



PAU - MADRID



QUÍMICA

EJERCICIO 1

JULIO 2025

REACCIONES REDOX

SOLUBILIDAD



VÍDEOS ÚTILES PARA REPASAR

En estos vídeos podrás repasar temas interesantes para preparar este examen.

No dejes de revisar mi canal, pues iré añadiendo nuevos.



PAU Junio 2021
Comunidad Valenciana



PAU Julio 2020
Comunidad Valenciana



PAU Julio 2019
Comunidad Valenciana



PAU Junio 2019
Comunidad Valenciana



**Repasa mi curso del tema de
AJUSTE DE REACCIONES
REDOX**

PROBLEMA 1

El cromo es uno de los metales tóxicos más comunes en la Tierra, responsable de la contaminación de aguas superficiales y subterráneas debido a su uso intensivo en diversas industrias. Entre sus aplicaciones destaca la utilización del dicromato de potasio en la producción de productos pirotécnicos, productos para impresión, en baterías eléctricas, como inhibidor de corrosión, en la industria cerámica o en la obtención de pigmentos.

Una planta industrial que utiliza mineral cromita para la obtención del dicromato descarga aguas residuales que podrían generar contaminación por Cr^{6+} en un río cercano. El Cr^{6+} es un contaminante peligroso, ya que es mutagénico, carcinogénico y tóxico, y se propaga fácilmente a través de los sistemas acuáticos superficiales y las aguas subterráneas, debido a su alta solubilidad en agua. Para mitigar el daño ambiental, se propone hacer reaccionar el dicromato de potasio con ácido etanodioico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) dando lugar a Cr^{3+} y dióxido de carbono.

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones

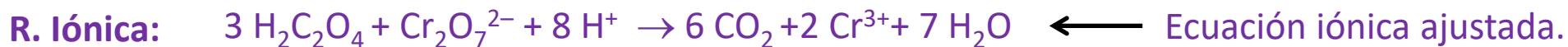
a) Formule y ajuste por el método del ion electrón las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción iónica que tienen lugar. Indique las especies oxidante y reductora.

PROBLEMA 1

a) Formule y ajuste por el método del ion electrón las semirreacciones de oxidación y reducción, y la reacción iónica que tienen lugar. Indique las especies oxidante y reductora.

A partir del enunciado “Para mitigar el daño ambiental, se propone hacer reaccionar el dicromato de potasio con ácido etanodioico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) dando lugar a Cr^{3+} y dióxido de carbono.” se deduce que el ion cromo(VI) se reduce a ion cromo(III). Por lo que la especie oxidante es el dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$). También se puede decir que la especie oxidante es el dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).

Como el dicromato se reduce, el ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$), debe oxidarse. Por ello, el ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) es la especie reductora. También se puede decir que la especie reductora es el oxalato ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$).



PROBLEMA 1

b) Justifique qué par o pares redox de la Tabla pueden producir también la eliminación de Cr^{6+} en medio ácido de manera espontánea. Calcule el potencial del/los sistema/s redox que proponga.

El par redox debe tener un potencial de reducción menor que el de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ para que el potencial del sistema sea positivo y, por lo tanto, el proceso sea espontáneo. **Esto solo lo cumple el par $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, con $E^\circ = 0,77 \text{ V}$.** Se demuestra calculando el potencial de la reacción.

Cátodo. Reducción: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$

Ánodo. Oxidación: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$

La diferencia de potencial entre los electrodos de una pila hipotética es:

$$E_{\text{Pila}}^0 = E_{\text{Cátodo}}^0 - E_{\text{Ánodo}}^0 = E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}|\text{Cr}^{3+}) - E^0(\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}^{2+}) = 1,33 - 0,77 = 0,56 \text{ V} > 0$$

Tabla. Potenciales de reducción a 25 °C.

Par redox	$E^\circ(\text{V})$
F_2/F^-	2,87
$\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$	1,51
$\text{PbO}_2/\text{Pb}^{2+}$	1,46
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$	1,33
$\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$	0,77

PROBLEMA 1

c) El Cr^{3+} y otros cationes metálicos se pueden recuperar de los vertidos del proceso industrial mediante precipitación y decantación en medio básico, por ejemplo, como hidróxido de cromo(III). Sabiendo que a 25 °C la solubilidad de dicho hidróxido es $0,0013 \text{ mg}\cdot\text{L}^{-1}$:

i) Formule el equilibrio de solubilidad del hidróxido de cromo(III) en agua, indicando el estado de agregación de cada especie.

ii) Determine su producto de solubilidad.

Datos. Masas atómicas (u): H = 1; O = 16; Cr = 52.



$$K_S = [\text{Cr}^{3+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^3$$

Se calcula la masa molar relativa del hidróxido de cromo(III).

$$MM(\text{Cr(OH)}_3) = MM(\text{Cr}) + 3 \cdot MM(\text{H}) + 3 \cdot MM(\text{O}) = 52 + 3 \cdot 1 + 3 \cdot 16 = 103 \text{ g/mol}$$

Se calcula la concentración de iones Cr^{3+} en mol/L.

$$0,0013 \frac{\text{mg Cr(OH)}_3}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ g Cr(OH)}_3}{10^3 \text{ mg Cr(OH)}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr(OH)}_3}{103 \text{ g Cr(OH)}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}^{3+}}{1 \text{ mol Cr(OH)}_3} = 1,26 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

PROBLEMA 1

ii) Determine su producto de solubilidad.



	$\text{Cr(OH)}_3(\text{s})$	$\rightleftharpoons$	$\text{Cr}^{3+}(\text{ac})$	$+ 3 \text{OH}^{-}(\text{ac})$	$K_S = [\text{Cr}^{3+}] \cdot [\text{OH}^{-}]^3$
Concentración inicial	— —		— —	— —	
Concentración que reacciona	— —		s	$3s$	$K_S = s \cdot (3s)^3$
Concentración en equilibrio	— —		s	$3s$	$K_S = 27s^4$

Se sustituye el valor de s calculador anteriormente: $s = 1,26 \cdot 10^{-8} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

$$K_S = 27s^4 = 27 \cdot (1,26 \cdot 10^{-8})^4 = 6,81 \cdot 10^{-31}$$

El valor del producto de solubilidad es: $K_S = 6,81 \cdot 10^{-31}$

Para hacer el ejercicio se desprecia la contribución de los iones OH^{-} procedentes de la autoionización del agua. Esto no es correcto, porque en este caso la **concentración de OH^{-} generada por la disolución del Cr(OH)_3** es del mismo orden de magnitud que la aportada por el agua pura.



PAU - MADRID



QUÍMICA

EJERCICIO 2A

JULIO 2025

TABLA PERIÓDICA

NÚMEROS CUÁNTICOS



EJERCICIO 2A

Considere los elementos X (el metal alcalino cuyo monocatión contiene 10 e⁻), Y (el elemento del grupo 14 del segundo periodo) y Z (el halógeno del tercer periodo). Responda a las siguientes cuestiones:

a) Identifique los elementos X, Y y Z con nombre y símbolo, y escriba la configuración electrónica de cada uno de ellos en su estado fundamental.

X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Es el átomo de **sodio**. Su símbolo químico es **Na**.

Y: $1s^2 2s^2 2p^2$ Es el átomo de **carbono**. Su símbolo químico es **C**.

Z: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Es el átomo de **cloro**. Su símbolo químico es **Cl**.

EJERCICIO 2A

b) Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Y: $1s^2 2s^2 2p^2$ Z: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

i) El elemento Z es el que presenta el mayor radio atómico.

Falsa. El radio atómico aumenta al aumentar la capa de electrones y disminuye al aumentar la carga nuclear efectiva. Por lo tanto, el elemento con mayor radio es el X (Na) porque pertenece al periodo más alto y al grupo más bajo de los tres elementos comparados.

ii) El elemento X es el que posee una menor afinidad electrónica.

Verdadera. La afinidad electrónica es la energía que se libera cuando un átomo neutro gaseoso en su estado fundamental incorpora un electrón. Su valor disminuye al aumentar la capa de electrones y aumenta con la carga nuclear. El elemento X (Na) es el que presenta la menor afinidad electrónica porque pertenece al periodo más alto y al grupo más bajo de los tres elementos comparados.

iii) El elemento Y es capaz de formar únicamente orbitales híbridos sp^3 y sp^2 .

Falsa. El elemento Y (C) tiene 4 electrones en su capa de valencia, lo que le permite compartir con otros átomos para formar enlaces covalentes simples y múltiples (dobles o triples). Por tanto, tiene la capacidad de formar orbitales híbridos sp^3 , sp^2 y sp .

EJERCICIO 2A

c) Indique el tipo de enlace y justifique las fuerzas intermoleculares que se establecen cuando se forman los compuestos XZ e YZ₄.

XZ: La diferencia de electronegatividad entre los elementos X y Z es lo suficientemente elevada para que X le ceda el electrón a Z. Por ello, **el enlace que formarán es iónico. Sus interacciones son de tipo electrostático**. En el NaCl no hay fuerzas intermoleculares porque no hay moléculas; existe una red cristalina con atracciones electrostáticas ión–ión.

YZ₄: La diferencia de electronegatividad entre los elementos Y y Z no es lo suficientemente elevada para que, Y le ceda el electrón a Z, por lo que ambos elementos compartirán electrones. Por ello **formarán un enlace covalente**. Según la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia, la geometría de la molécula será tetraédrica, ya que la disposición que adoptan los 4 pares de electrones en el espacio que minimiza la repulsión entre ellos es tetraédrica. Los enlaces C–Cl son polares, pero la geometría tetraédrica, que es simétrica, anula el momento dipolar total, por eso CCl₄ es apolar. Por lo tanto, **las fuerzas intermoleculares que establece son de dispersión (fuerzas de London)**.



PAU - MADRID



QUÍMICA

EJERCICIO 2B

JULIO 2025

ENLACE QUÍMICO

FUERZAS INTERMOLECULARES



EJERCICIO 2B

Responda a las siguientes cuestiones relacionadas con las moléculas tricloruro de boro, ácido etanoico y clorometano.

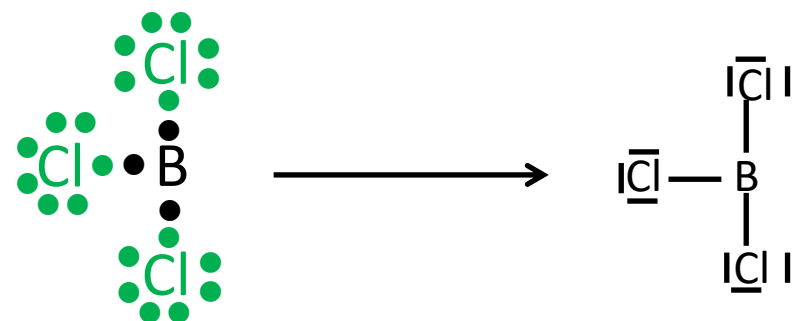
a) Dibuje la estructura de Lewis de cada molécula

En primer lugar, escribiré la configuración electrónica de los elementos químicos.

H (Z=1): $1s^1$	→	1 electrón de valencia
B (Z=5): $1s^2 2s^2 2p^1$	→	3 electrones de valencia
C (Z=6): $1s^2 2s^2 2p^2$	→	4 electrones de valencia
O (Z=8): $1s^2 2s^2 2p^4$	→	6 electrones de valencia
Cl (Z=17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	→	7 electrones de valencia

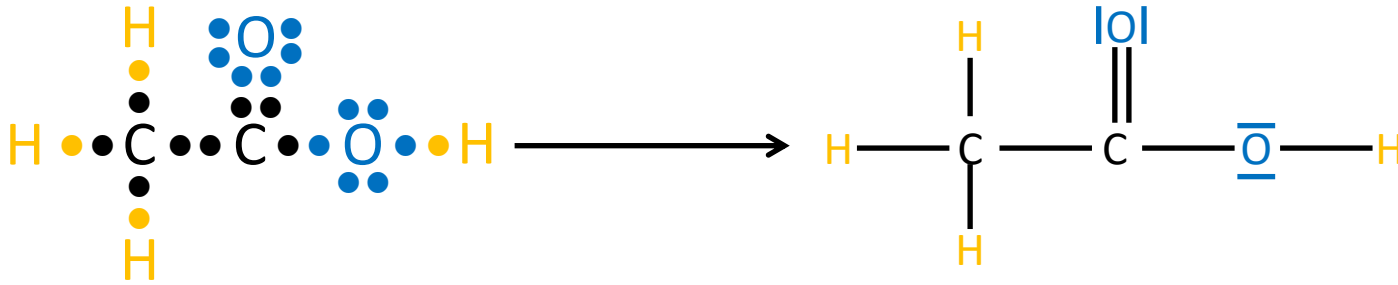
BCl_3 El átomo de B será el átomo central. Esto suele ocurrir cuando estamos ante un compuesto basado en boro.

El boro es una excepción a la regla del octeto y se estabiliza con solo 6 electrones en su capa de valencia. Compartirá sus tres electrones con los átomos de cloro (uno con cada átomo de cloro). De esta forma tanto el boro como el cloro completan su capa de valencia.

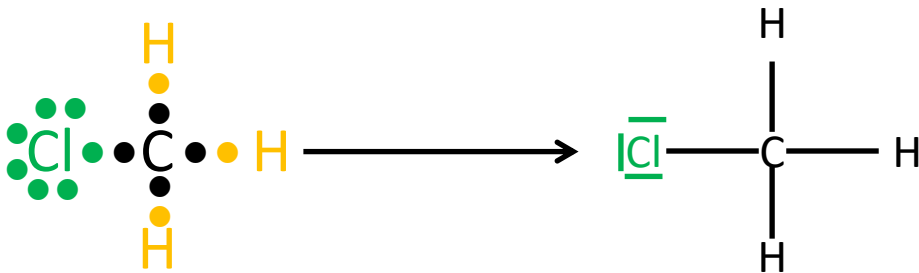




Los átomos de carbono se enlazan entre ellos mediante un enlace simple (comparten 1 electrón cada uno). Uno de los carbonos se une a 3 hidrógenos. De esta forma todos ellos completan su capa de valencia. El carbono del grupo ácido comparte dos pares de electrones con uno de los átomos de oxígeno, formando un enlace doble. Este oxígeno completa de esta forma su capa de valencia. El carbono también se enlaza al otro oxígeno, pero lo hace mediante un enlace simple. El oxígeno, a su vez, se enlaza a un átomo de hidrógeno. De esta forma todos completan su capa de valencia.

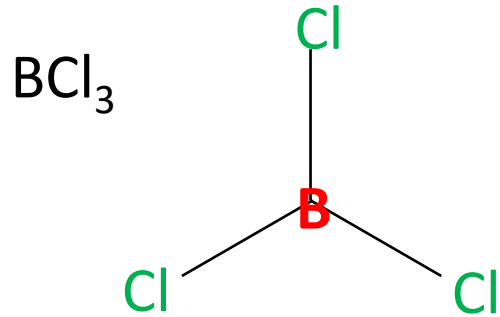


CH_3Cl En este caso, el carbono es el átomo central. Y como necesita compartir cuatro electrones para completar la capa de valencia, lo hace con los átomos de hidrógeno y el átomo de cloro. Así, todos los átomos completan su capa de valencia.



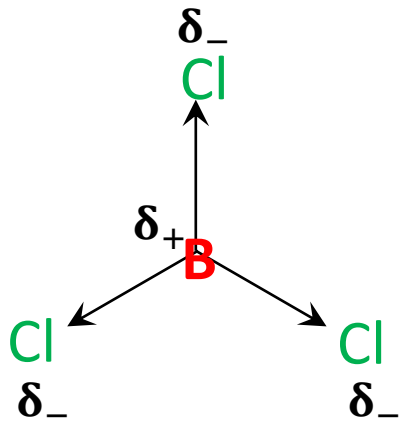
EJERCICIO 2B

b) Determine la geometría molecular a partir de la teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV) del tricloruro de boro y el clorometano. Indique la polaridad de esas moléculas y las fuerzas intermoleculares que se establecen.



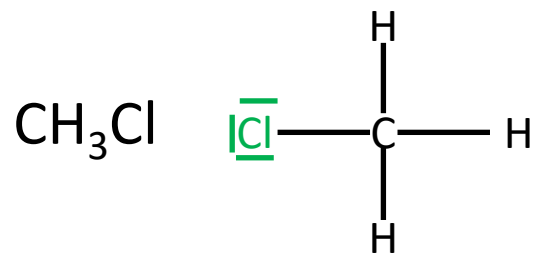
Debido a que hay 3 nubes electrónicas alrededor del átomo de boro, según la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia, éstas adoptan una disposición triangular plana (disposición que minimiza la repulsión). Por ello la distribución de los pares electrónicos y la geometría de la molécula es triangular plana. El ángulo del enlace **Cl–B–Cl** es **120°**.

Los enlaces B–Cl son polares, ya que el Cl es más electronegativo que el B. Se representan los vectores momento dipolar.

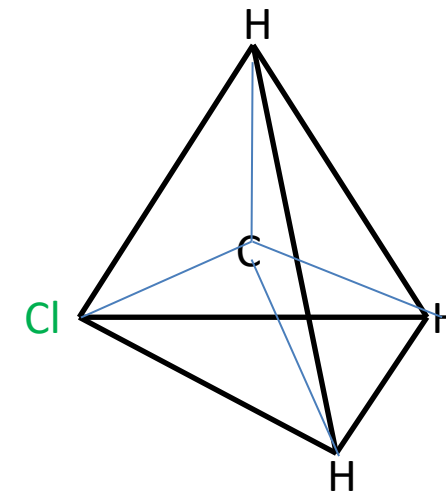


En este caso, por la simetría de la molécula, al sumar vectorialmente los momentos dipolares, estos se anulan. Por lo que la molécula es **apolar**.

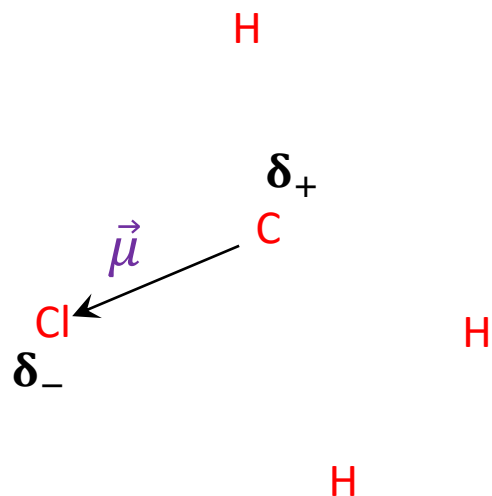
Dado que la molécula es apolar, sólo se establecen fuerzas de dispersión (fuerzas de London) a nivel intermolecular.



Debido a que hay 4 nubes electrónicas alrededor del átomo de carbono, según la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia, éstas adoptan una disposición tetraédrica (disposición que minimiza la repulsión). Dado que no hay pares solitarios en el átomo central, la geometría de CH₃Cl es tetraédrica. El ángulo aproximado del **enlace es 109,5°**.



El enlace C–Cl es polar, mientras que los enlaces C–H tienen una polaridad mucho más reducida, por eso no se representa el vector momento dipolar que hay entre ellos.



Se observa que la suma de los momentos dipolares no es nula. Por lo que la molécula es **polar**.

Las fuerzas intermoleculares que se establecen son **dipolo-dipolo** y **fuerzas de dispersión**.

EJERCICIO 2B

c) Justifique cuál de las tres moléculas presenta mayor temperatura de ebullición.

Para que se produzca la ebullición de un compuesto hay que romper interacciones intermoleculares. Cuanto más fuertes sean dichas interacciones mayor será la energía que hay que aportar y, por lo tanto, mayor la temperatura de ebullición. El ácido etanoico, debido a la presencia del grupo hidroxilo (OH) establece enlaces de hidrógeno, que son las fuerzas intermoleculares más intensas. Por ello el ácido etanoico tiene mayor punto de ebullición.

d) Indique la hibridación de cada uno de los átomos de carbono de las moléculas dadas.

Un átomo de carbono con enlaces simples tendrá hibridación sp^3 .

Un átomo de carbono con un enlace doble tendrá hibridación sp^2 .

Por lo tanto, los carbonos del ácido etanoico tienen hibridación sp^3 ($\underline{C}H_3COOH$; enlaces simples) y sp^2 ($CH_3\underline{C}OOH$; enlace doble) y el carbono del clorometano posee hibridación sp^3 , ya que todos sus enlaces son sencillos.



PAU - MADRID



QUÍMICA

EJERCICIO 3A

JULIO 2025

QUÍMICA ORGÁNICA



EJERCICIO 3A

Complete las siguientes reacciones. Formule y nombre todos los compuestos orgánicos. Indique el tipo de reacción y, si procede, el producto mayoritario y la regla que sigue. Dibuje los posibles isómeros geométricos que se formen.

a) Metilbutano + $O_2 \rightarrow$

Metilbutano: compuesto orgánico de la familia de los **alcanos**.

Como el sustituyente tiene el prefijo met, la cadena radical tiene un átomo de carbono. La cadena principal tiene el prefijo but, por lo que tiene 4 átomos de carbono.

Por lo tanto, la fórmula del compuesto es: $CH_3 - CH_2 - \underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{CH} - CH_3$ C_5H_{12}

La reacción es una reacción de **combustión**. Se quema el compuesto orgánico y se produce dióxido de carbono y agua.



EJERCICIO 3A

b) Ácido propanoico + NaOH (ac) →

Ácido propanoico: compuesto orgánico del grupo de los **ácidos carboxílicos**. Su fórmula general es RCOOH.

El prefijo **prop** indica que en la cadena principal hay 3 átomos de carbono.

Por lo tanto, la fórmula del compuesto es: $CH_3 - CH_2 - COOH$

La reacción entre un ácido y una base es una reacción de neutralización.



El nombre de la sal es **propanoato de sodio**.

EJERCICIO 3A

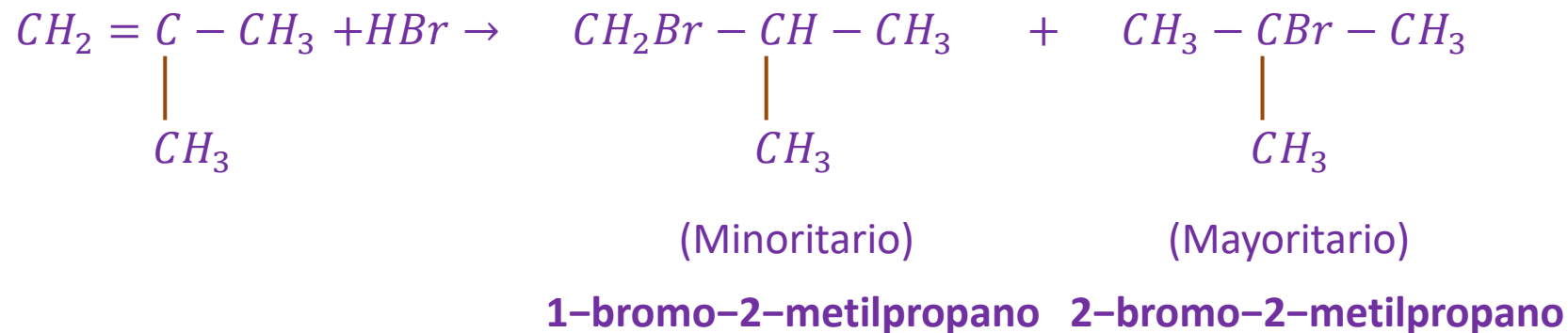
c) Metilpropeno + HBr →

Metilpropeno: compuesto orgánico de la familia de los **alquenos**.

Como el sustituyente tiene el prefijo met, la cadena radical tiene un átomo de carbono. La cadena principal tiene el prefijo prop, por lo que tiene 3 átomos de carbono. Por ser un alqueno, tiene un doble enlace.

Por lo tanto, la fórmula del compuesto es:
$$\begin{array}{c} \text{CH}_2 = \text{C} - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$

La reacción es de adición. La adición sigue la regla de Markovnikov, por lo que el producto mayoritario es aquel en el cual el hidrógeno se adiciona en el carbono que tiene más hidrógenos.



EJERCICIO 3A

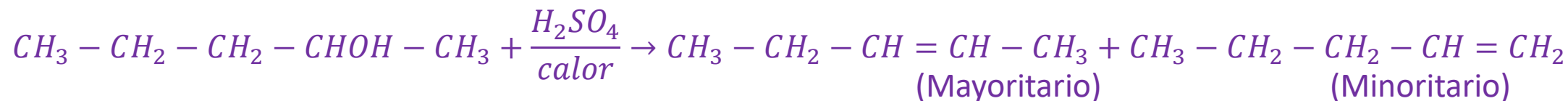
d) Pentan-2-ol + $\text{H}_2\text{SO}_4/\text{calor} \rightarrow$

Pentan-2-ol : compuesto orgánico del grupo de los **alcoholes**. Su fórmula general es ROH.

El prefijo **pent** indica que en la cadena principal hay 5 átomos de carbono. El grupo hidróxido está en el segundo carbono.

Por lo tanto, la fórmula del compuesto es: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$

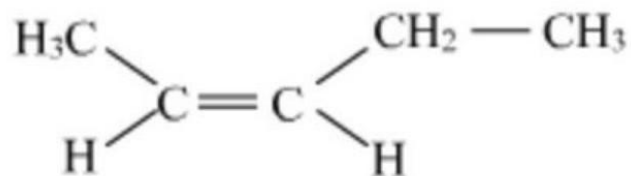
La reacción propuesta es una deshidratación del alcohol. Se deduce el producto mayoritario aplicando la regla de Saytzev. Dicha regla predice el producto principal en reacciones de eliminación orgánica, estableciendo que **el alqueno más estable termodinámicamente será el mayoritario**, es decir, el que tiene el doble enlace en la posición más sustituida (con más grupos alquilo unidos a los carbonos del doble enlace).



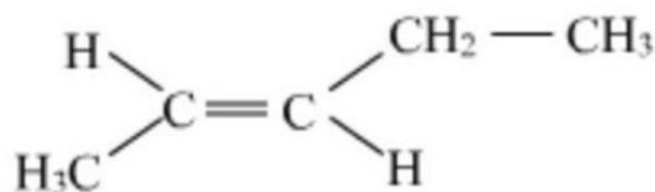
Los isómeros geométricos del **pent-2-eno** son:

pent-2-eno

pent-1-eno



cis-pent-2-eno



trans-pent-2-eno



PAU - MADRID



QUÍMICA

EJERCICIO 3B

JULIO 2025

QUÍMICA ORGÁNICA



EJERCICIO 3B

Responda a las siguientes cuestiones:

a) Formule y nombre un isómero de función del ácido etanoico.

El ácido etanoico tiene por fórmula: **$CH_3 - COOH$**

El isómero de función de un ácido carboxílico es un éster. **$HCOO - CH_3$**

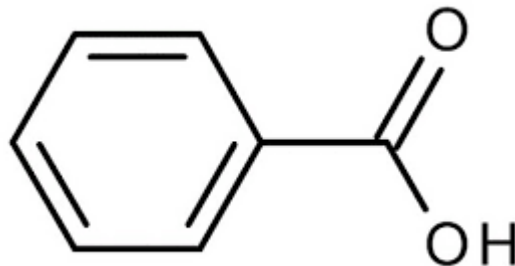
El sustituyente tiene 1 átomo de carbono se nombra metilo. La cadena principal tiene un átomo de carbono por eso se nombra como metanoato. El nombre del compuesto es ***metanoato de metilo (formiato de metilo)***.

EJERCICIO 3B

b) Escriba la reacción entre ácido benzoico y etanol. Formule y nombre los compuestos orgánicos implicados. Indique el tipo de reacción.

Ácido benzoico: compuesto orgánico derivado del benceno y con un grupo funcional **COOH**.

Su fórmula se puede escribir como **$C_6H_5 - COOH$**



Etanol: compuesto orgánico del grupo de los **alcoholes**. Su fórmula general es ROH.

El prefijo **et** indica que en la cadena principal hay 2 átomos de carbono.

Por lo tanto, la fórmula del compuesto es: **$CH_3 - CH_2OH$**

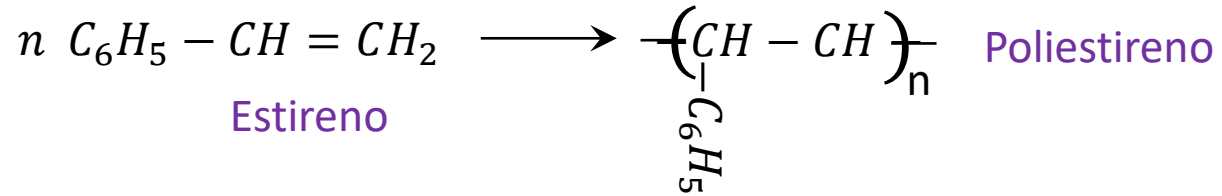
La reacción entre un ácido carboxílico y un alcohol es una **esterificación**.



El nombre del producto es **benzoato de etilo**. Es un éster con grupo principal benceno y radical etilo.

EJERCICIO 3B

c) Escriba la reacción de polimerización del etenilbenceno e indique el nombre común del polímero que se obtiene.



Reacción de adición de un polímero.

d) Las temperaturas de ebullición del etano, cloroetano y etanol son $-88,6$, $12,3$ y $78,5$ °C, respectivamente. Justifique la diferencia entre estos valores

La diferencia entre las temperaturas de ebullición de estos compuestos se debe a las distintas fuerzas intermoleculares presentes en cada uno de ellos. La temperatura de ebullición del etano ($-88,6$ °C) es la más baja debido a que solo presenta fuerzas de dispersión (fuerzas de London) ya que es un compuesto apolar. El cloroetano tiene una temperatura de ebullición ($12,3$ °C) más alta que la del etano debido a la presencia de un átomo de cloro que es más electronegativo que el carbono, lo que introduce un momento dipolar permanente en la molécula. Esto da lugar a la presencia de fuerzas dipolo-dipolo, más intensas que las de dispersión. El etanol presenta la temperatura de ebullición más alta ($78,5$ °C) debido a la presencia de un grupo hidroxilo ($-\text{OH}$) que puede formar enlaces de hidrógeno intermoleculares, que son fuerzas significativamente más fuertes que las otras.



PAU - MADRID



QUÍMICA

EJERCICIO 4A

JULIO 2025

**TERMOQUÍMICA
ESTEQUIOMETRÍA**



EJERCICIO 4A

En el proceso de la fotosíntesis, el dióxido de carbono y el agua, en presencia de clorofila y luz solar, se convierten en carbohidratos, como la glucosa, y se libera oxígeno molecular. Responda a las siguientes preguntas:

a) Escriba y ajuste la reacción de formación de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) a través del proceso de fotosíntesis a 25 °C. Indique el estado de los compuestos.



EJERCICIO 4A

b) Calcule la entalpía y la entropía de la reacción.



Datos. A 298 K, $\Delta H_f^\circ(\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1})$: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = -1268,0$; $\text{CO}_2(\text{g}) = -393,5$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -285,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

A 298 K, $S^\circ(\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1})$: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) = 213,7$; $\text{CO}_2(\text{g}) = 213,6$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = 69,9$; $\text{O}_2(\text{g}) = 205,0$.

Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; O = 16. R = 0,0820 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

Se calcula la variación de entalpía estándar de la reacción a 25 °C mediante la fórmula:

$$\Delta H_{\text{Reacción}}^\circ = \sum \Delta H_f^\circ(\text{Productos}) - \sum \Delta H_f^\circ(\text{Reactivos}) = \Delta H_f^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) + 6 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{O}_2) - 6 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) - 6 \cdot \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})$$

$$\Delta H_{\text{Reacción}}^\circ = -1268,0 + 6 \cdot 0 - 6 \cdot (-393,5) - 6 \cdot (-285,8) = 2807,8 \text{ kJ/mol}$$

Se calcula la variación de entropía estándar de la reacción a 25 °C se calcula mediante la fórmula:

$$\Delta S_{\text{Reacción}}^\circ = \sum S^\circ(\text{Productos}) - \sum S^\circ(\text{Reactivos}) = S^\circ(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) + 6 \cdot S^\circ(\text{O}_2) - 6 \cdot S^\circ(\text{CO}_2) - 6 \cdot S^\circ(\text{H}_2\text{O})$$

$$\Delta S_{\text{Reacción}}^\circ = 213,7 + 6 \cdot 205 - 6 \cdot 213,6 - 6 \cdot 69,9 = -257,3 \text{ J/(mol} \cdot \text{K)} = -0,2573 \text{ kJ/(mol} \cdot \text{K)}$$

La variación de entalpía estándar de la reacción a 25 °C es **2807,8 kJ/mol**.

La variación de entropía estándar de la reacción a 25 °C es **-0,2573 kJ/(mol · K)**

EJERCICIO 4A

c) Razone si la reacción es espontánea a 25 °C.



La variación de energía de Gibbs estándar de la reacción a 25 °C se calcula mediante la fórmula: $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T \cdot \Delta S^0$

$$\Delta G^0 = 2807,8 - 298 \cdot (-0,2573) = 2884,4 \text{ kJ/mol}$$

Dado que $\Delta G^0 > 0$, **la reacción no es espontánea** a dicha temperatura.

No es espontánea en condiciones estándar; necesita el aporte de energía luminosa.

EJERCICIO 4A

d) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se necesitará para llevar a cabo la síntesis de 1,00 kg de glucosa a 25 °C y 1,00 atm de presión? Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; O = 16. R = 0,0820 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.



La masa molar relativa de la glucosa es:

$$MM(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot MM(\text{C}) + 12 \cdot MM(\text{H}) + 6 \cdot MM(\text{O}) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol}$$

Se calculan los moles que hay en 1000 gramos de glucosa (1,00 kg de glucosa).

$$n = \frac{m}{MM(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)} = \frac{1000}{180} = 5,56 \text{ mol glucosa}$$

Se calculan los moles de CO₂ necesarios. $5,56 \text{ mol glucosa} \cdot \frac{6 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol glucosa}} = 33,36 \text{ mol de CO}_2$

Se calcula el volumen de CO₂ aplicando la ecuación de estado de los gases ideales. T=25 °C=298 K

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{33,36 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} \approx 815 \text{ L}$$

Se necesitarán 815 L de CO₂ en las condiciones dadas para producir 1 kg de glucosa.



PAU - MADRID



QUÍMICA

EJERCICIO 4B

JULIO 2025

EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE



VÍDEOS ÚTILES PARA REPASAR

No dejes de revisar los ejercicios de pruebas de acceso a la Universidad que tengo en mi canal.

Encontrarás numerosos ejercicios de equilibrio ácido-base que te ayudarán a reforzar este tema.

angelcuesta.com



PAU Junio 2022
Comunidad Valenciana



PAU Junio 2021
Comunidad Valenciana



REACCIONES
ÁCIDO-BASE



APLICACIONES
ÁCIDO-BASE

Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Escriba las reacciones que tienen lugar para justificar su respuesta y realice, en su caso, los cálculos necesarios.

a) “El pH a 25 °C de la disolución resultante de mezclar 50 mL de una disolución 0,5 M de ácido nitroso con 50 mL de una disolución de hidróxido de sodio de igual concentración es neutro”. pK_a (ácido nitroso) = 3,3

Se produce la reacción de neutralización entre el ácido y la base. $HNO_2 + NaOH \longrightarrow NaNO_2 + H_2O$

Se calcula la cantidad inicial de ácido y de base en mol.

$$n_{HNO_2} = C_{HNO_2} \cdot V_{HNO_2} = 0,5 \cdot 0,050 = 0,025 \text{ mol de } HNO_2$$

$$n_{NaOH} = C_{NaOH} \cdot V_{NaOH} = 0,5 \cdot 0,050 = 0,025 \text{ mol de } NaOH$$

Como la reacción es “mol a mol”, se neutralizan totalmente ambos reactivos y se obtienen 0,025 mol de $NaNO_2$

Al disolverse la sal en agua, sus iones pueden producir la reacción de hidrólisis del agua. $NaNO_2 \longrightarrow Na^+ + NO_2^-$



El ion NO_2^- es la base conjugada de un ácido débil por lo que tiene la capacidad de reaccionar con el agua y liberar iones hidróxido. Produce la reacción de hidrólisis.

El ion Na^+ es el ácido conjugado de una base fuerte (NaOH), por ello es extremadamente débil y no tiene la capacidad de reaccionar con el agua y liberar iones oxonio.

La afirmación es **FALSA**. El pH es superior a 7 y es básico.

EJERCICIO 4B

b) “La cantidad de fenilamina ($C_6H_5-NH_2$) necesaria para preparar una disolución de 100 mL de $pH=9$, es mayor de 1 g”.
 pK_b (fenilamina)=9,13; Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; N = 14.

Calcularé la cantidad de fenilamina necesaria para que el pH de 100 mL de disolución sea 9.

Se escribe el equilibrio de la base débil con el agua.

	B	+	H ₂ O	$\rightleftharpoons$	BH ⁺	+	OH ⁻
Concentración Inicial	C		---		---		---
Concentración que reacciona	-x		---		x		x
Concentración equilibrio	C-x		---		x		x

Se calcula el pOH. $pH + pOH = 14$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 9 = 5$$

Y la concentración de OH⁻

$$x = [OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Se aplica la fórmula de K_b : $K_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]} = \frac{x^2}{C - x} = \frac{(10^{-5})^2}{C - 10^{-5}} = 10^{-9,13}$

$$10^{-10} = 10^{-9,13} \cdot C - 10^{-14,13} \rightarrow 10^{-10} + 10^{-14,13} = 10^{-9,13} \cdot C \rightarrow C = \frac{10^{-10}}{10^{-9,13}} = 10^{-0,87} \approx 0,13 \text{ mol/L}$$

EJERCICIO 4B

b) “La cantidad de fenilamina ($C_6H_5-NH_2$) necesaria para preparar una disolución de 100 mL de pH=9, es mayor de 1 g”.
 pK_b (fenilamina)=9,13; Masas atómicas (u): H = 1; C = 12; N = 14.

Se calcula el número de moles de fenilamina necesarios en 100 mL de disolución.

$$n = C \cdot V = 0,13 \cdot 0,1 = 0,013 \text{ mol de fenilamina}$$

Se calcula la masa molar relativa de la fenilamina.

$$MM(C_6H_5NH_2) = 6 \cdot MM(C) + 7 \cdot MM(H) + MM(N) = 6 \cdot 12 + 7 \cdot 1 + 14 = 93 \text{ g/mol}$$

Se calcula la masa de fenilamina.

$$m = n \cdot MM = 0,013 \cdot 93 = 1,21 \text{ g de fenilamina}$$

La afirmación es **VERDADERA**. La cantidad de fenilamina necesaria para preparar 100 mL de disolución de pH=9 es **mayor de 1 g**.