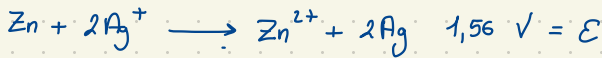
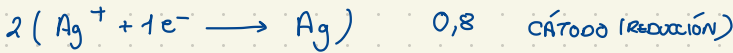


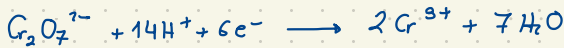
1.1 PILA + POTENTE \Rightarrow + MAYOR VOLTAGE



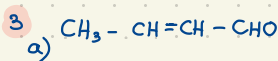
1.2. ESQUEMA PILA

1.3. ANODO OXIDACIÓN $\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} \Rightarrow$ PERDEMOS MASA

$$1.4. \quad \Delta G = -n \cdot F \cdot \mathcal{E}^\circ = -2 \cdot 96500 \cdot 1,56 = -301080 \text{ J/mol}$$

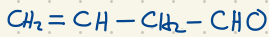


$$5 \text{ g } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{294 \text{ g } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{60 \text{ mol obt}}{100 \text{ mol opera}} \cdot \frac{392 \text{ g } \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol } \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3} = 4,00 \text{ g } \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$$



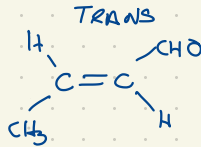
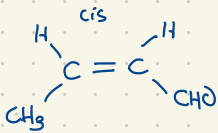
but-2-enal

s.s but-3-enal



Ác. 3-hidroxi propanoico

ISOMERÍA GEOMÉTRICA A



ÓPTICA NO \Rightarrow NO CARBONOS QUIRALES

c) 3-metil pentano



hexano

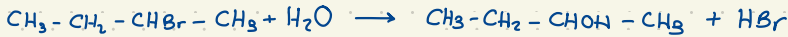
d) but-1-eno

e) etil metil éter

s.s.



4.



2-bromobutano

butan-2-ol

Sustitución



CONDENSACIÓN (ESTERIFICACIÓN)

ÁCIDO ETANOICO ETANOL etanoato de etilo



ADICIÓN

pent-1-eno

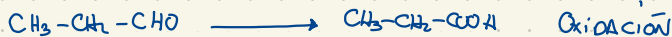
1,2-dicloropentano



CONDENSACIÓN

N-metiletanoamida

Ác. ETANOICO metanoamina



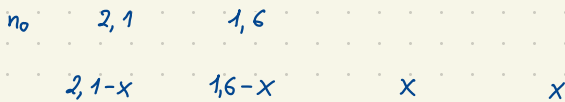
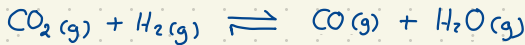
Oxidación

Ác. PROPANOICO

1.1.1 $\Delta H^\circ > 0$ ENDOTÉRMICA \Rightarrow ABSORBE CALOR

P. LE CHÂTELIER \Rightarrow AUMENTO TS \Rightarrow FAVORECE LA REACCIÓN DIRECTA

1.1.2 AUMENTO $[CO_2] \Rightarrow$ CONSUMIR $CO_2 \Rightarrow$ REACCIÓN DIRECTA



$$2,1-x = 0,9 \text{ mols } CO_2 \quad x = 1,2 \text{ mol}$$

$$[CO_2] = 0,45 \text{ M} \quad [H_2] = 0,2 \text{ M} \quad [CO] = [H_2O] = 0,6 \text{ M}$$

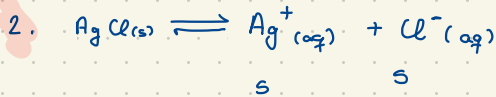
$$K_c = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = \frac{0,6 \cdot 0,6}{0,45 \cdot 0,2} = 4$$

$$\Delta n_{gas} = 0 \quad K_p = K_c = 4$$

1.3.1 $V = k [CO]^2 [O_2]$ ORDEN TOTAL = 2 + 1 = 3

1.3.2 ~~mol \cdot L⁻¹ \cdot s⁻¹~~ = k ~~mol² \cdot L⁻² \cdot mol \cdot L⁻¹~~

$$\text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1} = k$$

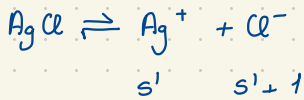


$$K_{ps} = [Ag^+][Cl^-] = s \cdot s = s^2 = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

$$s = \sqrt{1,7 \cdot 10^{-10}} = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L} \cdot \frac{143,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1,9 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g}}{\text{L}} AgCl$$



$$[\text{Cl}^-] = 2 \cdot 0,5 = 0,1 \text{ M}$$



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = s'(s'+1) = 1,7 \cdot 10^{-10}$$

$$s' = 1,7 \cdot 10^{-10} \text{ M} = 2,4 \cdot 10^{-8} \frac{\text{g AgCl}}{\text{L}}$$

MEJOR SOLUBILIDAD \Rightarrow JÓN COMÚN

2.9

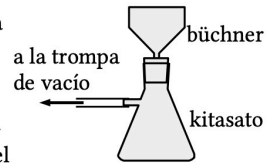
Procedimiento

Para separar el precipitado, se coloca un papel de filtro circular en un embudo büchner ajustándolo para no dejar orificios libres y se humedece con agua para que quede adherido.

Se ajusta el embudo büchner sobre uno matraz kitasato y el vástago lateral del kitasato se conecta a una trompa de vacío.

Se abre la llave y se vierte el contenido del vaso (precipitado y líquido sobrenadante) en el embudo. Se echa más agua sobre el precipitado que aún queda en el vaso para llevarlo al embudo.

Cuando ya no gotee más agua en el interior del kitasato, se desenchaja el embudo y se cierra la llave. Se quita el papel de filtro y se deja a secar un día o dos.



$$[X_0] \quad 0,1$$

$$[X_{eq}] \quad 0,1-x \qquad \qquad \qquad x \qquad \qquad \qquad x$$

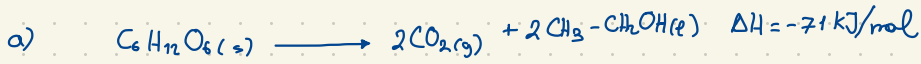
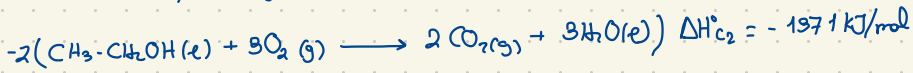
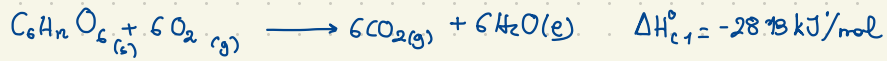
$$K_b = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2]} = \frac{x \cdot x}{0,1-x} = 4,1 \cdot 10^{-10} \qquad x = 6,4 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 5,19$$

$$a) \quad \text{pH} = 8,81$$

$$b) \quad K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1,00 \cdot 10^{-14}}{4,10 \cdot 10^{-10}} = 2,44 \cdot 10^{-5}$$

4.



$$\text{b) } n_{\text{CO}_2} = 1000 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,2 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 11,10 \text{ mol CO}_2$$

$$V_{\text{CO}_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{11,10 \cdot 0,082 \cdot 298}{0,98} = 276,8 \text{ L CO}_2$$

1.1. $n=4 \rightarrow l=2$

• Nos indica que es un e⁻ de la subcapa 4d

• Es el único e⁻ con esa energía $\Rightarrow d^1$

RECUERDA EXPLICAR CADA n° CUÁNTICO

$m_l = -2$
 $m_l = -1$
 $m_l = 0 \Rightarrow$ ORBITAL d
 $m_l = 1$
 $m_l = 2$

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^1 \xrightarrow{39e^-} {}_{37}X \Rightarrow Y(\text{Itrio})$

CONFIGURACIÓN PARA OBTENER 4d¹

GRUPO III

PERÍODO V

1.2 $Z=26$ PERÍODO 4 $Fe = [Ar] 4s^2 3d^6$

VALORES POSIBLES $n = 1, 2, 3, \dots$
 " " $l = 0, 1, 2, \dots, n-1$
 " " $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$

$n=3 \Rightarrow l=0, 1, 2$
 \rightarrow VALOR POSIBLE INDICA UN ORB 3p

$m_l = -1, 0, 1$
 \rightarrow VALOR POSIBLE

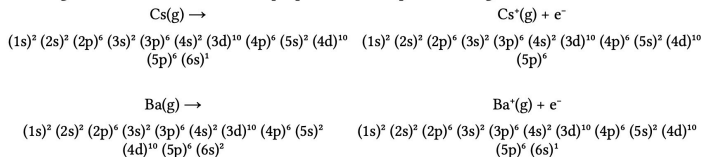
$m_s = +1/2, -1/2$

Puede haber un e⁻ DEFINIDO POR CADA n°, l

- 1.3 a) Cierto. La configuración del Ba es [Xe] (6s)² y la del ión Ba²⁺ es la del Xenón.
 b) Cierto. Contiene un electrón más que hace que la fuerza de repulsión aumente y la distancia de equilibrio sea mayor que cuando era neutro.

c) Falsa


La primera energía de ionización es la energía mínima necesaria para arrancar un mol de electrones a un mol de átomos en fase gaseosa y en estado fundamental para dar iones monopositivos gaseosos. Será más fácil arrancar un electrón a un átomo cuando el ión formado adquiere la configuración electrónica de un gas noble. Por eso el cesio es el que posee la menor primera energía de ionización.





d) Falsa

El radio atómico de un elemento se define como la mitad de la distancia internuclear en la molécula diatómica (si forma moléculas diatómicas) o de la distancia entre dos átomos en la estructura cristalina. Las predicciones de la variación de radio atómico a lo largo de un periodo se basan en el efecto de la fuerza de atracción que ejerce la carga nuclear sobre los electrones externos haciendo que se aproximen al núcleo y den un tamaño menor. Como la carga nuclear aumenta con el número atómico, el radio menor será el del potasio.


2.

2.1  O cloruro de sodio é un composto iónico formado por elementos con diferente electronegatividade formando unha rede cristalina moi estable na que as atraccións entre os ións Na^+ e Cl^- son de tipo electrostático e moi intensas, polo que para fundilo é necesario rompelas e polo tanto aportar unha enerxía elevada o que significa que o punto de fusión é alto. O cloro é un gas, sustancia molecular porque está formado por moléculas de cloro (Cl_2) entre as que se establecen forzas intermoleculares moi débiles (forzas de dispersión de London).²

2.2  O NaCl é un sólido iónico no que os ións están ocupando posicións fixas \square non hai cargas móbiles é non é condutor. O ferro é un sólido metálico e ten unha estrutura na que os ións positivos están

2.3  El fluoruro de hidrógeno.

Las moléculas de fluoruro de hidrógeno están unidas por puentes de hidrógeno que son fuerzas de mayor intensidad que las de dipolo-dipolo (que también están presentes en el fluoruro de hidrógeno) y que las de Van der Waals, ya que el fluoruro de hidrógeno contiene átomos de hidrógenos unidos a un elemento electronegativo del segundo período (el flúor) y la molécula de fluoruro de hidrógeno es polar.

2.4  BaCl_2 es cloruro de bario, iónico.

NO_2 es dióxido de nitrógeno, covalente.

El enlace iónico explica la unión entre átomos de diferente electronegatividad. El cloro es un elemento muy electronegativo, tanto que la captura de un electrón es un proceso exotérmico, favorecido por el hecho de que el ión cloruro consigue la configuración electrónica de un gas noble. El bario es muy poco electronegativo, y la pérdida de dos electrones para tener una configuración estable es un proceso que requiere una cantidad de energía que no es excesiva. La energía de red, junto con la afinidad electrónica, compensa los aportes energéticos necesarios para su formación.

El enlace covalente se emplea para explicar la unión entre átomos de electronegatividad parecida. El nitrógeno y el oxígeno son electronegativos. El enlace se produce por el hecho de compartir electrones desapareados para intentar que cada átomo quede rodeado por ocho electrones (regla del octete). El NO_2 es una excepción a la regla del octete, ya que el número de electrones implicados es impar (6×2 del oxígeno + 5 del nitrógeno). La explicación de su existencia covalente requiere de la suposición de resonancia entre dos

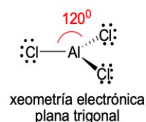
formas: $\ddot{\text{O}}=\overset{+}{\text{N}}:\ddot{\text{O}}^- \leftrightarrow \overset{-}{\text{O}}:\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}$

A configuración electrónica do aluminio Al: $[\text{He}]3s^23p^1$. A estrutura de Lewis para a molécula de AlCl_3 é a seguinte:

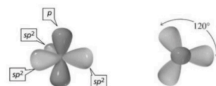


A TRPECV indica que a xeometría dunha especie química é aquela que permita minimizar as repulsións dos pares de electróns (enlazantes e non enlazantes) da capa de valencia do átomo central, orientándose no espazo de tal modo que a súa separación sexa máxima e a repulsión mínima.

No caso do AlCl_3 , segundo a TRPECV, a molécula ten 3 grupos de electróns entorno ó átomo central de Al, todos eles grupos de enlace, polo que a xeometría electrónica é plana trigonal, e o ángulo de enlace de 120°

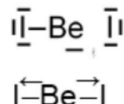


Sabemos que na molécula o Al forma tres enlaces covalentes, e os ángulos entre os enlaces son de 120° , polo que, para xustificar este enlace debemos recorrer ó emprego de híbridos sp^2



De forma resumida, a TRPECV indica que a xeometría dunha especie química será aquela que permita minimizar as repulsións dos pares de electróns (enlazantes e non enlazantes) da capa de valencia do átomo central, e orientaranse no espazo tal que a súa separación sexa máxima e polo tanto a súa repulsión mínima.

BeI_2 : O Be está rodeado de dúas zonas de alta densidade electrónica, que se orientan no espazo tal que a separación sexa máxima, e a molécula será lineal. Os momentos dipolares de enlace anuláanse e a molécula será apolar. (Pares totales: 2, Pares compartidos 2: Geometría lineal para o átomo central e a molécula).



$\text{SiF}_4 \Rightarrow 4 \text{ PAR } e^- \text{ COMPARTIDOS} \Rightarrow \text{TD}$.

3.2

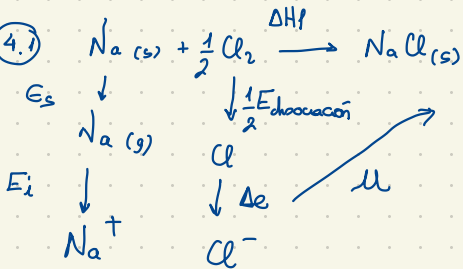
A configuración electrónica do Si ($Z=14$) é: $[\text{Ne}]3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^0$

Sabemos que na molécula de SiF_4 o silicio forma catro enlaces covalentes cunha xeometría electrónica tetraédrica, onde os ángulos de enlace serán os dun tetraedro regular, que son de 109.5° . Tendo en conta que a configuración electrónica do Si ten 2 electróns desapareados, precisa da promoción dun electrón para formar os catro enlaces, e para xustificar estes enlaces debemos recorrer ó emprego de híbridos sp^3 . Estes orbitais híbridos se forman pola combinación lineal do orbital de valencia $3s$ e dos tres orbitais $3p$, dando lugar a 4 orbitais híbridos sp^3 equivalentes e dirixidos cara os vértices dun tetraedro.

Si: $3s^2 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^0 \Rightarrow$ promocióna 1 $e^- \Rightarrow$ Si: $3s^1 3p_x^1 3p_y^1 3p_z^1 \Rightarrow$ híbrida Si: $(sp^3)^1 (sp^3)^1 (sp^3)^1 (sp^3)^1$

Cada un dos híbridos sp^3 do Si albergará un e^- desapareado cos que formará o enlace covalente cos catro átomos de flúor.

4.1



$$\Delta H_f = E_{\text{sub}} + E_{\text{ion}} + \frac{1}{2} E_{\text{diss}} + \Delta E_{\text{cl}} - \mu$$

$$-552 = 78 + 402 + 80 + \Delta E_{\text{cl}} - 760$$

$$\Delta E = -352 \text{ kJ/mol}$$

4.2

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6.62 \cdot 10^{-34}}{0.057 \cdot 58,33} = 1,99 \cdot 10^{-34}$$