

2022 EBAU Química Extremadura

Junio 2021/2022. Modelo: Elegir 5 preguntas.

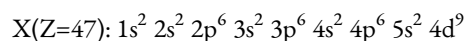
Pregunta 1

Sea el elemento de número atómico 47.

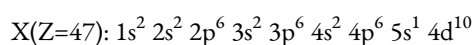
- a) **Escribir** la configuración electrónica e **indicar** su posición en la tabla periódica.
b) **Indicar** los números cuánticos del último electrón que entra a formar parte de su configuración electrónica.
c) **Razonar** el tipo de enlace que mantiene unidos a sus átomos.

Puntuación máxima por apartado: a) 0.75 puntos; b) 0.75 puntos; c) 0.50 puntos

a) El elemento X^1 tiene número atómico 47, lo que indica que tiene 47 protones. Como es un elemento neutro, el número de electrones coincide con el de protones, por lo que en su configuración electrónica habrá que colocar 47 electrones.

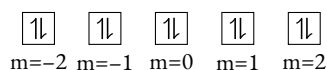


Pero, según el principio de mínima energía, los átomos adoptan la configuración electrónica más estable. En este caso, uno de los electrones del orbital 5s puede promocionar al orbital 4d, próximo en energía. La configuración electrónica resultante es tal que todos los subniveles se encuentran llenos o semillenos, lo que le confiere estabilidad adicional. Por esto, la configuración electrónica del elemento X es:



La posición en la tabla periódica la sacaremos de la primera configuración electrónica. Como el electrón diferenciador es el último de los $4d^9$, el periodo es el 5 y el grupo es el 11.

b) Los números cuánticos los hallaremos con la configuración electrónica del elemento X. El electrón diferenciador es el último de los $4d^{10}$.



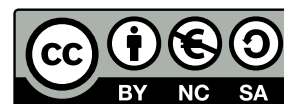
Este electrón tiene los números cuánticos $n=4$, $l=2$, $m=2$ y $s=-1/2^2$. Por lo que, el conjunto de números cuánticos es $(4, 2, -2, -1/2)$.

c) El elemento X, ya que tiene el electrón diferenciador en un orbital d, es un metal de transición por lo que se mantiene unido a otros átomos de X mediante enlace metálico.

Resuelto por ALBA LÓPEZ VALENZUELA, profesora de Física y Química de academia en Badajoz para el alumnado preparado para la EBAU en el curso intensivo celebrado en Mayo de 2022.

Contacto: albavalenzuela3@gmail.com

El documento se comparte gratuitamente bajo licencia Creative Commons: Atribuir-No comercial-Obras derivadas bajo la misma licencia.



¹ El elemento con número atómico 47 es la plata (Ag). No es necesario saber qué elemento es.

² **Consideraciones EBAU UEx.** El electrón diferenciador se considera $+1/2$ para el primer electrón y $-1/2$ para el segundo.

Pregunta 2

Sean las moléculas:

1) CHF_3 ; 2) H_2S ; 3) BCl_3 ; 4) Br_2

- a) **Representar** las estructuras de Lewis de las cuatro moléculas.
 b) **Indicar** cuál será la geometría de las moléculas de CHF_3 y BF_3 , según la TRPECV.
 c) **Razonar** cuál es la hibridación del carbono en la molécula de CHF_3 .
 d) **Indicar** si alguna/s de las cuatro moléculas presenta polaridad. **Justificar** la respuesta.

Datos: *Números atómicos (Z)*: H=1; B=5; C=6; F=9; S=16; Cl=17; Br=35.

Puntuación máxima por apartado: 0.50 puntos

ERRATA en apartado b), la molécula de la que se quiere la geometría es la de BCl_3 .

a) Para representar las estructuras de Lewis será preciso escribir la configuración electrónica de los elementos.

[1] CHF_3

H (Z=1): $1s^1$

1 e⁻ val. / 2 e⁻ oct.

C (Z=6): $1s^2 2s^2 2p_x^1 p_y^1 p_z^1 \xrightarrow{\text{promoción}} 1s^2 2s^1 2p_x^1 p_y^1 p_z^1$

4 e⁻ val. / 8 e⁻ oct.

F (Z=9): $1s^2 2s^2 2p_x^2 p_y^1 p_z^1$

7 e⁻ val. / 8 e⁻ oct.

Una vez escritas las configuraciones electrónicas se hallan los electrones de valencia³ y los del octeto⁴ de cada elemento.

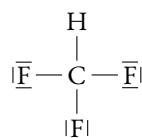
Resulta fácil, a simple vista de las configuraciones electrónicas prever 4 enlaces del carbono, tres de ellos con F y el restante con H. Además, cada F posee 3 pares de electrones solitarios⁵.

También se podría haber calculado el número de enlaces a través de la fórmula:

$$\text{nº enlaces} = \frac{\text{nº e}^- \text{ octeto} - \text{nº e}^- \text{ valencia}}{2}$$

$$\text{nº enl} = \frac{(2 + 8 + 8 \cdot 3) - (1 + 4 + 7 \cdot 3)}{2} = \frac{34 - 26}{2} = 4 \text{ enlaces}$$

El número de electrones en total que hay que colocar es 26 (8 en enlaces y 18 solitarios).

Estructura de Lewis⁶:

Se comprueba que todos los átomos están cumpliendo su octeto⁷ en la estructura propuesta y que no existen cargas formales⁸ sobre los átomos.

³ **Electrones de valencia:** electrones de la última capa ocupada

⁴ **Electrones del octeto:** electrones de la última capa ocupada una vez se hayan formado todos los enlaces

⁵ Solitarios o no enlazados pero no son no enlazantes. No son sinónimos.

⁶ En las estructuras de Lewis se representan los electrones de la capa de valencia.

⁷ Para comprobar el octeto se cuentan los electrones que tiene a su alrededor cada átomo y tienen que coincidir con los predichos con su configuración electrónica.

⁸ Para ver si un átomo presenta carga formal se cuentan los electrones que pertenecen al átomo teniendo en cuenta que la totalidad de los electrones solitarios y la mitad de los enlazados le pertenecen. Este valor se compara con los electrones de valencia. En este caso, coinciden por lo que no hay cargas formales.

[2] H₂S

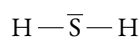
H (Z=1): 1s¹ 1 e⁻ val. / 2 e⁻ oct.

S (Z=16): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p² 3p_y¹ 3p_z¹ 6 e⁻ val. / 8 e⁻ oct.

Se prevén 2 enlaces H-S y dos pares de electrones solitarios sobre el azufre. Calculado el número de enlaces:

$$n^{\circ} \text{ enl} = \frac{(2 \cdot 2 + 8) - (2 \cdot 1 + 6)}{2} = \frac{12 - 8}{2} = 2 \text{ enlaces}$$

El número de electrones en total que hay que colocar es 8 (4 en enlaces y 4 solitarios).

Estructura de Lewis:

Se comprueba que todos los átomos están cumpliendo su octeto en la estructura propuesta y que no existen cargas formales sobre los átomos.

[3] BCl₃

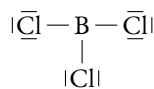
B (Z=5): 1s² 2s² 2p_x¹ 2p_y¹ 2p_z¹ $\xrightarrow{\text{promoción}}$ 1s² 2s¹ 2p_x¹ 2p_y¹ 2p_z¹ 3 e⁻ val. / 6 e⁻ oct.

Cl (Z=17): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p_x² 3p_y² 3p_z¹ 7 e⁻ val. / 8 e⁻ oct.

Se prevén 3 enlaces B-Cl y 3 pares de electrones solitarios sobre cada Cl. Se calcula el número de enlaces:

$$n^{\circ} \text{ enl} = \frac{(6 + 8 \cdot 3) - (3 + 7 \cdot 3)}{2} = \frac{30 - 24}{2} = 3 \text{ enlaces}$$

El número de electrones en total que hay que colocar es 24 (6 en enlaces y 18 solitarios).

Estructura de Lewis:

Se comprueba que todos los átomos están cumpliendo su octeto en la estructura propuesta y que no existen cargas formales sobre los átomos.

El boro (B) según su configuración electrónica en estado fundamental únicamente podría formar 1 enlace. Como son necesarios al menos 3, promociona uno de los dos electrones del orbital 2s a uno de los orbitales 2p vacíos. Así, podrá formar 3 enlaces. Presenta 6 electrones del octeto, es un átomo HIPOVALENTE.

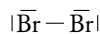
[4] Br₂

Br (Z=35): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p_x² 4p_y² 4p_z¹ 7 e⁻ val. / 8 e⁻ oct.

Se prevé 1 enlaces Br-Br y 3 pares de electrones solitarios sobre cada Br. Se calcula el número de enlaces:

$$n^{\circ} \text{ enl} = \frac{(8 \cdot 2) - (7 \cdot 2)}{2} = \frac{16 - 14}{2} = 1 \text{ enlaces}$$

El número de electrones en total que hay que colocar es 14 (2 en enlaces y 12 solitarios).

Estructura de Lewis:

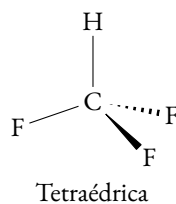
Se comprueba que todos los átomos están cumpliendo su octeto en la estructura propuesta y que no existen cargas formales sobre los átomos.

b) Según la teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV) las densidades electrónicas de la capa de valencia adoptan una geometría tal que se minimicen sus fuerzas repulsivas.

[2] En la molécula de CHF_3 , el carbono según su estructura de Lewis presenta:

$$\left. \begin{array}{l} \text{n}^\circ \text{ pares electrones solitarios} = 0 \\ \text{n}^\circ \text{ pares electrones enlazados} = 4 \end{array} \right\} \text{n}^\circ \text{ total} = 4$$

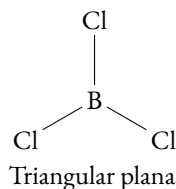
Como tiene 4 densidades electrónicas en total, las 4 son pares de electrones enlazados⁹ la geometría electrónica¹⁰ será **tetraédrica**. Como no tiene pares de electrones solitarios, la geometría electrónica coincide con la geometría molecular¹¹.



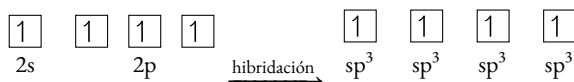
[3] En la molécula de BCl_3 , el boro según su estructura de Lewis presenta:

$$\left. \begin{array}{l} \text{n}^\circ \text{ pares electrones solitarios} = 0 \\ \text{n}^\circ \text{ pares electrones enlazados} = 3 \end{array} \right\} \text{n}^\circ \text{ total} = 3$$

Como tiene 3 densidades electrónicas en total, la geometría electrónica es **triangular plana**. Como no tiene pares de electrones solitarios, la geometría electrónica coincide con la geometría molecular.



c) En la molécula de CHF_3 , el carbono forma 4 enlaces frontales (tipo σ) y no tiene pares solitarios por lo que necesitará 4 orbitales híbridos.



⁹ No son enlazantes. No son sinónimos.

¹⁰ **Geometría electrónica:** es la geometría que adoptan las densidades electrónicas de un átomo.

¹¹ **Geometría molecular:** es la geometría que adopta un átomo con los átomos adyacentes. No se tienen en cuenta los pares de electrones solitarios.

Se combinan 1 OA¹² s con 3 OA p para dar 4 OH¹³ sp³. Estos 4 orbitales híbridos adoptarán geometría tetraédrica, lo que está de acuerdo con la TRPECV.

¹² Orbital atómico.

¹³ Orbital híbrido.

d) Un enlace es polar siempre que exista diferencia de electronegatividad entre los átomos que formen el enlace. La magnitud física que mide la polaridad de un enlace es el momento dipolar de enlace, $\vec{\mu}_e$, que es un vector con dirección coincidente a la del enlace y sentido hacia el más electronegativo de los dos.

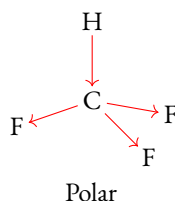
Cuando una molécula posee sobre alguno de sus átomos pares de electrones solitarios, presenta un momento dipolar llamado momento dipolar atómico, $\vec{\mu}_{at}$, dirigido hacia los electrones.

Una molécula es apolar siempre que se anulen por geometría los momentos dipolares de enlace y atómicos, es decir, que el momento dipolar total o de molécula sea nulo.

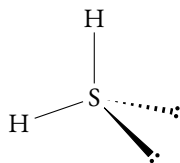
$$\vec{\mu}_T = \sum \vec{\mu}_{at} + \sum \vec{\mu}_e = 0$$

[1] La molécula CHF₃ tiene todos sus enlaces polares y los momentos dipolares de enlace ($\vec{\mu}_e$) no se anulan entre sí por geometría, por lo que existe momento dipolar total ($\vec{\mu}_T \neq 0$), debido a ello la molécula es polar. Según hemos dibujado la molécula, el momento dipolar total está dirigido hacia abajo.

Además, aunque ya no es necesario tenerlos en cuenta, cada F tiene 3 pares de electrones solitarios que aportan 9 momentos dipolares atómicos cuya suma está dirigida hacia abajo.

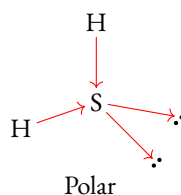


[2] Para estudiar la polaridad de la molécula de H₂S primero hay que hallar su geometría electrónica. Como el S tiene dos pares enlazados y dos pares solitarios, en total 4 pares, la geometría electrónica será tetraédrica.



La geometría molecular es **angular**.

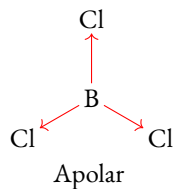
Sus enlaces son polares y también presenta electrones solitarios. Los momentos dipolares de enlace ($\vec{\mu}_e$) y atómicos ($\vec{\mu}_{at}$) no se anulan entre sí por geometría, por lo que existe momento dipolar total ($\vec{\mu}_T \neq 0$) y debido a ello la molécula es polar.



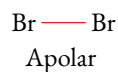
Es absurdo que pidan la polaridad de las 4 moléculas y sólo la geometría de 2 de ellas. Para ver la polaridad se necesita la geometría electrónica de las moléculas.

¹⁴ Para no complicar el dibujo de la geometría, no es necesario pintar los pares de electrones solitarios de los átomos no centrales, aunque sí se tienen en cuenta para la polaridad de la molécula.

[3] La molécula de BCl_3 tiene todos sus enlaces polares ($\vec{\mu}_e \neq 0$) y tiene sobre los cloros pares de electrones solitarios¹⁴ ($\vec{\mu}_{\text{at}} \neq 0$). Por su geometría, los momentos dipolares de enlace y los atómicos se anulan entre sí ($\vec{\mu}_T = 0$) por lo que la molécula es apolar.



[4] Por último, la molécula de Br_2 no presenta polaridad en su único enlace y los momentos dipolares atómicos se anulan por geometría, por lo tanto no presenta momento dipolar de molécula y es apolar.



Pregunta 3

Se ha medido la velocidad en la reacción $a A + b B \longrightarrow c C$ a 45°C , para lo que se han diseñado cuatro experimentos en los que se ha obtenido como resultado la siguiente tabla de valores.

Experiencia	$[A]_0$ (mol L ⁻¹)	$[B]_0$ (mol L ⁻¹)	v_0 (mol L ⁻¹ s ⁻¹)
1	0.20	0.20	1.1×10^{-6}
2	0.40	0.20	4.4×10^{-6}
3	0.20	0.60	3.3×10^{-6}
4	0.20	1.20	6.6×10^{-6}

a) **Deducir** el orden global de la reacción y **escribir** la expresión de la ecuación de velocidad.

b) **Determinar** el valor y las unidades de la constante de velocidad.

c) **Razonar** qué le ocurrirá a la velocidad de reacción en las siguientes situaciones:

1. Disminuye la temperatura.
2. Se añade un catalizador positivo.

Puntuación máxima por apartado: a) 0.75 puntos; b) 0.75 puntos; c) 0.50 puntos

a) Para deducir el orden global de la reacción se tienen que hallar los órdenes parciales de reacción. Esto se puede hacer o bien de manera algebraica o bien razonando.

OPCIÓN I. RAZONANDO

La ecuación de velocidad¹⁵ tiene la forma $v = k[A]^\alpha[B]^\beta$.

Comparando los valores de las experiencias 1 y 2, cuando la concentración de B permanece constante y se duplica la de A, la velocidad se cuadruplica. Esto quiere decir que la reacción es de orden 2 con respecto al reactivo A.

$$\text{Experimento 1: } v_1 = k[A]^\alpha[B]^\beta$$

$$\text{Experimento 2: } v_2 = k(2[A])^\alpha[B]^\beta = k2^\alpha[A]^\alpha[B]^\beta$$

$$\left. \begin{array}{l} v_2 = 2^\alpha k[A]^\alpha[B]^\beta = 2^\alpha v_1 \\ v_2 = 4v_1 \end{array} \right\} 2^\alpha v_1 = 4v_1 \rightarrow 2^\alpha = 4 \rightarrow 2^\alpha = 2^2 \rightarrow \alpha = 2$$

Comparando los valores de las experiencias 1 y 3, la concentración de A permanece constante y se triplica la concentración de B, lo que triplica también la velocidad. Esto quiere decir que la reacción es de orden 1 con respecto al reactivo B.

$$\text{Experimento 1: } v_1 = k[A]^\alpha[B]^\beta$$

$$\text{Experimento 3: } v_3 = k([A])^\alpha[3B]^\beta = k[A]^\alpha 3^\beta [B]^\beta$$

$$\left. \begin{array}{l} v_3 = 3^\beta k[A]^\alpha[B]^\beta \\ v_3 = 3v_1 \end{array} \right\} 3^\beta v_1 = 3v_1 \rightarrow 3^\beta = 3 \rightarrow \beta = 1$$

Por ello el orden global es $\alpha + \beta = 3$.

¹⁵ En esta ecuación tanto la velocidad como las concentraciones son iniciales, pero para simplificar vamos a omitirlo en la notación.

OPCIÓN 2. ALGEBRAICAMENTE

La ecuación de velocidad tiene la forma $v = k[A]^{\alpha}[B]^{\beta}$. Se sustituyen en ella los valores de dos experimentos que tengan la concentración de uno de los reactivos constante.

$$\text{Experimento 1:} \quad 1.1 \times 10^{-6} = k \cdot 0.2^{\alpha} \cdot 0.2^{\beta}$$

$$\text{Experimento 2:} \quad 4.4 \times 10^{-6} = k \cdot 0.4^{\alpha} \cdot 0.2^{\beta}$$

Se dividen las ecuaciones¹⁶, se simplifica y se resuelve la ecuación.

¹⁶ ¿No te gustan las fracciones o los números no enteros? Usa este truquito de mis alumnas del IES Zurbarán: divide el experimento de mayor velocidad entre el de menor.

$$\frac{1.1 \times 10^{-6}}{4.4 \times 10^{-6}} = \frac{k \cdot 0.2^{\alpha} \cdot 0.2^{\beta}}{k \cdot 0.4^{\alpha} \cdot 0.2^{\beta}}$$

$$\frac{1}{4} = \frac{0.2^{\alpha}}{0.4^{\alpha}}$$

$$\frac{1}{4} = \left(\frac{0.2}{0.4}\right)^{\alpha}$$

$$\frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^{\alpha}$$

Una vez llegados aquí, hay dos maneras de resolver la ecuación. Por propiedades de las potencias o tomando logaritmos.

Potencias

$$\frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^{\alpha}$$

$$\frac{1}{2^2} = \left(\frac{1}{2}\right)^{\alpha}$$

$$\left(\frac{1}{2}\right)^2 = \left(\frac{1}{2}\right)^{\alpha}$$

$$\alpha = 2$$

Logaritmos

$$\frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^{\alpha}$$

$$\log \frac{1}{4} = \log \left(\frac{1}{2}\right)^{\alpha}$$

$$\log \frac{1}{4} = \alpha \log \left(\frac{1}{2}\right)$$

$$\alpha = \frac{\log 1/4}{\log 1/2} = 2$$

Para hallar el otro orden, se toman dos experimentos cualesquiera que no tengan la misma concentración de B. Por ejemplo, los experimentos 1 y 3.

$$\text{Experimento 1:} \quad 1.1 \times 10^{-6} = k \cdot 0.2^{\alpha} \cdot 0.2^{\beta}$$

$$\text{Experimento 3:} \quad 3.3 \times 10^{-6} = k \cdot 0.2^{\alpha} \cdot 0.6^{\beta}$$

Se dividen las ecuaciones, se simplifica y se resuelve la ecuación.

$$\frac{1.1 \times 10^{-6}}{3.3 \times 10^{-6}} = \frac{k \cdot 0.2^\alpha \cdot 0.2^\beta}{k \cdot 0.2^\alpha \cdot 0.6^\beta}$$

$$\frac{1}{3} = \frac{0.2^\beta}{0.6^\beta}$$

$$\frac{1}{3} = \left(\frac{0.2}{0.6}\right)^\beta$$

$$\frac{1}{3} = \left(\frac{1}{3}\right)^\beta$$

$$\beta = 1$$

Por lo que el orden global es

$$O.T. = \alpha + \beta = 2 + 1 = 3$$

y la ecuación de velocidad queda

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

b) Para calcular el valor de la k se sustituyen los valores de cualquier experimento en la ecuación de velocidad y se despeja.

$$1.1 \times 10^{-6} = k \cdot 0.2^2 \cdot 0.2$$

$$k = 1.375 \times 10^{-4}$$

Para las unidades despejamos de la ecuación de la velocidad la constante y analizamos las unidades.

$$k = \frac{v}{[A]^2[B]} \implies [k] = \frac{\frac{M}{s}}{M^3} = \frac{1}{M^2 s} = \frac{L^2}{mol^2 s}$$

$$k = 1.375 \times 10^{-4} L^2 / mol^2 s$$

La forma correcta de calcular la constante de velocidad sería calcular la constante con los 4 experimentos y hacer la media. En EBAU, no son experimentos reales, si no que son datos ficticios y con todos sale siempre la misma constante así que nos podemos ahorrar hacer todo este procedimiento.

c) 1. OPCIÓN I. TEORÍA DE LAS COLISIONES.

Cuando disminuye la temperatura disminuye la energía cinética de las partículas. Por ello se producen menor número de choques entre las partículas por lo que disminuye la velocidad de la reacción.

OPCIÓN 2. ECUACIÓN DE ARRHENIUS. FORMA EXPONENCIAL.

La ecuación de Arrhenius relaciona la constante de velocidad con la temperatura.

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT}$$

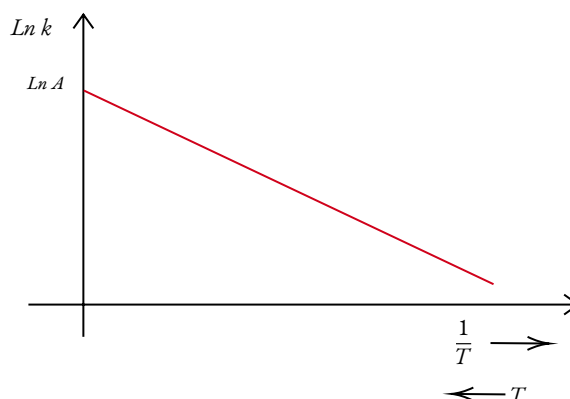
Cuando disminuye la temperatura, aumenta el valor absoluto del exponente. El número e queda elevado a un número más negativo, por lo que la exponencial disminuye, y con ella el valor de la k . Como la constante y la velocidad son directamente proporcionales ($v = k[A]^a$), si disminuye la constante disminuye la velocidad de la reacción.

OPCIÓN 3. ECUACIÓN DE ARRHENIUS. FORMA LOGARÍTMICA.

La ecuación de Arrhenius relaciona la constante de velocidad con la temperatura.

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{R} \frac{1}{T}$$

Esta ecuación se ajusta a la ecuación de una recta ($y = n + mx$) con $y = \ln k$, $x = \frac{1}{T}$, ordenada en el origen $n = \ln A$ y pendiente $m = -\frac{E_a}{R}$.



Al disminuir la temperatura, aumenta la parte negativa de la ecuación, por lo que va disminuyendo el valor de $\ln k$ y por tanto el valor de k . Como la constante y la velocidad son directamente proporcionales ($v = k[A]^a$), si disminuye la constante disminuye la velocidad de la reacción.

¹⁷ Truco mnemotécnico: “La ecuación de Arrhenius es capicúa” (1221 o 2112).

OPCIÓN 4. ECUACIÓN DE ARRHENIUS PARA 2 TEMPERATURAS.¹⁷

La ecuación de Arrhenius relaciona la constante de velocidad con la temperatura.

$$\ln \frac{k_1}{k_2} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Cuando disminuye la temperatura ($T_2 < T_1$), el paréntesis es positivo. Como la energía de activación (E_a) y R son positivos, la parte de la derecha de la ecuación es positiva, por lo que el logaritmo también:

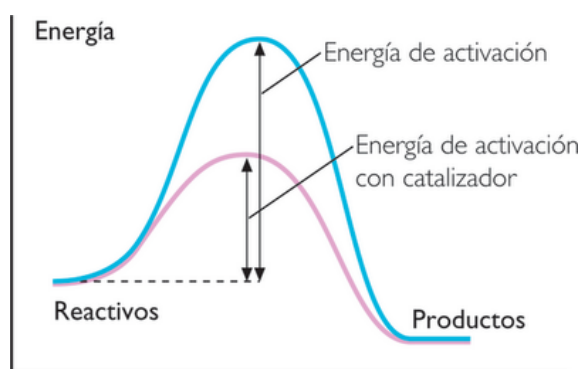
$$\ln \frac{k_1}{k_2} > 0$$

Para que el logaritmo sea positivo, el numerador debe ser mayor que el denominador, por lo que

$$\frac{k_1}{k_2} > 0 \longrightarrow k_1 > k_2$$

la constante disminuye. Como la constante y la velocidad son directamente proporcionales ($v = k[A]^n$), si disminuye la constante disminuye la velocidad de la reacción.

2. Un catalizador positivo actúa bajando la energía de activación del proceso, por lo que más moléculas tendrán la suficiente energía como para superar la barrera energética y dar la reacción y por ello aumenta la velocidad.



Pregunta 4

En un recipiente cerrado de 400 mL se introducen 1.280 gramos de bromo y 2.032 gramos de yodo. Se eleva la temperatura a 150 °C y se alcanza el equilibrio: $\text{Br}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{IBr}(\text{g})$. En estas condiciones el valor de K_C es 280.

a) **Averiguar** el valor del grado de disociación (expresado en %).

b) **Hallar** el valor de K_p para este equilibrio a 150 °C.

c) **Calcular** los gramos de yodo en el equilibrio.

Datos: Masas atómicas (u): Br=80; I=127; R=0.082 atm L mol⁻¹ K⁻¹

Puntuación máxima por apartado: a) 0.75 puntos; b) 0.50 puntos; c) 0.75 puntos

ERRATAS 1. El BrI no existe, el correcto es IBr. Las normas IUPAC nos indican que a la hora de formular un compuesto inorgánico, el elemento que va primero en la secuencia se coloca a la derecha.

2. a) No se puede calcular el grado de disociación de una reacción que no es una disociación. Habría dos α , una para cada reactivo. En este caso como da la casualidad de que los moles iniciales son idénticos y la estequiometría es 1:1, los supuestos α coinciden para los dos reactivos.

a) Se calculan los moles de yodo y bromo iniciales.

$$1.28 \text{ g Br}_2 \frac{1 \text{ mol Br}_2}{160 \text{ g Br}_2} = 8 \times 10^{-3} \text{ mol Br}_2$$

$$2.032 \text{ g I}_2 \frac{1 \text{ mol I}_2}{254 \text{ g I}_2} = 8 \times 10^{-3} \text{ mol I}_2$$

Se analizan las cantidades en la reacción con la ayuda de una tabla.

	$\text{Br}_2(\text{g})$	+	$\text{I}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{IBr}(\text{g})$
n_i	8×10^{-3}		8×10^{-3}		0
n_r	$-x$		$-x$		$2x$
n_{eq}	$8 \times 10^{-3} - x$		$8 \times 10^{-3} - x$		$2x$
C_{eq}	$\frac{8 \times 10^{-3} - x}{0.4}$		$\frac{8 \times 10^{-3} - x}{0.4}$		$\frac{2x}{0.4}$

Se utiliza la expresión de la constante de equilibrio en función de las concentraciones para hallar el valor de x .

$$K_C = \frac{[\text{IBr}]^2}{[\text{Br}_2][\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{2x}{0.4}\right)^2}{\left(\frac{8 \times 10^{-3} - x}{0.4}\right)^2} = 280$$

Hay que resolver esta ecuación de segundo grado, que tenemos la suerte de convertirla fácilmente en una de primer grado tomando raíces cuadradas a ambos lados. El volumen se puede simplificar.

$$\sqrt{\frac{\left(\frac{2x}{0.4}\right)^2}{\left(\frac{8 \times 10^{-3} - x}{0.4}\right)^2}} = \sqrt{280}$$

$$\frac{2x}{8 \times 10^{-3} - x} = \sqrt{280}$$

$$2x = \sqrt{280}(8 \times 10^{-3} - x)$$

$$x = 7.146 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

El supuesto grado de disociación, se calcularía como es habitual cantidad disociada entre cantidad inicial. Como en este caso los moles iniciales son iguales y la estequiometría entre los dos reactivos es 1:1, los supuestos grados de disociación serían iguales.

$$\alpha = \frac{x}{8 \times 10^{-3}} = \frac{7.146 \times 10^{-3}}{8 \times 10^{-3}} = 0.89$$

En tanto por ciento, $\alpha \cdot 100 = 89\%$

b) Para calcular la K_p usaremos la expresión que relaciona ambas constantes.

$$K_p = K_C(RT)^{\Delta n}$$

donde Δn es la diferencia entre los moles gaseosos de los productos y los reactivos. En este caso, $\Delta n = 2 - (1 + 1) = 0$ por lo que el valor de K_p coincide con el de K_C .

$$K_p = 280$$

Consideraciones EBAU Extremadura. Se podrán las constantes de equilibrio sin unidades.

c) Los moles de yodo en el equilibrio son

$$n_{eq}(I_2) = 8 \times 10^{-3} - x = 8 \times 10^{-3} - 7.146 = 8.54 \times 10^{-4} \text{ mol } I_2$$

Se pasan los moles a gramos.

$$8.54 \times 10^{-4} \text{ mol } I_2 \frac{254 \text{ g } I_2}{1 \text{ mol } I_2} = 0.217 \text{ g } I_2$$

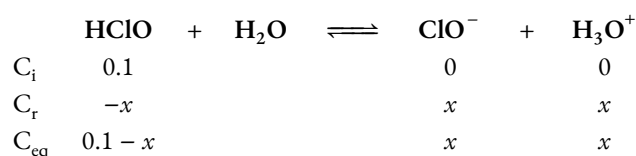
Pregunta 5

Se tiene una disolución 0.1 M de ácido hipocloroso, HClO ($K_a = 3.0 \times 10^{-8}$) y otra de la misma concentración de ácido nitroso, HNO_2 ($K_a = 4.6 \times 10^{-4}$), ambos, ácidos monoproticos débiles.

- a) **Calcular** el valor del grado de disociación (ionización) en disolución acuosa de ambos ácidos.
b) **Razonar** cuál de los dos proporciona pH más ácido.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto

a) Como ambos son ácidos débiles se encontrarán parcialmente disociados en agua, habrá equilibrio.



La x se halla con la expresión de la constante de ionización.

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} = \frac{x^2}{0.1 - x} = 3.0 \times 10^{-8}$$

En este caso, el ácido se encontrará muy poco ionizado, es decir, la x será muy pequeña por lo que se puede aproximar que $0.1 - x$ es aproximadamente 0.1. Esta aproximación se puede hacer siempre que la concentración inicial sea al menos 1000 veces mayor que la constante ($\frac{C_0}{K_a}$).

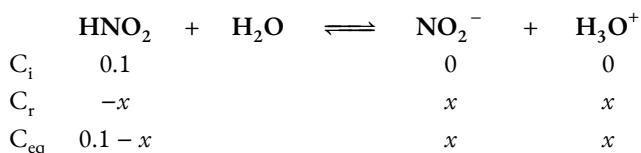
$$\frac{x^2}{0.1} = 3.0 \times 10^{-8}$$

$$x = 5.48 \times 10^{-5} \text{ M}$$

El grado de ionización es

$$\alpha = \frac{\text{cantidad disociada}}{\text{cantidad inicial}} = \frac{5.48 \times 10^{-5}}{0.1} = 5.48 \times 10^{-4}$$

$$\alpha(\%) = \alpha \cdot 100 = 5.48 \times 10^{-2} \%$$



La x se halla con la expresión de la constante de ionización.

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{x^2}{0.1 - x} = 4.6 \times 10^{-4}$$

En este caso, no se puede hacer la aproximación. Se resuelve la ecuación de segundo grado.

$$x^2 = 4.6 \times 10^{-4}(0.1 - x)$$

$$x^2 + 4.6 \times 10^{-4}x - 4.6 \times 10^{-5} = 0$$

$$x = 6.56 \times 10^{-3} \text{ M}$$

El grado de ionización es

$$\alpha = \frac{6.56 \times 10^{-3}}{0.1} = 6.56 \times 10^{-2}$$

$$\alpha(\%) = \alpha \cdot 100 = 6.56 \%$$

b)

Opción 1. La sustancia más ácida es la que aporta mayor concentración de protones (x) al medio, en este caso el ácido nitroso (HNO_2).

Opción 2. A igual concentración inicial, la sustancia con menor pH (más ácido) es el ácido más fuerte de los dos. Un ácido es más fuerte cuanto mayor es su constante de ionización, ya que se encontrará más ionizado, y aporta más concentración de protones al medio, en este caso el ácido nitroso (HNO_2).

Opción 3. Se calcula el pH de ambas disoluciones.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH}(\text{HClO}) = -\log 5.48 \cdot 10^{-5} = 4.26$$

$$\text{pH}(\text{HNO}_2) = -\log 6.56 \cdot 10^{-3} = 2.18$$

La disolución con pH más ácido es la de menor pH, la de ácido nitroso (HNO_2).

Pregunta 5

Sean las sustancias: A) H_2PO_4^- ; B) PO_4^{3-} ; C) NH_4^+ ; D) NO_3^- ; E) CO_3^{2-} .

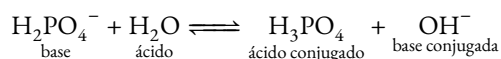
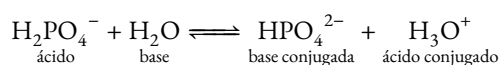
a) **Escribir** las reacciones que sufren las cinco sustancias con agua.

b) **Indicar** si las sustancias tienen carácter ácido, básico, neutro o anfótero.

Puntuación máxima por apartado: 1.0 punto

a y b) Según la teoría de Brønsted-Lowry una sustancia ácida actúa cediendo protones a otra sustancia (en este caso el agua) y una sustancia básica capta protones que le cede la otra sustancia (el agua). Una sustancia anfótera es capaz de actuar como ácido y como base.

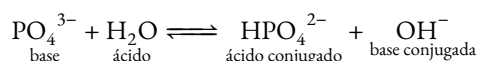
A)



¹⁸ **Consideraciones EBAU Uex:** Se utilizarán exclusivamente las nomenclaturas tradicional, de hidrógeno y de composición.

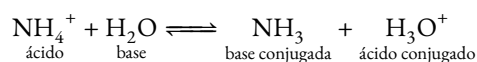
El ion dihidrógenofosfato o dihidrogeno(tetraoxidofosfato)(1-)¹⁸ (H_2PO_4^-) puede actuar frente al agua como ácido cediendo un protón o como base captando un protón, por tanto tiene carácter anfótero.

B)



El ion fosfato o tetraoxidofosfato(3-) (PO_4^{3-}) actúa como base frente al agua captando un protón, por tanto tiene carácter básico.

C)



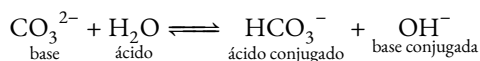
El ion amonio actúa como ácido frente al agua cediéndole un protón, por ello tiene carácter ácido.

D)



El ácido conjugado del ion nitrato o trioxidonitrato(3-) (NO_3^-) es el ácido nítrico o hidrogeno(trioxidonitrato) (HNO_3) que es un ácido fuerte. Por ello, el ion nitrato es una base de Brønsted-Lowry tan débil que la reacción se encuentra tan desplazada hacia la izquierda que se puede considerar que no reacciona con el agua. No es una base de Brønsted-Lowry, por tanto, presenta carácter neutro.

E)



El ion carbonato o trioxidocarbonato(2-) (CO_3^{2-}) actúa como base frente al agua captando un protón, por tanto tiene carácter básico.

Pregunta 7

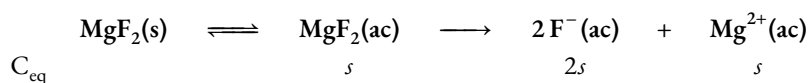
a) Sabiendo que el producto de solubilidad del MgF_2 es 6.4×10^{-9} , **calcular** la solubilidad del MgF_2 en g L^{-1} .

b) **Deducir** si se formará precipitado al mezclar 100 mL de disolución $3.0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ con 400 mL de disolución $5.0 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ de Na_2SO_4 . $K_{ps}(\text{PbSO}_4) = 1.6 \times 10^{-6}$.

Datos: Masas atómicas (u): F=19; Mg=24.3.

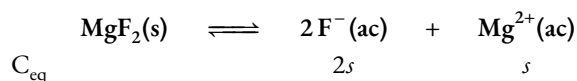
Puntuación máxima por apartado: 1.0 punto

a) La forma correcta de escribir la reacción de disolución es



En el sólido no se pone s porque no se encuentra disuelto.

pero como la segunda reacción es completa, la sal en disolución es un intermedio que se consume por lo que se puede simplificar y escribirlo como sigue:



Con la expresión de la constante de solubilidad se halla la solubilidad¹⁹.

¹⁹ De la expresión de la constante la solubilidad se obtiene en unidades de concentración molar.

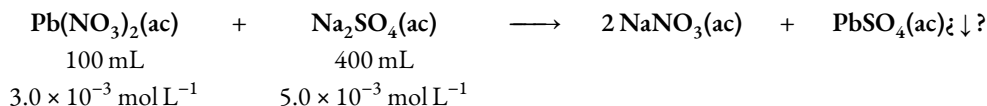
$$K_{ps} = [\text{F}^-]^2 [\text{Mg}^{2+}] = (2s)^2 s = 4s^3$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{6.4 \times 10^{-9}}{4}} = 4 \times 10^{-5} \text{ M}$$

El problema nos pide la solubilidad s en g L^{-1} . Se cambian las unidades mediante un factor de conversión.

$$s = 4 \times 10^{-5} \frac{\text{mol MgF}_2}{\text{L MgF}_2} \cdot \frac{62.3 \text{ g MgF}_2}{1 \text{ mol MgF}_2} = 2.492 \text{ g L}^{-1} \text{ MgF}_2$$

b)



1) Calcular nuevas concentraciones

Se mezclan dos volúmenes de dos disoluciones de sales solubles. Supondremos volúmenes aditivos, por lo que el volumen total será 500 mL. Lo primero que habrá que recalcular son las nuevas concentraciones de cada una de las sales.

Se hará uso de la ecuación para una dilución:

$$M_c \cdot V_c = M_d \cdot V_d$$

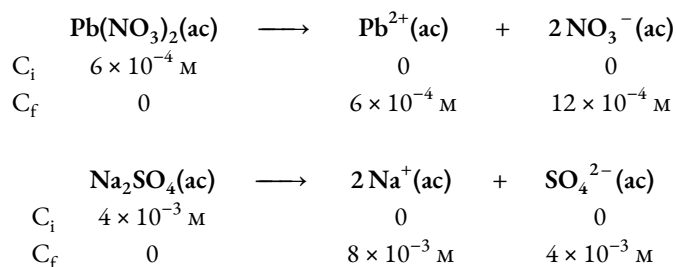
donde los subíndices c y d indican disolución concentrada y diluida, respectivamente.

$$[\text{Pb}(\text{NO}_3)_2] = \frac{3 \times 10^{-3} \text{ M} \cdot 0.1 \text{ L}}{0.5 \text{ L}} = 6 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{Na}_2\text{SO}_4] = \frac{5 \times 10^{-3} \text{ M} \cdot 0.4 \text{ L}}{0.5 \text{ L}} = 4 \times 10^{-3} \text{ M}$$

2) Escribir las reacciones de disociación de estas sales en agua

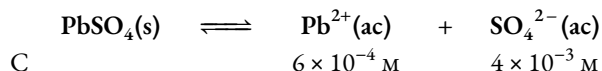
Estas sales en disolución acuosa se encuentran totalmente disociadas en sus iones ($\alpha = 1$).



3) Escribir el equilibrio de precipitación

²⁰ También se podría formar NaNO_3 pero como es una sal soluble no precipitará.

Se escribe el equilibrio de la sal que podría precipitar que es la sal poco soluble²⁰ (la que nos dan K_{ps}). Las concentraciones de cada ion son las que nos aportan las sales solubles del apartado anterior.



Se calcula el valor del cociente de reacción:

$$Q_{ps} = [\text{Pb}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 6 \times 10^{-4} \cdot 4 \times 10^{-3} = 2.4 \times 10^{-6}$$

Consideraciones EBAU UEx: Las constantes de equilibrio se pondrán sin unidades.

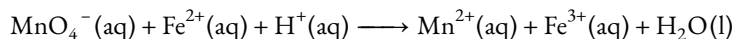
Como el valor que nos dan de la constante del producto de solubilidad es

$$K_{ps} = 1.6 \times 10^{-6}$$

precipita. Esto es debido a que el cociente de reacción es mayor que la constante ($Q_{ps} > K_{ps}$), por lo que habría más iones en disolución de los que permite la constante a esa temperatura.

Pregunta 8

Sea la reacción:

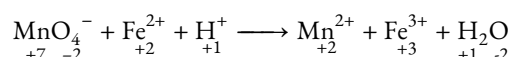


a) Escribir las reacciones de oxidación y reducción. **Ajustar** por el método del ion-electrón.

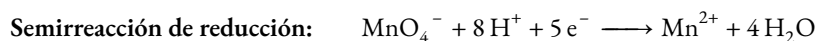
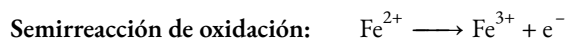
b) Indicar qué especie es el oxidante y cual el reductor.

Puntuación máxima por apartado: a) 1.25 puntos; b) 0.75 puntos

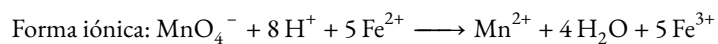
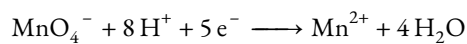
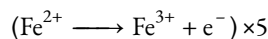
a) En primer lugar se hallan los estados de oxidación de todos los átomos que intervienen en la reacción.



El Mn reduce su estado de oxidación desde el +7 hasta +2, se está reduciendo. El Fe aumenta su estado de oxidación desde +2 hasta +3, se está oxidando. Las semirreacciones de oxidación y reducción son:



En las reacciones redox, los electrones que se pierden en la oxidación se ganan en la reducción, por lo que se intercambian el mismo número de electrones.



b) La especie que se oxida hace que la otra sufra una reducción, por tanto es la reductora. En este caso, el ion hierro(II) (Fe^{2+}) es el reductor.

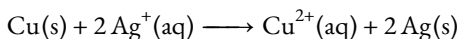
La especie que se reduce hace que la otra sufra una oxidación, por tanto es la especie oxidante. En este caso, el ion permanganato (MnO_4^-) es el oxidante.

Para ajustar el número de electrones se puede hacer de dos formas diferentes:

- 1) Balance de carga de la reacción.
- 2) Número de electrones que gana o pierde para modificar su estado de oxidación.

Pregunta 9

Sea la reacción:



a) **Escribir** las semirreacciones que tienen lugar en cada semipila, considerando que las disoluciones son de nitrato de plata y de nitrato de cobre(II).

b) **Indicar** qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo.

c) **Dibujar** la célula galvánica y marcar el sentido en que se mueven los electrones por el circuito externo. **Escribir** la notación de la pila.

d) **Calcular** la f.e.m. de la pila en condiciones estándar e indicar si la reacción será espontánea.

Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0.35 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0.80 \text{ V}$

Puntuación máxima por apartado: 0.5 puntos

a) El Cu aumenta su estado de oxidación desde 0 hasta +2, se está oxidando. La Ag reduce su estado de oxidación desde +1 hasta 0, se está reduce. Las semirreacciones de oxidación y reducción son:

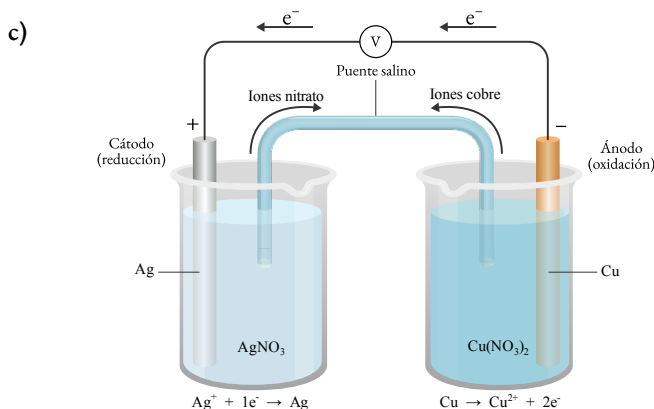
Semirreacción de oxidación (ÁNODO): $\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ $E^\circ(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = -0.35 \text{ V}$

Semirreacción de reducción (CÁTODO): $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$ $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0.80 \text{ V}$

b) El electrodo que actúa como **ánodo** (polo -) es en el que se produce la semirreacción de oxidación, el electrodo de Ag^+/Ag . El electrodo que actúa como **cátodo** (polo +) es en el que se produce la semirreacción de reducción, el electrodo de Cu^{2+}/Cu .

Figura 1.1: Celda galvánica construida con un electrodo de plata y otro de cobre introducidos en disoluciones de una sal que contiene sus iones.

Fuente: <https://fisiquimicamente.com>
Traducida y adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/general-chemistry/galvanic-cells/>.



Notación pila²¹: $\text{Cu(s)}|\text{Cu}^{2+}(1 \text{ M})||\text{Ag}^+(1 \text{ M})|\text{Ag(s)}$

d) La **fuerza electromotriz de la pila (f.e.m.)** se calcula sumando los potenciales de oxidación y reducción de las semirreacciones²²:

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) + E^\circ(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = 0.80 + (-0.35) = 0.45 \text{ V}$$

La **espontaneidad** de una reacción viene dada por el signo de la energía libre de Gibbs, que para una reacción redox puede calcularse a través de la expresión

$$\Delta G = -nFE^\circ$$

donde n son los moles de electrones intercambiados y F la constante de Faraday. Como en este caso el potencial estándar de la pila es positivo, la energía libre de Gibbs es negativa por lo que la reacción es **ESPONTÁNEA**.

²¹ Los iones se pueden poner en disolución acuosa (ac) o (aq) o bien, como se trabaja en condiciones normales poner concentración 1 M.

²² También puede calcularse con los potenciales de REDUCCIÓN:

$$\begin{aligned} E^\circ_{\text{pila}} &= E^\circ_{\text{CÁTODO}} - E^\circ_{\text{ÁNODO}} \\ E^\circ_{\text{pila}} &= E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) - E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) \\ E^\circ_{\text{pila}} &= 0.8 - 0.35 = 0.45 \text{ V} \end{aligned}$$

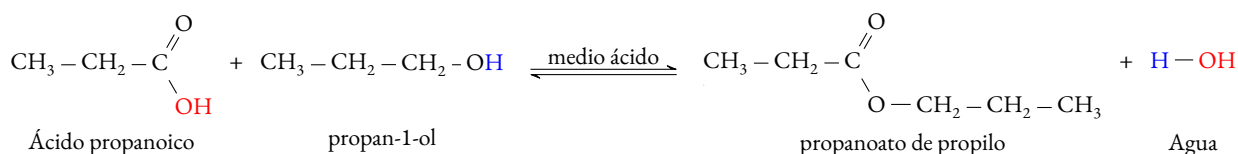
Pregunta 10

Completar las siguientes reacciones, indicando el tipo de reacción y nombrando los productos finales. Indicando, donde proceda, el producto mayoritario.

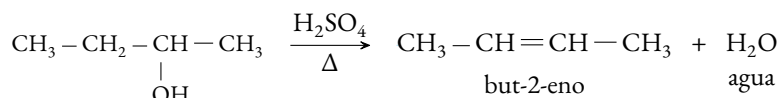
- a) Ácido propanoico + propan-1-ol (en medio ácido) $\longrightarrow$
 b) Butan-2-ol en presencia de ácido sulfúrico caliente $\longrightarrow$
 c) Eteno + cloro (g) $\longrightarrow$
 d) Propeno + agua $\longrightarrow$

Puntuación máxima por apartado: 0.5 puntos

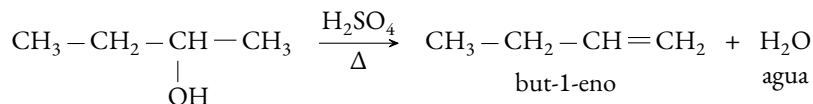
a) Se trata de una reacción de condensación, en concreto una esterificación (ácido + alcohol $\longrightarrow$ sal + agua).



b) Se trata de una reacción de eliminación, en concreto de una deshidratación de alcoholes. Se produce en medio ácido, generalmente H_2SO_4 , y calor. La deshidratación (pérdida de una molécula de agua) produce, mayoritariamente, el doble enlace más sustituido siguiendo la *regla de Zaitsev*.

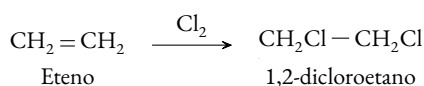


Producto mayoritario



Producto minoritario

c) Se trata de una reacción de adición a un doble enlace, en concreto una halogenación de alquenos.



d) Se trata de una reacción de adición a un doble enlace, en este caso una hidratación de alquenos. El agua H_2O se añade al enlace múltiple siguiendo la *regla de Markovnikov* que establece que la adición de un reactivo de tipo HX (H_2O , HCl ,...) a un doble enlace da lugar a un producto mayoritario en el que el hidrógeno se une al carbono menos sustituido (con más H). El otro producto posible también se forma, pero en menor proporción.

