

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** considérasas 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.

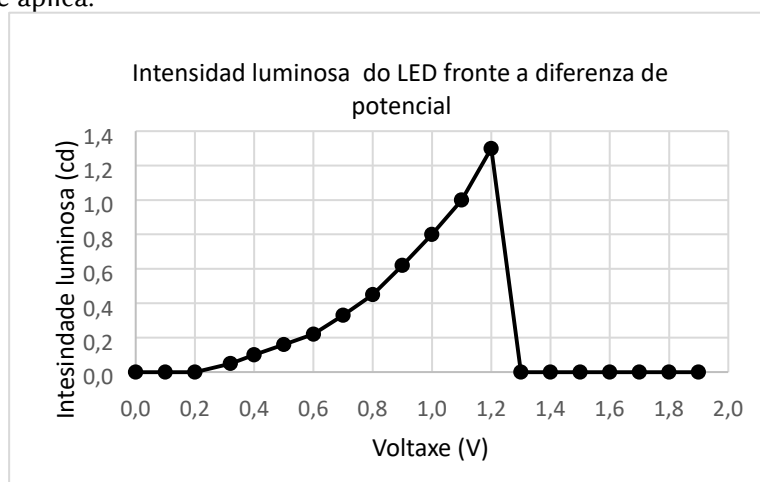
Nalgún caso pedínlle a solución para obter a máxima cualificación. Neses casos a IA inclúe comentarios de como facelo.

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) Elix a 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 diminuirá co paso do tempo? Xustifique a súa resposta.

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

### 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 ( $E^\circ$ ). 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 ( $\text{MgSO}_4$ ).
- Cátodo: Lámina de cobre mergullada nunha disolución de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ).
- Ponte salina: Un tubo en forma de U cheo dunha solución saturada de  $\text{KNO}_3$  ou  $\text{KCl}$  para manter a neutralidade eléctrica.
- Fluxo de electróns: Os electróns flúen do ánodo ( $\text{Mg}$ ) ao cátodo ( $\text{Cu}$ ) a través dun cable condutor externo, xerando unha corrente eléctrica.
- Fluxo de ións: Os ións  $\text{Mg}^{2+}$  migran cara ao cátodo a través da ponte salina, mentres que os ións  $\text{SO}_4^{2-}$  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  $\text{Cu}^{2+}$  gañan electróns e depositáanse como cobre metálico sobre a superficie da lámina.
- A medida que a reacción progresa, depositase 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  $\text{Mg}$  e  $\text{Cu}$ , 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).

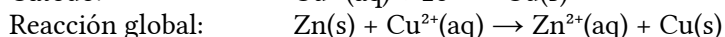
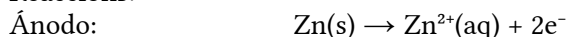
Novo esquema da pila:

*(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 ( $\text{ZnSO}_4$ ). O zinc se oxida, perdendo electróns e formando ións  $\text{Zn}^{2+}$ .
- Cátodo: Lámina de cobre mergullada nunha disolución de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ). Os ións  $\text{Cu}^{2+}$  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  $\text{K}^+$  migran cara ao cátodo e os ións  $\text{NO}_3^-$  cara ao ánodo.
- Fluxo de electróns: Os electróns flúen do ánodo (Zn) cara ao cátodo (Cu) a través do cable externo.

Reaccións:



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

## 2. PREGUNTA 2. REACCIÓNS QUÍMICAS

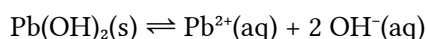
Responda estes tres apartados: Sabendo que a 25 °C o produto de solubilidade do  $\text{Pb(OH)}_2$  é  $2,8 \cdot 10^{-16}$ :

- Calcule a solubilidade do  $\text{Pb(OH)}_2$  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  $\text{Pb(OH)}_2$  en g/L:

Escribir a ecuación de solubilidade:



Definir a solubilidade (s): Sexa «s» a solubilidade molar do  $\text{Pb(OH)}_2$ , 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  $\text{OH}^-$ :

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

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

Nova expresión do  $K_{ps}$ :

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

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 ESTRUTURA DA MATERIA.

- Discuta razoadamente cal terá menor raio iónico:  $\text{Cl}^-$  ou  $\text{N}^{3-}$ .
- 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  $\text{NH}_4^+$  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  $\text{SiH}_4$ , para formar os enlaces correspondentes, sabendo que a súa xeometría electrónica é tetraédrica.

**Solución:**

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

Para determinar cal dos dous ións,  $\text{Cl}^-$  ou  $\text{N}^{3-}$ , 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:

- $\text{Cl}^-$ : O cloro (Cl) ten 17 electróns. Ao gañar un electrón para formar o ión cloruro ( $\text{Cl}^-$ ), 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.
- $\text{N}^{3-}$ : O nitróxeno (N) ten 7 electróns. Ao gañar tres electróns para formar o ión nitruro ( $\text{N}^{3-}$ ), 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  $\text{Cl}^-$ : A pesar de ter un electrón máis que o  $\text{N}^{3-}$ , o  $\text{Cl}^-$  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  $\text{N}^{3-}$ : O  $\text{N}^{3-}$ , a pesar de ter menos electróns que o  $\text{Cl}^-$ , 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  $\text{Cl}^-$ . 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  $\text{Cl}^-$  e  $\text{N}^{3-}$ , 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 $\text{NH}_4^+$ :

Para construír a estrutura de Lewis do  $\text{NH}_4^+$ , 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 res-  
tar un electrón. Por tanto, traballaremos con 8 electróns.

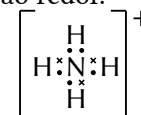
O nitróxeno, como elemento menos electronegativo, colócase no centro e os hidróxenos ao seu ao redor. Fórmanse catro enlaces simples N-H, utilizando os 8 electróns dispoñibles:

Xeometría electrónica e molecular segundo a TRPECV:

A TRPECV dinos que os pares de electróns (tanto os que forman enlaces como os pares solitarios) repélese entre si e tenden a situarse o máis lonxe posible uns doutros. No caso do  $\text{NH}_4^+$ :

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.

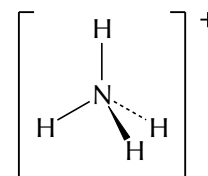


Xeometría electrónica:

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 ( $\text{NH}_4^+$ ) 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  $\text{NH}_4^+$  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  $\text{SiI}_4$ , debemos analizar a súa xeometría electrónica e a natureza dos enlaces que forma.

1. Xeometría Electrónica: A molécula de  $\text{SiI}_4$  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 ( $\sigma$ ). 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  $\text{SiI}_4$  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  $\text{SiI}_4$  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)  $CH_3-CO-CH_3$     (2)  $CH_3-CH_2-CHCl-COOH$     (3)  $CH_3-CHOH-CH_3$     (4)  $CH_3-CH_2-CH=CH-CHO$

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.

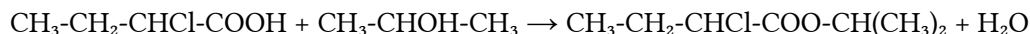
#### **Solución:**

4.a)

- (1)  $CH_3-CO-CH_3$ : Propanona ou acetona. O grupo funcional é o cetónico.
- (2)  $CH_3-CH_2-CHCl-COOH$ : Ácido 2-clorobutanoico. Os grupos funcionais son o carboxilo e o haloalcano (cloro).
- (3)  $CH_3-CHOH-CH_3$ : Propan-2-ol ou isopropanol. O grupo funcional é o alcohol secundario.
- (4)  $CH_3-CH_2-CH=CH-CHO$ : Pent-3-enal. Os grupos funcionais son o aldehído e o alqueno.

4.b) A reacción que se produce entre o ácido 2-clorobutanoico (2) e o propan-2-ol (3) é unha esterificación. Nesta reacción, o grupo hidroxilo (-OH) do alcohol reacciona co grupo carboxilo (-COOH) do ácido carboxílico, liberando unha molécula de auga e formando un éster.

Reacción:



O produto desta reacción é o 2-clorobutanoato de isopropilo.

Explicación:

Esterificación: É unha reacción de condensación en química orgánica en la que un ácido carboxílico reacciona con un alcohol para formar un éster e auga. Esta reacción normalmente se cataliza por un ácido mineral como o ácido sulfúrico.

Mecanismo da reacción: O hidróxeno do grupo hidroxilo do alcohol se combina co hidroxilo do grupo carboxilo do ácido, formando auga. O oxíxeno do alcohol forma un enlace co carbono del grupo carbonilo del ácido, formando así el éster.

Importancia da esterificación:

A esterificación é unha reacción moi importante en química orgánica e ten numerosas aplicacións, como na síntese de perfumes, saborizantes, plásticos e fármacos.

En resumo:

A reacción entre o ácido 2-clorobutanoico e o propan-2-ol é unha esterificación que produce 2-clorobutanoato de isopropilo e auga. Este tipo de reacción é fundamental na química orgánica e ten diversas aplicacións industriais.

É importante destacar que esta reacción normalmente require un catalizador ácido e calor para que se produza a unha velocidade apreciable.

4.c.1) Isomería óptica: Para que un composto presente isomería óptica, debe ter un carbono asimétrico, é dicir, un átomo de carbono unido a catro grupos diferentes.

Propanona (1): Non ten carbonos asimétricos, polo tanto, non presenta isomería óptica.

Ácido 2-clorobutanoico (2): O segundo carbono (o unido ao cloro e ao carboxilo) é asimétrico, xa que está unido a un hidróxeno, un metilo, un cloro e un grupo carboxilo. Polo tanto, presenta isomería óptica.

Propan-2-ol (3): **O segundo carbono é asimétrico**, xa que está unido a un hidróxeno, un metilo, un hidroxilo e un metilo. Polo tanto, **presenta isomería óptica**.

Pent-3-enal (4): Non ten carbonos asimétricos, polo tanto, non presenta isomería óptica.

Isomería xeométrica: Este tipo de isomería se dá en compostos con dobre enlace carbono-carbono (alquenos) cando cada carbono do dobre enlace está unido a dous grupos diferentes.

Pent-3-enal (4): O terceiro e cuarto carbono forman un dobre enlace, e cada un deles está unido a dous grupos diferentes (hidróxeno e un radical). Polo tanto, presenta isomería xeométrica (cis-trans).

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: 27/09/24