

Este documento contén as respostas da IA ([Gemini](#)) gratuita de Google ao [modelo 2 da CIUG de exame de Química](#)

As respostas en **cor vermella** considéroas erróneas. Nalgúns casos chateo coa IA sinalando algún erro e ás veces consigo que rectifique.

Os parágrafos entre *paréntese en cursiva* levan comentarios meus dalgunhas das respostas obtidas.

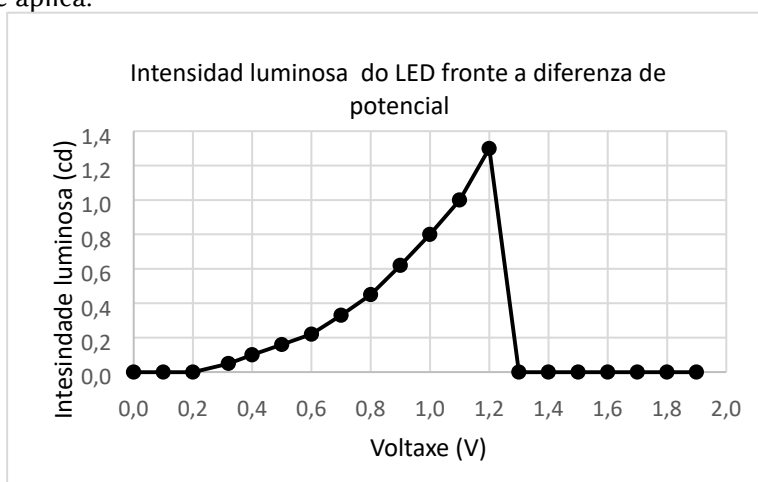
Nalgún caso pedínlle a solución para obter a máxima cualificación. Neses casos a IA inclúe comentarios de como facelo.

Aínda que lle pedía que dese a resposta en galego, a maior parte das respostas viñan en castelán. Empeguei <https://tradutor.cixug.gal> para pasalas ao galego.

[Alfonso Barbadillo](#)

1. PREGUNTA 1. DESTREZAS BÁSICAS DA QUÍMICA / REACCIÓNS QUÍMICAS.

Un LED é un díodo que emite luz cando se somete a unha diferenza de potencial (voltaxe) mínima que se coñece coma tensión limiar. Por outro lado, cando se supera unha determinada voltaxe o díodo fúndese polo efecto joule. A gráfica amosa a intensidade de luz emitida por un díodo en función da voltaxe que se lle aplica.



O obxectivo desta actividade é deseñar unha pila galvánica que faga funcionar o LED; para dito fin dispón dos seguintes reactivos: Unha lámina de cobre, unha lámina de cinc, unha lámina de magnesio; disolucións de sulfato de cobre, sulfato de cinc, sulfato de magnesio e de ioduro de potasio.

a) Elixas os eléctrodos para a pila, indicando a reacción final e as semirreaccións implicadas.

Xustifique a súa elección.

b) Realice un esquema da pila, indicando todos os materiais e reactivos necesarios para a mesma. O esquema debe incluír o sentido del fluxo dos electróns.

c) Que lle sucederá a masa do cátodo: aumentará ou diminuírá co paso do tempo? Xustifique a súa resposta.

Datos: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$

Solución:

1.a) Elección dos eléctrodos e reaccións

Análise do gráfico:

- O LED comeza a emitir luz a partir dunha determinada tensión (tensión limiar).
- A intensidade luminosa aumenta coa tensión até un máximo, e logo diminúe abruptamente, o que indica que o LED fúndese por efecto Joule.

Selección dos eléctrodos: Para obter a maior tensión posible e acender o LED, debemos elixir os eléctrodos coa maior diferenza de potencial estándar (E°). Neste caso, a combinación que ofrece unha maior diferenza de potencial é:

- Cátodo: Lámina de cobre (Cu)
- **Ánodo: Lámina de magnesio (Mg)**

Xustificación:

- O cobre ten un potencial de redución máis positivo (+0,34 V), o que o converte nun bo candidato para gañar electróns e actuar como cátodo.

- O magnesio ten un potencial de redución moi negativo ($-2,37\text{ V}$), o que o converte nun bo candidato para perder electróns e actuar como ánodo.
- A diferenza de potencial entre ambos eléctrodos é de $2,71\text{ V}$, o que supera amplamente a tensión limiar do LED e garante que se acenda.

Reaccións:

Semirreacción de oxidación (ánodo): $\text{Mg(s)} \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

Semirreacción de redución (cátodo): $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$

Reacción global: $\text{Mg(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$

b) Esquema da pila

Descrición do esquema:

- Ánodo: Lámina de magnesio mergullada nunha disolución de sulfato de magnesio (MgSO_4).
- Cátodo: Lámina de cobre mergullada nunha disolución de sulfato de cobre (CuSO_4).
- Ponte salina: Un tubo en forma de U cheo dunha solución saturada de KNO_3 ou KCl para manter a neutralidade eléctrica.
- Fluxo de electróns: Os electróns flúen do ánodo (Mg) ao cátodo (Cu) a través dun cable condutor externo, xerando unha corrente eléctrica.
- Fluxo de ións: Os ións Mg^{2+} migran cara ao cátodo a través da ponte salina, mentres que os ións SO_4^{2-} migran cara ao ánodo.

c) Variación da masa do cátodo

A masa do cátodo (lámina de cobre) aumentará co paso do tempo.

Xustificación:

- Na semirreacción de redución do cátodo, os ións Cu^{2+} gañan electróns e deposítanse como cobre metálico sobre a superficie da lámina.
- A medida que a reacción progresa, deposítase máis cobre sobre a lámina, o que aumenta a súa masa.

Conclusión

A pila galvánica deseñada cos eléctrodos de magnesio e cobre, utilizando as disolucións de sulfato de magnesio e sulfato de cobre, é capaz de xerar suficiente voltaxe para acender o LED. A masa do cátodo (lámina de cobre) aumentará a medida que a reacción avanza debido á deposición de cobre metálico.

Importante: É fundamental realizar este experimento baixo a supervisión dun profesor ou nun laboratorio equipado, seguindo as normas de seguridade correspondentes.

Nota: Para unha resposta máis completa e personalizada, sería conveniente contar con máis información sobre as concentracións das disolucións, a temperatura á que se realiza o experimento e outros factores que poderían influír no rendemento da pila.

(Hai un problema. O díodo funde por enriba de $1,2\text{ V}$, polo que, con esta voltaxe, o díodo fundiría e deixaría de funcionar.)

Tes toda a razón! Identificaches un erro crucial na proposta inicial.

Análise do problema:

Tensión de funcionamento do LED: O gráfico mostra claramente que o LED alcanza a súa máxima intensidade luminosa aos $1,2\text{ V}$. A partir deste punto, calquera aumento de tensión provoca a fundición do LED debido ao efecto Joule.

Tensión da pila A pila proposta, con eléctrodos de Mg e Cu, xera unha tensión de $2,71\text{ V}$, o cal é significativamente superior á tensión máxima que pode soportar o LED.

Solución ao problema:

Dado que a tensión da pila é demasiado alta para o LED, necesitamos reducila. Hai varias formas de lograr isto:

- Modificar a pila:
 - Cambiar un dos eléctrodos: Substituír o eléctrodo de magnesio por un de zinc reduciría a tensión da pila a aproximadamente $1,1\text{ V}$, o que estaría dentro do rango de funcionamento seguro do LED.
 - Utilizar un sal ponte diferente: Empregar un sal ponte con ións que teñan unha menor mobilidade podería aumentar a resistencia interna da pila e reducir a tensión de saída.
- Engadir unha resistencia en serie:
 - Función da resistencia: Unha resistencia en serie co LED limita a corrente que flúe a través do circuíto, o que reduce a tensión no LED e evita que se funda.

- Cálculo do valor da resistencia: O valor da resistencia dependerá da corrente máxima que poida soportar o LED e da tensión da pila.
Consideracións adicionais:
Eficiencia: Ao engadir unha resistencia, parte da enerxía da pila disiparase en forma de calor na resistencia, o que reducirá a eficiencia do circuito.
Duración da pila: A resistencia tamén afectará a duración da pila, xa que aumentará a corrente total que circula polo circuito.

Proposta de solución:

Considerando os factores mencionados, unha solución práctica podería ser:

- Cambiar o eléctrodo de magnesio por un de zinc.
- Engadir unha resistencia en serie para axustar a tensión no LED a un valor seguro (por exemplo, 1,1 V).

Novo esquema da pila:

(A IA fixo varios esquemas da pila que eu non fun capaz de entender, polo que non os inclúo aquí)

Explicación do esquema:

- Ánodo: Lámina de zinc mergullada nunha disolución de sulfato de zinc (ZnSO_4). O zinc se oxida, perdendo electróns e formando ións Zn^{2+} .
- Cátodo: Lámina de cobre mergullada nunha disolución de sulfato de cobre (CuSO_4). Os ións Cu^{2+} gañan electróns e redúcense a cobre metálico, depositándose sobre a lámina.
- Ponte salina: Un tubo en forma de U cheo dunha solución saturada de KCl para manter a neutralidade eléctrica. Os ións K^+ migran cara ao cátodo e os ións NO_3^- cara ao ánodo.
- Fluxo de electróns: Os electróns flúen do ánodo (Zn) cara ao cátodo (Cu) a través do cable externo.

Reaccións:

Ánodo: $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^-$

Cátodo: $\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu(s)}$

Reacción global: $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$

Con esta modificación, a pila xerará unha tensión axeitada para acender o LED sen danalo.

2. PREGUNTA 2. REACCIÓNS QUÍMICAS

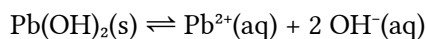
Responda estes tres apartados: Sabendo que a 25 °C o produto de solubilidade do Pb(OH)_2 é $2,8 \cdot 10^{-16}$:

- Calcule a solubilidade do Pb(OH)_2 en g/L.
- Determine o valor do pH da devandita disolución.
- Calcule cal será a solubilidade do hidróxido de chumbo(II), en moles/L, nunha disolución acuosa 1,0 M de cloruro de chumbo(II) totalmente dissociado.

Solución:

2.a) Cálculo da solubilidade do Pb(OH)_2 en g/L:

Escribir a ecuación de solubilidade:



Definir a solubilidade (s): Sexa «s» a solubilidade molar do Pb(OH)_2 , entón:

$$\begin{aligned} [\text{Pb}^{2+}] &= s \\ [\text{OH}^-] &= 2s \end{aligned}$$

Utilizar o produto de solubilidade:

$$\begin{aligned} K_{\text{ps}} &= [\text{Pb}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = s(2s)^2 = 4s^3 \\ 2,8 \cdot 10^{-16} &= 4s^3 \end{aligned}$$

Resolver para s:

$$\begin{aligned} s^3 &= 7,0 \cdot 10^{-17} \\ s &= 9,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Converter a g/L: (Masa molar de $\text{Pb(OH)}_2 = 241 \text{ g/mol}$)

$$s' = 9,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} \cdot 241 \text{ g/mol} \approx 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$$

2.b) Determinación do pH da disolución:

Calcular a concentración de OH^- :

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2 \cdot 9,0 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L} = 1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

Calcular o pOH:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) \approx 4,74$$

Calcular o pH:

$$\begin{aligned}\text{pH} + \text{pOH} &= 14 \\ \text{pH} &= 14 - 4,74 \approx 9,26\end{aligned}$$

2.c) Cálculo da solubilidade en presenza de cloruro de chumbo(II):

Efecto do ión común: A presenza de Cl^- non afecta directamente a solubilidade do $\text{Pb}(\text{OH})_2$, pero a presenza de Pb^{2+} proveniente do cloruro de chumbo(II) si o fará.

Nova expresión do K_{ps} :

$$\begin{aligned}K_{\text{ps}} &= [\text{Pb}^{2+}][\text{OH}^-]^2 \\ 2,8 \cdot 10^{-16} &= (1,0 + s)(2s)^2\end{aligned}$$

Aproximación: Dado que K_{ps} é moi pequeno, podemos asumir que $s \ll 1,0$, por tanto: $1,0 + s \approx 1,0$

Resolver para s :

$$\begin{aligned}2,8 \cdot 10^{-16} &= 1,0 \cdot (2s)^2 \\ s^2 &= 7,0 \cdot 10^{-17} \\ s &\approx 8,4 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}\end{aligned}$$

Importante: Lembra que nunha proba de acceso á universidade, é fundamental mostrar todos os pasos dos teus cálculos e xustificar as túas respostas.

3. PREGUNTA 3. ENLACE QUÍMICO E ESTRUCTURA DA MATERIA.

- Discuta razoadamente cal terá menor raio iónico: Cl^- ou N^{3-} .
- Indique razoadamente cal das seguintes configuracións electrónicas corresponde a un átomo en estado fundamental, cal a un átomo excitado e cal non é posible: $1s^2 2s^1 2p^1$, $1s^2 2s^2 2p^3$ e $(\text{Ne}) 3s^2 3p^6 3d^{12}$
- Responda un destes dous apartados:
 - Para o ión NH_4^+ escriba a estrutura de Lewis e discuta razoadamente cal será a xeometría electrónica e molecular segundo a teoría de repulsión dos pares electrónicos da capa de valencia (TRPECV).
 - Explique razoadamente que orbitais híbridos empregará o átomo central de silicio na molécula de SiH_4 , para formar os enlaces correspondentes, sabendo que a súa xeometría electrónica é tetraédrica.

Solución:

3.a) Raio iónico de Cl^- e N^{3-} : Unha análise comparativa.

Para determinar cal dos dous ións, Cl^- ou N^{3-} , ten un raio iónico menor, debemos considerar varios factores que inflúen no tamaño dun ión:

- Carga nuclear efectiva: A carga nuclear efectiva é a forza con que o núcleo atrae os electróns. Canto maior sexa esta forza, máis atraídos estarán os electróns ao núcleo e menor será o raio iónico.
- Número de niveis de enerxía: A medida que aumenta o número de niveis de enerxía, aumenta o tamaño do ión.
- Repulsión electrónica: A repulsión entre os electróns tamén inflúe no tamaño do ión. Canto maior sexa a repulsión, maior será o raio iónico.

Análise dos ións:

- Cl^- : O cloro (Cl) ten 17 electróns. Ao gañar un electrón para formar o ión cloruro (Cl^-), ten 18 electróns distribuídos en tres niveis de enerxía. A carga nuclear efectiva sobre cada electrón é relativamente alta debido ao elevado número atómico do cloro.
- N^{3-} : O nitróxeno (N) ten 7 electróns. Ao gañar tres electróns para formar o ión nitruro (N^{3-}), ten 10 electróns distribuídos en dous niveis de enerxía. A carga nuclear efectiva sobre cada electrón é menor que no caso do cloro debido ao menor número atómico do nitróxeno.

Conclusión:

- Raio iónico de Cl^- : A pesar de ter un electrón máis que o N^{3-} , o Cl^- ten un raio iónico menor debido á maior carga nuclear efectiva que experimenta cada electrón. Esta maior forza de atracción do núcleo compensa o efecto repulsivo dos electróns adicionais.
- Raio iónico de N^{3-} : O N^{3-} , a pesar de ter menos electróns que o Cl^- , ten un raio iónico maior debido a unha menor carga nuclear efectiva. A menor atracción do núcleo sobre os electróns, combinada coa repulsión entre os electróns adicionais, provoca un aumento no raio iónico.

Resposta final:

O ión con menor raio iónico é o Cl^- . Isto débese a que a maior carga nuclear efectiva no cloro compensa o efecto da maior cantidade de electróns, facendo que o raio iónico sexa menor que no nitruro.

En resumo:

- Maior carga nuclear efectiva: Menor raio iónico.
- Menor número de niveis de enerxía: Menor raio iónico.
- Maior repulsión electrónica: Maior raio iónico.

Ao aplicar estes principios aos ións Cl^- e N^{3-} , podemos concluír que o cloro ten un raio iónico menor debido á súa maior carga nuclear efectiva.

Conclusión incorrecta. Os radios iónicos tabulados son: $r(\text{N}^{3-}) = 1,32$ e $r(\text{Cl}^-) = 1,67$. Parece que o maior número de niveis de enerxía é o factor máis importante.

3.b) Análise das configuracións electrónicas

Para responder a esta pregunta, debemos recordar os principios que rexen a distribución dos electróns nos átomos:

- Principio de Aufbau: Os electróns ocupan os orbitais de menor enerxía primeiro.
- Principio de exclusión de Pauli: Nun orbital só poden haber dous electróns como máximo e deben ter spins opostos.
- Regra de Hund: Os electróns distribúense de forma que haxa o maior número posible de electróns desapareados con spin paralelo nos orbitais da mesma enerxía.

Análise de cada configuración:

- $1s^2 2s^1 2p^1$: **Esta configuración respecta os principios mencionados. Os electróns ocupan os orbitais de menor enerxía e hai un electrón desapareado no orbital 2p. Corresponde a un átomo en estado fundamental.**

(Corresponde a un átomo (Be) en estado excitado. No estado fundamental a configuración sería: $1s^2 2s^2$)

- $1s^2 2s^2 2p^3$: Esta configuración tamén cumpre cos principios. Os electróns ocupan os orbitais de menor enerxía e hai tres electróns desapareados nos orbitais 2p, seguindo a regra de Hund. Corresponde a un átomo en estado fundamental.
- (Ne) $3s^2 3p^6 3d^{12}$: Esta configuración non é posible. O subnivel d pode conter como máximo 10 electróns. Ter 12 electróns no subnivel 3d viola o principio de exclusión de Pauli.

Conclusión:

- Estado fundamental: $1s^2 2s^1 2p^1$ e $1s^2 2s^2 2p^3$.
- Estado excitado: $1s^2 2s^1 2p^1$. Ningunha das configuracións dadas corresponde a un estado excitado. Un estado excitado implica que un electrón absorbeu enerxía e saltou a un nivel de enerxía superior. Ningunha das configuracións presenta un electrón nun nivel de enerxía superior ao esperado para o estado fundamental.
- Non posible: (Ne) $3s^2 3p^6 3d^{12}$.

3.c.1) Estrutura de Lewis do NH_4^+ :

Para construír a estrutura de Lewis do NH_4^+ , primeiro debemos contar os electróns de valencia:

Nitróxeno (N): 5 electróns de valencia

Hidróxeno (H): 1 electrón de valencia cada un, e temos 4 hidróxenos, por tanto, 4 electróns de valencia.

En total, temos $5 + 4 = 9$ electróns de valencia. Con todo, como o ión ten unha carga positiva, debemos restar un electrón. Por tanto, traballaremos con 8 electróns.

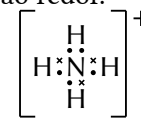
O nitróxeno, como elemento menos electronegativo, colócase no centro e os hidróxenos ao seu ao redor. Fórmanse catro enlaces simples N-H, utilizando os 8 electróns dispoñíbles:

Xeometría electrónica e molecular segundo a TRPECV:

A TRPECV dinos que os pares de electróns (tanto os que forman enlaces como os pares solitarios) repélense entre si e tenden a situarse o máis lonxe posible uns doutros. No caso do NH_4^+ :

Número de pares de electróns ao redor do átomo central (N): 4 (correspondentes aos 4 enlaces N-H).

Pares solitarios: Non hai pares solitarios no nitróxeno.

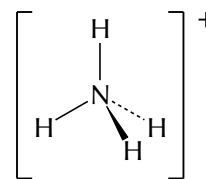


Xeometría electrónica:

Con 4 pares de electróns ao redor do átomo central e sen pares solitarios, a xeometría electrónica é tetraédrica. Isto significa que os catro pares de electróns sitúanse nos vértices dun tetraedro, con ángulos de enlace de aproximadamente $109,5^\circ$.

Xeometría molecular:

Dado que todos os pares de electróns ao redor do nitróxeno forman enlaces, a xeometría molecular tamén é tetraédrica. Isto significa que os catro átomos de hidróxeno atópanse nos vértices dun tetraedro, co átomo de nitróxeno no centro.



Conclusión:

Segundo a teoría de repulsión dos pares electrónicos da capa de valencia (TRPECV), a xeometría electrónica e molecular do ion amonio (NH_4^+) é tetraédrica. Esta forma xeométrica débese á repulsión entre os catro pares de electróns enlazantes ao redor do átomo de nitróxeno, que se distribúen de maneira que maximicen a distancia entre eles.

En resumo:

Estrutura de Lewis: O nitróxeno forma catro enlaces simples cos hidróxenos, utilizando 8 electróns.

Xeometría electrónica: Tetraédrica, co catro pares de electróns situados nos vértices dun tetraedro.

Xeometría molecular: Tetraédrica, cos catro átomos de hidróxeno situados nos vértices dun tetraedro.

Esta xeometría tetraédrica do NH_4^+ é moi estable debido á simetría e a distribución uniforme da carga positiva no ión.

3.c.2) Para determinar os orbitais híbridos empregados polo átomo central de silicio (Si) na molécula de SiI_4 , debemos analizar a súa xeometría electrónica e a natureza dos enlaces que forma.

1. Xeometría Electrónica: A molécula de SiI_4 presenta unha xeometría tetraédrica. Isto significa que o átomo central de silicio está rodeado por catro pares de electróns, todos eles implicados en enlaces covalentes co iodo.
2. Hibridación: Para acomodar estes catro pares de electróns de forma que adopten unha disposición tetraédrica no espazo, o átomo de silicio debe someterse a un proceso de hibridación. Neste caso, o orbital s e os tres orbitais p do nivel de valencia do silicio se combinan para formar catro orbitais híbridos equivalentes.
3. Orbitais híbridos sp^3 : Os catro orbitais híbridos resultantes son chamados orbitais sp^3 . Cada un deles ten a mesma forma e enerxía, e están orientados no espazo de forma que os lóbulos apuntan cara aos vértices dun tetraedro.
4. Formación dos enlaces: Cada un destes orbitais híbridos sp^3 do silicio se solapa cun orbital p do iodo para formar un enlace covalente sigma (σ). Estes enlaces sigma son enlaces fortes e direccionais, o que explica a forma tetraédrica da molécula.

Conclusión: O átomo central de silicio na molécula de SiI_4 utiliza **orbitais híbridos sp^3** para formar os catro enlaces covalentes sigma co iodo. Esta hibridación permite que os pares de electróns ao redor do silicio se distribúen no espazo de forma a minimizar a repulsión electrónica e alcanzar unha configuración máis estable.

Razoamento adicional (Opcional):

- A hibridación sp^3 é a máis común para os átomos que forman catro enlaces covalentes simples.
- A forma tetraédrica é a xeometría máis estable para minimizar a repulsión entre os pares de electróns de valencia.
- A formación de enlaces sigma a través da solapación frontal de orbitais híbridos sp^3 e orbitais p é un mecanismo común na formación de moléculas covalentes.

En resumo: A elección dos orbitais híbridos sp^3 para o silicio na molécula de SiI_4 está directamente relacionada coa súa xeometría tetraédrica e co desexo de formar enlaces covalentes fortes e direccionais. Esta hi-

bridación é un concepto fundamental na teoría de enlace de valencia e permite explicar a estrutura e as propiedades de numerosas moléculas.

Nota: Esta resposta aborda os aspectos clave da pregunta de forma clara e concisa, utilizando unha terminoloxía adecuada e proporcionando unha explicación detallada do proceso de hibridación. Ademais, inclúe un razoamento adicional que pode fortalecer a resposta e demostrar un coñecemento máis profundo do tema.

Consellos para un alumno:

- Organiza a resposta: Introduce os conceptos de xeometría electrónica, hibridación e orbitais híbridos de forma clara e ordenada.
- Utiliza unha linguaxe precisa: Emprega a terminoloxía química correcta e evita ambigüidades.
- Razona as túas afirmacións: Explica por que escolliches os orbitais híbridos sp^3 e como se relacionan coa xeometría da molécula.
- Representa graficamente: Se tes tempo, podes realizar un diagrama simple para ilustrar a hibridación e a formación dos enlaces.

Seguindo estas pautas, un alumno poderá obter unha alta cualificación nesta pregunta e demostrar un sólido dominio dos conceptos de química inorgánica.

4. PREGUNTA 4. QUÍMICA ORGÁNICA / REACCIÓNS QUÍMICAS

a) Nomee os seguintes compostos orgánicos e identifique o grupo funcional presente en cada un deles:

(1) $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ (2) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$ (3) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ (4) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH-CHO}$

b) Escriba a reacción que ten lugar entre os compostos (2) e (3), nomeando o produto obtido e indicando que tipo de reacción é a que se leva a cabo.

c) Responda un destes dous apartados:

(c.1) Discuta razoadamente que compostos do apartado 4.a) presentan isomería óptica ou isomería xeométrica.

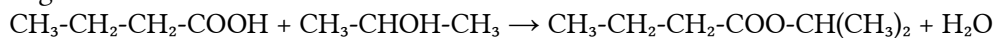
(c.2) Dadas dúas disolucións da mesma concentración inicial, unha de ácido clorhídrico e outra de ácido acético cuxa $K_a = 1,79 \cdot 10^{-5}$, discuta razoadamente cal delas terá un pH menor.

Solución:

4.a)

- (1) $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$: Propanona ou acetona. Grupo funcional: cetona.
- (2) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-COOH}$: Ácido butanoico. Grupo funcional: ácido carboxílico.
- (3) $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$: Propan-2-ol ou isopropanol. Grupo funcional: alcohol secundario.
- (4) $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH-CHO}$: Pent-3-enal. Grupos funcionais: alqueno e aldehído.

4.b) A reacción entre o ácido butanoico (2) e o propan-2-ol (3) é unha esterificación. Formarase un éster e auga:



O produto obtido é o butanoato de isopropilo.

4.c.1) Isomería óptica: Para que un composto presente isomería óptica debe ter un átomo de carbono asimétrico (un carbono unido a catro substituíntes diferentes). Ningún dos compostos do apartado a) ten un carbono asimétrico, polo tanto, ningún presenta isomería óptica.

Por que o carbono 2 do propan-2-ol ($\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$) non é un carbono asimétrico?

Para que un carbono sexa asimétrico, debe estar unido a catro grupos diferentes. No carbono 2 do propan-2-ol, temos:

- Un grupo metilo ($-\text{CH}_3$) ao carón.
- Outro grupo metilo ($-\text{CH}_3$) alén.
- Un grupo hidroxilo ($-\text{OH}$).
- Un grupo etilo ($-\text{CH}_2\text{-CH}_3$).

Aínda que ten tres grupos diferentes, ten dous grupos metilo que son idénticos. É dicir, os dous grupos $-\text{CH}_3$ son indistinguibles entre si.

Para que sexa un carbono asimétrico, os catro grupos unidos ao carbono deben ser completamente diferentes. Neste caso, ao ter dous grupos metilos, o carbono 2 non cumpre esta condición e, por tanto, non é un carbono asimétrico.

En resumo: A presenza de dous grupos metilos idénticos unidos ao carbono 2 do propan-2-ol impide que este carbono sexa asimétrico e, en consecuencia, que a molécula presente isomería óptica.

Isomería xeométrica: A isomería xeométrica se dá en alquenos con un dobre enlace e dous substituíntes diferentes en cada carbono do dobre enlace. O composto (4), pent-3-enal, cumpre esta condición, polo tanto, presenta isomería xeométrica.

4.c.2)

O pH dunha disolución está relacionado coa concentración de ións hidronio (H^+). Un ácido forte, como o ácido clorhídrico (HCl), ionízase completamente en auga, liberando unha gran cantidade de ións H^+ . Por outra banda, un ácido débil, como o ácido acético, ionízase parcialmente.

A disolución de ácido clorhídrico terá un pH menor que a disolución de ácido acético da mesma concentración inicial. Isto débese a que o HCl produce unha maior concentración de ións H^+ , o que fai que a disolución sexa máis ácida e, polo tanto, teña un pH máis baixo.

Explicación máis detallada:

- Ácido forte (HCl): Ionízase completamente, liberando unha gran cantidade de ións H^+ .
- Ácido débil (ácido acético): Ionízase parcialmente, liberando unha menor cantidade de ións H^+ .
- pH: Cuanto maior a concentración de ións H^+ , menor será o valor de pH (a disolución é máis ácida).

Conclusión: Ao ser o HCl un ácido forte e o ácido acético un ácido débil, a disolución de HCl terá un pH menor a igual concentración.

Nota: Para un cálculo máis preciso do pH, poderíase utilizar a constante de disociación ácida (K_a) do ácido acético e a fórmula do pH.

Esta resposta aborda os conceptos clave de cada apartado e ofrece unha explicación clara e concisa. Ademais, a resposta para o apartado c.2 inclúe unha explicación máis detallada para os estudantes que desexen profundar no tema.

Actualizado: 24/09/24