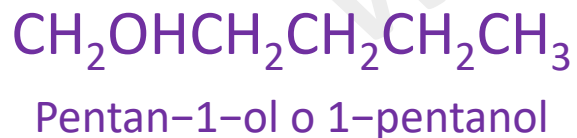
**Isomería de cadena:** varía la posición en la cadena y el nombre del compuesto. Por ejemplo,  $C_4H_{10}$ .



**Isomería de posición:** varía la posición del grupo funcional. Por ejemplo,  $C_5H_{12}O$



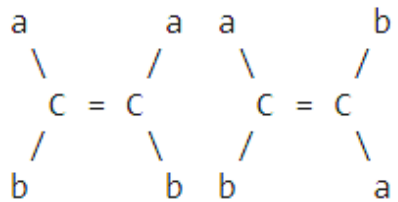
**Isomería de función:** varía el grupo funcional.



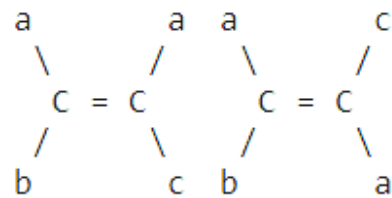
**Estereoisomería geométrica.** Se produce cuando hay dos carbonos unidos con doble enlace que tienen las otras valencias con los mismos sustituyentes (2 pares) o con dos iguales y uno distinto.

No se presenta isomería geométrica si tiene tres o los cuatro sustituyentes iguales. Tampoco puede presentarse con triples enlaces.

A las dos posibilidades se las denomina forma cis y forma trans. También, Z o E (cuando hay 4 sustituyentes diferentes).

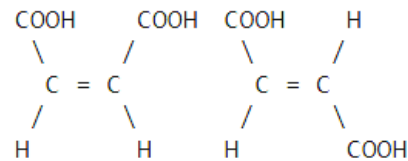


Forma cis    Forma trans



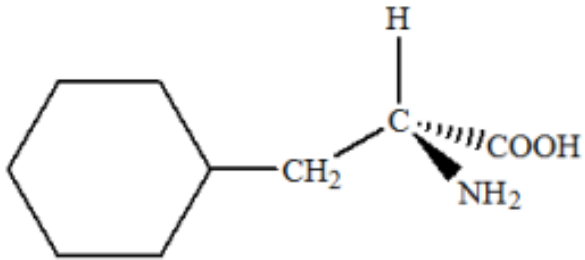
Forma cis    Forma trans

Ácido butenodioico (COOH-CH=CH-COOH):

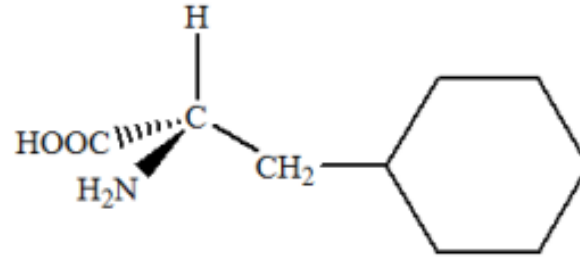


Ácido maleico    Ácido fumárico  
(Forma cis)    (Forma trans)

**Isomería óptica o Enantiomería.** Se produce cuando un compuesto tiene al menos un átomo de carbono **asimétrico** o **quiral**, es decir, un átomo de carbono con cuatro sustituyentes diferentes. Los isómeros ópticos no se pueden superponer y uno es como la imagen especular del otro, como ocurre con las manos derecha e izquierda. Presentan las mismas propiedades físicas y químicas, pero se diferencian en que desvían el plano de la luz polarizada en diferente dirección: uno hacia la derecha (en orientación con las manecillas del reloj) y se representa con la letra (D) o el signo (+)(isómero dextrógiro o forma dextro) y otro a la izquierda (en orientación contraria con las manecillas del reloj) y se representa con la letra (L) o el signo (-)(isómero levógiro o forma levo).



Enantiómero *R*



Enantiómero *S*