

Modelos de pruebas finales e índice de contenidos

<i>Modelo de prueba final</i>	<i>Estructura química y enlaces</i>	<i>Termodinámica, cinética y equilibrios</i>	<i>Reacciones ácido-base, oxidación-reducción, precipitación y obtención de metales</i>	<i>Química del carbono</i>
1	Cuestión 1: Estructuras de Lewis	Cuestión 2: Energía libre y entropía Problema 1: Equilibrios	Cuestión 4: Redox y equilibrio	Cuestión 3: Polímeros Problema 2: Reacciones de adición
2	Cuestión 1: Números cuánticos	Cuestión 2: Equilibrios Problema 1: Termodinámica	Cuestión 3: Electrólisis Problema 2: pH	Cuestión 4: Isómeros
3	Cuestión 3: Propiedades atómicas Cuestión 4: Estructuras de Lewis	Cuestión 1: Termodinámica Cuestión 2: Equilibrios	Problema 1: pH Problema 2: Redox	
4	Cuestión 4a: Radios iónicos Problema 1: Ciclo Born-Haber	Cuestión 3: Cálculos estequiométricos Problema 2: Equilibrios	Cuestión 1: pH Cuestión 2: Ajuste de ecuaciones	Cuestión 4b: Solubilidad
5	Cuestión 3: Conf. electrónica y números cuánticos Cuestión 4a: Geometría de iones	Cuestión 1: Termodinámica Cuestión 2: Equilibrios	Problema 2: Equilibrios y pH Cuestión 4b: Solubilidad	Problema 1: Determinación de un compuesto
6	Cuestión 3: Configuración electrónica Cuestión 4: Est. Lewis y forma geométrica	Problema 1: Cálculos estequiométricos Problema 2: Equilibrios	Cuestión 1: Redox Cuestión 2: Ácido-base	
7	Cuestión 2: Configuración electrónica Cuestión 3: Ciclo Born-Haber	Problema 1: Termodinámica Problema 2a: Cálculos estequiométricos	Cuestión 1: Ácido-base Problema 2b: Redox	Cuestión 4: Polímeros
8	Cuestión 3b: Modelos atómicos Cuestión 4: Prop. sustancias	Cuestión 1: Equilibrios Problema 1b: Termodinámica	Cuestión 2b: Redox Cuestión 3a: Redox Problema 2: pH	Problema 1a: Combustión Cuestión 2a: Éster

MODELO NÚMERO 1

Cuestión 1

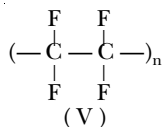
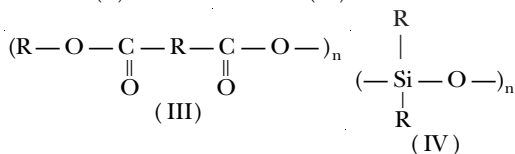
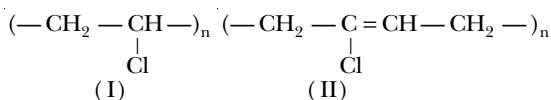
- Explica si las estructuras de Lewis justifican la forma geométrica de las moléculas o si, por el contrario, ésta debe determinarse experimentalmente para poder proponer la representación correcta.
- Indica si cada molécula se representa, en todos los casos, por una única fórmula estructural.
- Representa las estructuras de Lewis de las siguientes especies: H_2O y NO_3^- . Relaciona estas estructuras con su estabilidad.

Cuestión 2

Escribe tres reacciones espontáneas cualesquiera y razona el signo de ΔG para cada una de ellas. Señala qué datos habría que conocer para saber si al producirse las reacciones aumenta el grado de desorden y cuál de ellas transcurriría a mayor velocidad.

Cuestión 3

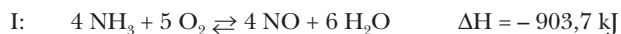
Dadas las siguientes estructuras poliméricas: cloruro de polivinilo, teflón (tetrafluoretileno), cloropreno (neopreno), silicona y poliéster:



- Asocia cada una de ellas con su nombre e indica cuáles son polímeros elastómeros y cuáles son termoplásticos.
- Enumera al menos un uso, doméstico o industrial, de cada una de ellas.
- Señala al menos dos polímeros cuyo mecanismo de polimerización sea por adición.

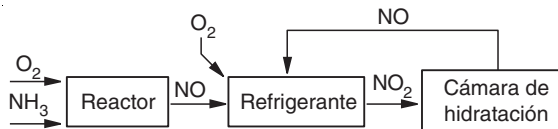
Cuestión 4

El esquema de obtención industrial del ácido nítrico puede resumirse en las siguientes etapas:



- Escribe los números de oxidación del nitrógeno en cada uno de los compuestos.
- Señala qué tipo de reacción redox se produce en cada una de las etapas del proceso.

- Indica cómo afectaría un aumento de presión y de temperatura en los equilibrios I y II.
- Observa el esquema adjunto y razona si las etapas I y II se realizan a diferentes temperaturas.



Problema 1

La reacción $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2$ tiene una constante de equilibrio, K_c , cuyo valor es 0,671 a 45 °C. Calcula la presión total en el equilibrio en un recipiente que se ha llenado con N_2O_4 a 12 atmósferas y a dicha temperatura.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Problema 2

- A una muestra de 100 g de un hidrocarburo lineal C_4H_2 (A) se le adiciona hidrógeno. Calcula el volumen de hidrógeno medido a 700 mm Hg de presión y a una temperatura de 50 °C que habría reaccionado si el producto obtenido fuese C_4H_6 (B).
- Calcula cuántos moles de ácido bromhídrico habría que añadir al C_4H_6 obtenido para que desaparezcan totalmente los dobles enlaces y se obtenga el producto C.
- Formula y nombra los productos A, B y C, y escribe las reacciones que tienen lugar en los apartados a y b.

Datos: Masas atómicas: C = 12,01; H = 1,008

MODELO NÚMERO 2

Cuestión 1

- Define los diferentes números cuánticos e indica la letra con la que se representan y los valores que pueden tomar.
- Enuncia el principio de exclusión de Pauli.
- A partir de los números cuánticos, deduce el número de electrones que pueden tener los orbitales $2p$ y los orbitales $3d$.
- Indica en qué orbitales se encuentran los electrones definidos por las siguientes combinaciones de números cuánticos: $(1, 0, 0, -\frac{1}{2})$ y $(3, 1, 0, \frac{1}{2})$

Cuestión 2

El dióxido de nitrógeno, de color rojo pardusco, reacciona consigo mismo (se dimeriza) para dar tetraóxido de dinitrógeno, gas incoloro. Una mezcla en equilibrio a 0 °C es casi incolora y a 100 °C tiene un color pardo rojizo.

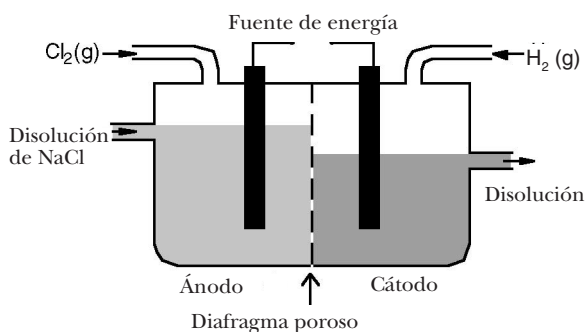
- Escribe el equilibrio químico correspondiente a la reacción de dimerización.
- La reacción de dimerización, ¿es exotérmica o endotérmica?
- Indica qué ocurriría si a 100 °C se aumenta la presión del sistema.

- d) Escribe la expresión de la constante de equilibrio K_p en función del grado de disociación y de la presión total.

Cuestión 3

La figura adjunta representa una celda para la obtención de cloro mediante electrólisis.

- a) Escribe las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo, y señala cuál es la de oxidación y cuál la de reducción.
- b) La disolución inicial de cloruro de sodio tiene un pH = 7. ¿Se produce modificación del pH durante la electrólisis? ¿Por qué?
- c) ¿Por qué se obtiene hidrógeno en lugar de sodio metálico?



Cuestión 4

- a) Formula y nombra todos los posibles hidrocarburos de fórmula C_5H_{10} que sean isómeros de cadena abierta.
- b) Escribe las reacciones que tendrán lugar al adicionar HBr a cada uno de los isómeros de cadena lineal (no ramificada) del apartado a).

Problema 1

El proceso Deacon para la obtención de cloro gaseoso se basa en hacer reaccionar cloruro de hidrógeno y oxígeno gaseosos.

- a) Escribe la ecuación ajustada del proceso, sabiendo que además de cloro se obtiene vapor de agua.
- b) Determina la variación de entalpía por mol de cloro formado e interpreta el resultado obtenido, a partir de los valores siguientes de las energías de enlace:

Entalpía de enlace H – Cl: $432 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Entalpía de enlace O = O: $499 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Entalpía de enlace Cl – Cl: $243 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Entalpía de enlace O – H: $460 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

Problema 2

Un litro de una disolución acuosa de amoníaco contiene 8 g de esta sustancia.

- a) Calcula el pH de la disolución.
- b) Calcula el volumen de una disolución 0,2 M de ácido sulfúrico que debe añadirse al litro de la disolución de amoníaco para que reaccione completamente.

Datos: K_b del amoníaco = $1,85 \cdot 10^{-5}$

Masas atómicas: N = 14,01; H = 1,008

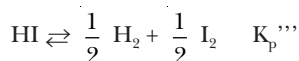
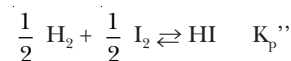
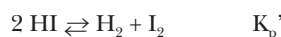
MODELO NÚMERO 3

Cuestión 1

- a) Escribe la expresión matemática del primer principio de la termodinámica e indica el sentido físico de cada término y sus unidades. Explica el significado de dicho principio.
- b) ¿Qué es y a qué se debe el denominado *efecto invernadero*? ¿Qué consecuencias pueden derivarse de una intensificación de dicho efecto y cómo podrían evitarse?

Cuestión 2

Las siguientes reacciones han alcanzado el equilibrio a una misma temperatura:



Calcula las constantes K_p' , K_p'' y K_p''' sabiendo que $K_p = 59,42$.

Cuestión 3

Dados los siguientes elementos: He, F, S, As y Sn, indica el que corresponda mejor a cada una de las propiedades siguientes y razona las respuestas:

- a) El más metálico.
- b) El de radio mayor.
- c) El más electronegativo.

Datos: Números atómicos:

He = 2; F = 9; S = 16; As = 33; Sn = 50

Cuestión 4

Representa las estructuras electrónicas mediante diagramas de Lewis y predice la forma geométrica de cada una de las siguientes especies químicas: Cl_2O , PCl_3 , HCN y BF_4^- .

Datos: Números atómicos: H = 1; B = 5; C = 6; N = 7; O = 8; F = 9; P = 15; Cl = 17

Problema 1

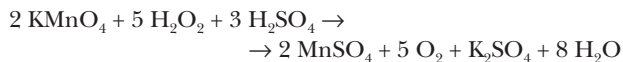
Una disolución acuosa de HI 0,1 M tiene una concentración de protones de $0,0335 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$.

Calcula:

- a) Las concentraciones de todas las especies químicas presentes en el equilibrio y la constante de equilibrio de disociación del ácido.
- b) La concentración inicial de yoduro de hidrógeno que debería tener una disolución para que su pH fuera 2,0.

Problema 2

El agua oxigenada es una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) que tiene propiedades desinfectantes. La concentración de H_2O_2 en dichas disoluciones se puede determinar mediante una volumetría redox utilizando permanganato potásico (KMnO_4). La reacción que se produce es:



- a) Indica la especie química que se oxida y la que se reduce, así como los cambios en los números de oxidación.
- b) Para analizar una disolución de H_2O_2 se toman 5,0 mL de ella y se comprueba que se necesitan exactamente 39,3 mL de una disolución 0,50 M de KMnO_4 para hacer reaccionar cuantitativamente el peróxido. Calcula la concentración de la disolución de H_2O_2 expresándola en forma de molaridad y de $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$.
- c) Tenemos 1 litro de disolución 0,893 M de H_2O_2 . Si todo el peróxido pudiera transformarse en oxígeno gas, según la reacción:



¿qué volumen de gas obtendríamos, medido en condiciones normales?

Datos: Masas atómicas:

$$\text{H} = 1,008; \text{O} = 16,00; \text{K} = 39,10; \text{Mn} = 54,94$$

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$$

MODELO NÚMERO 4

Cuestión 1

Disponemos de una disolución de un ácido monoprótico y queremos saber si es fuerte o débil. ¿Qué datos necesitaríamos conocer? Razona la elección e indica por qué se descartan las otras:

- a) El pH de la disolución.
- b) La concentración y la masa molecular del ácido.
- c) El pH y la concentración.
- d) El pH y la masa molecular.

Cuestión 2

Escribe la ecuación molecular ajustada de cada una de las reacciones siguientes:

- a) El cinc se disuelve en ácido clorhídrico para formar cloruro de cinc e hidrógeno gaseoso.
- b) El sodio se disuelve en agua para formar hidróxido de sodio e hidrógeno gaseoso.
- c) El hierro se disuelve en ácido nítrico para formar nitrato de hierro (III), dióxido de nitrógeno gaseoso y agua.

Cuestión 3

Muchos derivados del ácido nítrico o del amoníaco se utilizan como fertilizantes agrícolas. Suponiendo que un agricul-

tor consume anualmente 320 kg de nitrato de sodio, NaNO_3 , para abonar sus tierras:

- a) Calcula el número de moles y de átomos de nitrógeno que se aporta por año a dichas tierras.
- b) Si decide cambiar este abono por nitrato de amonio, NH_4NO_3 , ¿cuántos kilogramos de este último deberá utilizar para que no varíe la aportación de nitrógeno?

Datos: Masas atómicas:

$$\text{H} = 1,008; \text{N} = 14,01; \text{O} = 16,00; \text{Na} = 22,99$$

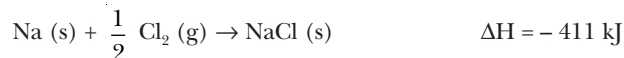
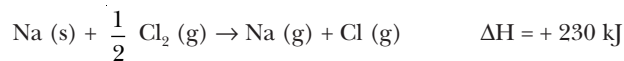
$$\text{Número de Avogadro} = 6,023 \cdot 10^{23}$$

Cuestión 4

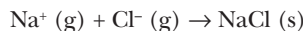
- a) Clasifica en orden creciente de radios los siguientes iones: Na^+ , Mg^{2+} , F^- y O^{2-} . Justifícalo.
- Números atómicos: $\text{O} = 8$; $\text{Na} = 11$; $\text{F} = 9$; $\text{Mg} = 12$
- b) Justifica la distinta solubilidad que presentan el metano y el metanol en agua.

Problema 1

Dadas las reacciones:



- a) Calcula la variación de entalpía para la reacción:



- b) Calcula la entalpía de formación del NaCl y exprésala en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y en $\text{J}\cdot\text{g}^{-1}$.
- c) Calcula la energía reticular del compuesto NaCl y exprésala en $\text{kcal}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Datos: Masas atómicas: $\text{Na} = 22,99$; $\text{Cl} = 35,45$

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

Problema 2

La K_p para la reacción de disociación del N_2O_4 gaseoso vale 2,49 a 60°C , si expresamos las presiones en atmósferas.



- a) Calcula el grado de disociación del N_2O_4 a 60°C y una presión total en el equilibrio de 1 atm.
- b) Si se disminuye el volumen, a temperatura constante, predice, justificadamente:
- b.1) ¿Qué le sucederá a la cantidad (moles) de NO_2 ?
- b.2) ¿Qué le sucederá a la concentración de NO_2 ?

MODELO NÚMERO 5

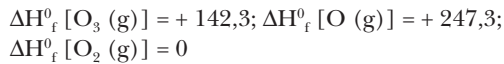
Cuestión 1

- a) Se dice que las temperaturas relativamente elevadas que se observan en la estratosfera se deben al calor liberado en la

reacción de descomposición del ozono: $O_3(g) + O(g) \rightarrow 2 O_2(g)$. Justifica, mediante cálculo, esta afirmación.

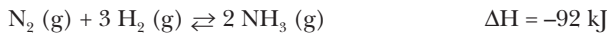
- b) Indica, al menos, un contaminante atmosférico que destruya el ozono y explica su forma de actuación. Sugiere una forma de evitar dicho efecto destructivo.

Datos: Entalpías de formación ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$)



Cuestión 2

El proceso Haber para la obtención del amoníaco se realiza a presiones elevadas (unas 250 atm) y temperaturas lo más bajas posible (unos 400 °C) para que la velocidad de reacción sea suficiente. Justifica razonadamente estos hechos.



Cuestión 3

- a) La configuración electrónica de la capa de valencia de un elemento es $4s^2 3d^0 4p^3$. Indica a qué período y a qué familia del sistema periódico pertenece dicho elemento. ¿Qué estado de oxidación negativo debe tener?
- b) ¿Cuál o cuáles de las siguientes combinaciones son conjuntos válidos de números cuánticos, para un electrón de un átomo de carbono en su estado fundamental? Razona la respuesta e indica por qué las demás combinaciones no son válidas.

	n	l	m	s
b1)	1	0	1	$\frac{1}{2}$
b2)	2	0	0	$-\frac{1}{2}$
b3)	2	2	-1	$-\frac{1}{2}$
b4)	3	1	-1	$\frac{1}{2}$

Cuestión 4

- a) Predice las formas geométricas de los cationes amonio (NH_4^+) y oxonio (H_3O^+).
- b) Explica la distinta solubilidad en agua de estos tres gases: cloruro de hidrógeno, cloro e hidrógeno.

Datos: Números atómicos: H = 1; N = 7; O = 8

Problema 1

Los elementos presentes en un compuesto desconocido son carbono, hidrógeno y oxígeno. En una experiencia analítica se quemaron totalmente 2,9 g de compuesto y se obtuvieron 6,6 g de dióxido de carbono y 2,7 g de agua.

- a) Halla las fórmulas empírica y molecular del compuesto, sabiendo que su masa molecular está comprendida entre 50 y 60.
- b) Indica, al menos, cuatro posibles fórmulas estructurales, con su nombre, que puedan corresponderse con el compuesto desconocido.

- c) Del compuesto desconocido se sabe que por reducción da un determinado alcohol, y por oxidación, un determinado ácido. Indica los nombres: del compuesto desconocido, del alcohol que da por reducción y del ácido por oxidación.

Datos: Masas atómicas: H = 1,008; C = 12,01; O = 16,00

Problema 2

Se ha preparado una disolución, disolviendo 20 litros de NH_3 (gas), medidos a 10 °C y 2 atm de presión, en agua suficiente para alcanzar 4,5 litros de disolución. Sabiendo que la constante de disociación del NH_3 es $1,78 \cdot 10^{-5}$ y que $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$, calcula:

- a) Las concentraciones de todas las especies químicas presentes en el equilibrio.
- b) El grado de disociación del NH_3 .
- c) El pH y el pOH de la disolución.

MODELO NÚMERO 6

Cuestión 1

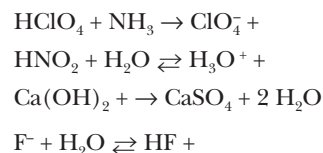
- a) Ajusta la siguiente reacción redox:



- b) Nombra las especies que intervienen y señala el agente oxidante y el agente reductor.

Cuestión 2

Completa las siguientes reacciones escribiendo la fórmula y el nombre de la especie que falta. Indica, en cada caso, si se trata de un ácido o de una base:



Cuestión 3

Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:



Indica:

- a) ¿A qué átomos corresponden?
- b) ¿A qué iones monopositivos corresponden?
- c) ¿A qué iones mononegativos corresponden?

Cuestión 4

La *lluvia ácida* se debe fundamentalmente a la interacción entre los óxidos de azufre y el agua de lluvia.

- a) Escribe las estructuras de Lewis para las moléculas de SO_2 y SO_3 .
- b) Predice para cada una de dichas moléculas: su forma geométrica, los valores aproximados de los ángulos de enlace y el carácter polar o no polar.

Datos: Números atómicos: O = 8; S = 16

Problema 1

El mármol es una piedra ornamental que se extrae de ciertas canteras de piedra caliza.

a) Para determinar el contenido de carbonato de calcio de un mármol, se toma una muestra de éste de 0,350 g y se hace reaccionar con un exceso de HCl, obteniéndose como producto 83,2 cm³ de CO₂ (g) medidos a 22 °C y 750 mm Hg. Calcula el porcentaje en masa de CaCO₃ de dicho mármol.

b) Tenemos una tonelada de piedra caliza cuya riqueza en CaCO₃ es del 90 % en masa. Calcula la masa de cal viva, CaO, que podemos obtener al calcar en un horno dicha materia prima si el rendimiento del proceso es del 80 %.



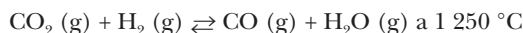
Datos: Masas atómicas: H = 1,008; C = 12,01; O = 16,00;
Cl = 35,45; Ca = 40,08

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$$

Problema 2

Se introducen 0,61 moles de CO₂ (g) y 0,39 moles de H₂ (g) en un recipiente de 10 litros y se calienta a 1 250 °C. Una vez alcanzado el equilibrio, se analiza la mezcla y se encuentra que hay 0,35 moles de CO₂.

a) Calcula K_c y K_p para la ecuación:



b) Predice, justificadamente, lo que sucederá con las concentraciones de todas las especies si se añade una pequeña cantidad de H₂ (g) a temperatura constante.

c) Tras alcanzarse el equilibrio planteado en el enunciado, se añaden 0,22 moles de H₂ (g) a temperatura constante. Calcula los moles existentes en el nuevo equilibrio de cada una de las especies.

MODELO NÚMERO 7

Cuestión 1

a) Para un ácido monoprótico HA, deduce razonadamente la dependencia de la concentración de protones [H₃O⁺] con la constante de disociación K_a y la concentración inicial de ácido c₀.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = f(K_a, c_0) \text{ (Supón que } K_a < 10^{-6} \text{ y que } K_a \ll c_0 \text{.)}$$

b) ¿Qué es un indicador ácido-base? Explica una de sus aplicaciones.

Cuestión 2

Indica cuál o cuáles de las siguientes frases son ciertas, explica por qué y escribe correctamente aquéllas que sean falsas:

a) Las rayas del espectro de emisión del hidrógeno se deben a tránsitos del electrón entre distintos niveles de energía.

b) El radio del ion óxido, O²⁻, es mayor que el del átomo de oxígeno.

c) A medida que avanzamos de izquierda a derecha en una fila del sistema periódico, disminuye la energía de ionización.

Cuestión 3

Señala todos los procesos energéticos que deben producirse en la formación de una red iónica de NaBr, a partir de sus elementos: $\text{Na} (\text{s}) + \frac{1}{2} \text{Br}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{NaBr} (\text{s})$

Cuestión 4

El PVC es un polímero que se utiliza para fabricar gran variedad de objetos de plástico. Esta macromolécula se forma por adición de moléculas de cloruro de vinilo CIHC = CH₂.

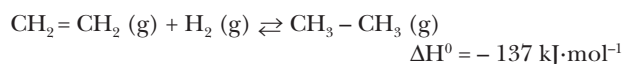
a) ¿Cuál sería el nombre sistemático del cloruro de vinilo?

b) ¿Cómo se unen las moléculas de cloruro de vinilo para formar el PVC? Por tanto, ¿cuál es la unidad cuya repetición da lugar al PVC?

Datos: Masas atómicas: H: 1,008; C: 12,01; Cl: 35,45

Problema 1

a) Calcula la energía de enlace C = C a partir de la entalpía de hidrogenación del eteno para formar etano:

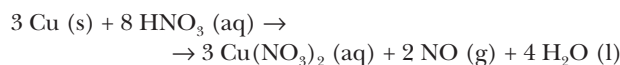


Las energías de enlace H – H, C – C y C – H son respectivamente 436, 347 y 415 kJ·mol⁻¹.

b) Indica las condiciones de presión y temperatura más adecuadas para obtener un rendimiento elevado en la reacción de hidrogenación del eteno. Razona tu respuesta.

Problema 2

a) Calcula la masa de nitrato de cobre (II) que se podría obtener por reacción de 50 cm³ de disolución 3 M de ácido nítrico sobre 5 g de cobre, si la única reacción que se produce es:



b) En la reacción redox del apartado anterior, indica qué especie química se oxida y cuál se reduce, qué especie química es oxidante y cuál es reductor.

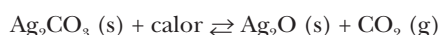
Datos: Masas atómicas:

H: 1,008; N: 14,01; O: 16,00; Cu: 63,55

MODELO NÚMERO 8

Cuestión 1

El carbonato de plata, Ag₂CO₃, tiene tendencia a descomponerse. Si se mantiene en un recinto cerrado, acaba por alcanzar el estado de equilibrio representado por:



$$K_p = 0,0095 \text{ atm a } 110\ \text{°C}$$

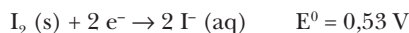
a) Se introduce 1 g de Ag₂CO₃ (s) en un recipiente de 100 mL y se calienta a 110 °C. Calcula la presión de CO₂ cuando se alcance el equilibrio.

- b) ¿Qué sucederá si, una vez alcanzado el equilibrio, se eleva la temperatura a 120 °C?
- c) ¿Qué sucederá si, una vez alcanzado el equilibrio, se permite que se expanda el recipiente hasta el doble de su volumen?

Cuestión 2

- a) Nombra las materias primas necesarias para la obtención de un éster. Pon un ejemplo de cada una de las citadas materias primas y escribe la reacción de formación del éster correspondiente.
- b) Se añade Br₂ (l) a una disolución que contiene ion Cl⁻ y a otra disolución que contiene ion I⁻. Razona si en alguno de los dos casos se producirá una reacción redox. En caso de producirse, indica qué especie química se reduce, cuál se oxida y qué se observaría.

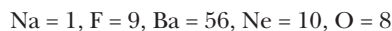
Datos: Potenciales de reducción estándar:



Cuestión 3

- a) El oxidante es la especie que gana electrones con facilidad. Razona cuál de los elementos siguientes es mejor agente oxidante: Na, F, Ba, Ne, O.

Datos: Números atómicos:



- b) Cita al menos dos mejoras que aporta el modelo de Böhr respecto al modelo de Rutherford.

Cuestión 4

Entre las siguientes sustancias: cloruro de potasio, metano, silicio y agua, escoge las más representativas de:

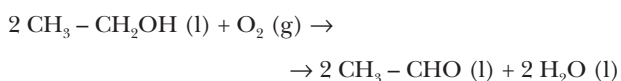
- a) Una sustancia de alta conductividad eléctrica que funde alrededor de 100 °C.
- b) Una sustancia covalente de punto de fusión muy alto.
- c) Una sustancia no conductora, que se convierte en conductora al fundir.

Indica las razones de la selección.

Problema 1

Las entalpías de las reacciones de combustión del etanol CH₃ - CH₂OH (l) y del acetaldehído CH₃ - CHO (l) son respectivamente - 327,6 y -279,8 kcal·mol⁻¹.

- a) Ajusta las reacciones de combustión del etanol y del acetaldehído.
- b) Calcula la variación de entalpía de la reacción de oxidación del etanol a acetaldehído:



Problema 2

En el laboratorio se tienen dos matraces. El primero contiene 150 mL de HCl 0,25 M y el segundo 150 mL de CH₃ - COOH 0,25 M.

- a) Razona cuál de las dos disoluciones es más ácida.
- b) Calcula el pH de cada una de ellas, sabiendo que la constante de equilibrio de disociación del ácido acético es 1,8 · 10⁻⁵.
- c) Calcula el volumen de agua que deberíamos añadir a la más ácida para que el pH de las dos fuese el mismo. (Considera que los volúmenes son aditivos.)

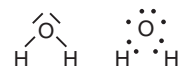
SOLUCIONARIO DEL MODELO NÚMERO 1

Cuestión 1

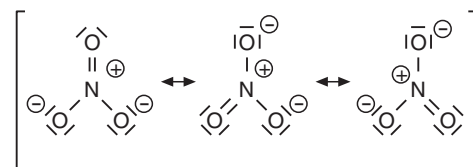
- a) Las estructuras de Lewis por sí mismas no justifican la forma geométrica de las moléculas. Pero a partir de ellas y mediante el método de repulsión de pares de electrones del nivel de valencia (RPENV) puede determinarse con gran aproximación la forma geométrica de las moléculas. La representación correcta se verá justificada en último término por las determinaciones experimentales.
- b) No en todos los casos las moléculas tienen una única fórmula estructural, ya que variando la ordenación de los electrones es posible escribir varias estructuras de Lewis para una misma molécula.

En este caso, las diferentes estructuras se llaman *estructuras en resonancia*, y la estructura real de la molécula no es ninguna de ellas, sino un híbrido en resonancia de todas ellas.

- c) H₂O:



- NO₃⁻:



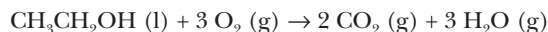
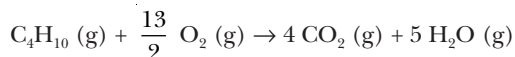
La primera estructura es estable porque todos los átomos cumplen la regla del octeto, es decir, tienen 8 electrones de valencia.

En el segundo caso, para que se cumpla la regla del octeto es necesario que haya separación de cargas. El hecho de que haya más de una estructura resonante posible indica que la estructura real es un híbrido resonante de estas tres estructuras, de manera que las cargas no son totales sobre un átomo y la estructura real es estable.

Cuestión 2

Para que una reacción sea espontánea ΔG, ha de ser negativo. Como ΔG = ΔH - TΔS y ΔH < 0, si ΔS > 0, la reacción será

espontánea. Por lo tanto hay que buscar reacciones exotérmicas en las que haya un aumento del desorden:



El aumento del grado de desorden en una reacción química viene dado por la variación de entropía, ΔS . Para que aumente el desorden molecular, ΔS ha de ser positivo.

Generalmente, la velocidad de una reacción viene dada por: $v = k [\text{A}]^\alpha [\text{B}]^\beta \dots$, donde A y B son reactivos y α , β no se corresponden necesariamente con los coeficientes estequiométricos.

Así, para saber la velocidad de una reacción, debemos conocer su ecuación de velocidad, que supone conocer la constante de velocidad y los exponentes α , β ...

Cuestión 3

- a) (I) Cloruro de polivinilo Termoplástico
 (II) Cloropreno Elastómero
 (III) Poliéster Termoplástico
 (IV) Silicona Elastómero
 (V) Teflón Termoplástico
- b) I. *Cloruro de polivinilo*: juguetes, aislante de cables eléctricos, telas impermeables, platos y envases.
 II. *Cloropreno*: recubrimientos de cables y alambres, mangueras y precintos de automóviles.
 III. *Poliéster*: fabricación de prendas de vestir que no se arrugan.
 IV. *Silicona*: sellados y juntas de materiales, aislantes eléctricos.
 V. *Teflón*: aislante eléctrico, utensilios de cocina.
- c) Los polímeros cuyo mecanismo de polimerización es la adición son: el cloruro de polivinilo, el teflón y el cloropreno.

Cuestión 4

- a) $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3$ $\overset{+2}{\text{N}}\text{O}$ $\overset{+4}{\text{N}}\text{O}_2$ $\overset{+5}{\text{N}}\text{HNO}_3$
- b) Teniendo en cuenta el nitrógeno, el tipo de reacción que se produce con respecto a él (semirreacción para el compuesto que contiene N) es:
- I. Semirreacción de oxidación
 II. Semirreacción de oxidación
 III. Semirreacción de oxidación
- c) Un aumento de la presión provoca un desplazamiento de la reacción hacia el sentido en el que hay menor número de moles de gas. Así, el equilibrio I se desplazaría hacia la izquierda, y el II, hacia la derecha.

Un aumento de la temperatura provoca un desplazamiento en el sentido en que se absorbe calor. Tanto el equilibrio I como el II se desplazarían hacia la izquierda por ser exotérmicos, tal y como están escritos.

- d) Las etapas I y II se realizan a diferente temperatura, ya que la etapa I tiene lugar en un reactor y la etapa II se da en un refrigerante.

Además, para la producción de HNO_3 , en la primera reacción es necesario un catalizador de platino a 800°C aproximadamente.

Para que se dé la oxidación del NO es necesario, en cambio, enfriar la mezcla.

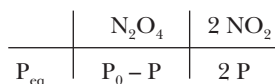
Problema 1

Datos: $\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2$ $K_c = 0,671$

$t = 45^\circ\text{C}$ $P = 12\text{ atm}$

Según los datos, tenemos:

$P_0(\text{N}_2\text{O}_4) = 12\text{ atm}$ $T = 318\text{ K}$



Calculamos K_p :

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

$$K_p = 0,671 \left(0,082 \cdot \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 318\text{ K} \right)^1 = 17,50\text{ atm}$$

Sustituimos en la constante:

$$K_p = \frac{P_{\text{eq}}^2(\text{NO}_2)}{P_{\text{eq}}(\text{N}_2\text{O}_4)} \quad K_p = \frac{(2P)^2}{P_0 - P}$$

$$K_p P_0 - K_p P = 4 P^2$$

Resolvemos la ecuación:

$$4 P^2 + 17,50 P - 17,50 \cdot 12 = 0 \Rightarrow P = 5,381\text{ atm}$$

De manera que:

$$P_{\text{eq}}(\text{NO}_2) = 2P = 10,76\text{ atm}$$

$$P_{\text{eq}}(\text{N}_2\text{O}_4) = P_0 - P = 12\text{ atm} - 5,381\text{ atm} = 6,62\text{ atm}$$

$$P_T = P_{\text{eq}}(\text{NO}_2) + P_{\text{eq}}(\text{N}_2\text{O}_4) = 10,76\text{ atm} + 6,62\text{ atm}$$

$$P_T = 17,38\text{ atm}$$

Problema 2

a) Datos: $m(\text{C}_4\text{H}_2) = 100\text{ g}$ $P = 700\text{ mm Hg}$

$t = 50^\circ\text{C}$



(A) (B)

Calculamos los moles de H_2 que hubieran reaccionado:

$$m(\text{C}_4\text{H}_2) = 50,056\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$100\text{ g C}_4\text{H}_2 \cdot \frac{1\text{ mol C}_4\text{H}_2}{50,056\text{ g C}_4\text{H}_2} \cdot \frac{2\text{ mol H}_2}{1\text{ mol C}_4\text{H}_2} = 4,00\text{ mol H}_2$$

Calculamos el volumen de H_2 en las condiciones dadas:

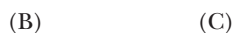
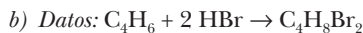
$$P = 700 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,921 \text{ atm}$$

$$T = 50 + 273 = 323 \text{ K}$$

$$P V = n R T \quad V = \frac{n R T}{P}$$

$$V = \frac{4,00 \text{ mol } H_2 \cdot 0,082 \cdot \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 323 \text{ K}}{0,921 \text{ atm}} = 115,03 \text{ L } H_2$$

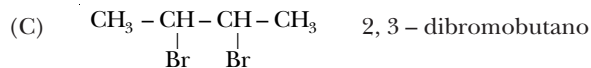
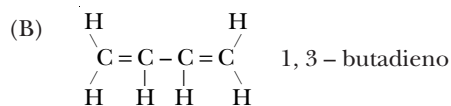
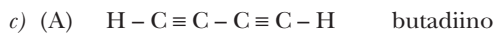
El volumen de H_2 que había reaccionado es **115,03 L**.



Calculamos los moles de HBr a partir de la masa inicial de C_4H_6 :

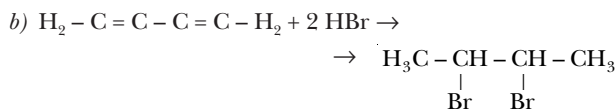
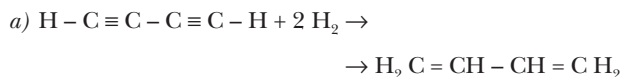
$$100 \text{ g } C_4H_6 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_6}{50,056 \text{ g } C_4H_6} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_6}{1 \text{ mol } C_4H_6} \cdot \frac{2 \text{ mol } HBr}{1 \text{ mol } C_4H_6} = 4,00 \text{ mol } HBr$$

Habría que añadir **4,00 mol de HBr**.



(según la regla de Markovnikov)

Reacciones:



SOLUCIONARIO DEL MODELO NÚMERO 2

Cuestión 1

a) Números cuánticos.

- *Número cuántico principal*. Se designa con la letra **n**.

Cada número cuántico principal corresponde a un nivel de energía. A mayor n , mayor es la distancia promedio del electrón respecto del núcleo, es decir, está relacionado con el tamaño del orbital.

Puede tomar los valores de los números naturales:

$$\begin{array}{ll} n = 1 & K \\ n = 2 & L \end{array}$$

$$n = 3 \quad M$$

$$n = 4 \quad N$$

:

- *Número cuántico orbital o del momento angular*. Se designa con la letra **l**.

Cada número corresponde a un subnivel y está relacionado con la forma del orbital que ocupa el electrón, con el módulo del momento angular y con la energía del orbital.

Puede tomar los valores entre 0 y $n - 1$:

$$l = 0 \rightarrow s$$

$$l = 1 \rightarrow p$$

$$l = 2 \rightarrow d$$

$$l = 3 \rightarrow f$$

- *Número cuántico magnético*. Se designa con las letras **m_l** .

Cada valor corresponde a la orientación determinada del orbital en el espacio.

Puede tomar valores entre $-l$ y $+l$.

- *Número cuántico de espín*. Se designa con las letras **m_s** .

Cada valor corresponde a un sentido de giro del electrón respecto de su eje, lo que genera un campo magnético con dos posibles orientaciones según el sentido del giro.

Puede tomar los valores:

$$m_s = -\frac{1}{2} \text{ y } m_s = +\frac{1}{2}$$

b) Principio de exclusión de Pauli:

Dos electrones de un mismo átomo no pueden tener los cuatro números cuánticos iguales.

- c) • Un orbital $2p$ totalmente lleno puede tener hasta 6 electrones:

$$\text{Nivel: } n = 2$$

$$\text{Subnivel: } l = 1$$

$$\text{Orbital: } m_l = \begin{cases} -1 \\ 0 \\ 1 \end{cases}$$

Son 3 orbitales y cada orbital puede tener como máximo 2 electrones, uno con $m_s = -\frac{1}{2}$ y el otro $m_s = +\frac{1}{2}$.

- Un orbital $3d$ totalmente lleno puede tener hasta 10 electrones:

$$\text{Nivel: } n = 3$$

$$\text{Subnivel: } l = 2$$

$$\text{Orbital: } m_l = \begin{cases} -2 \\ -1 \\ 0 \\ 1 \\ 2 \end{cases}$$

Son 5 orbitales y cada orbital puede tener como máximo 2 electrones, en total 10 electrones.

$$d) \bullet (1, 0, 0, -\frac{1}{2})$$

$$n = 1$$

$$l = 0 \quad \rightarrow s \quad \text{orbital } 1s$$

$$m_l = 0$$

$$m_s = -\frac{1}{2}$$

$$\bullet (3, 1, 0, +\frac{1}{2})$$

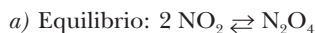
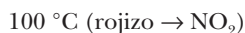
$$n = 3$$

$$l = 1 \quad \rightarrow p$$

$$m_l = 0 \quad \rightarrow p_y \quad \text{orbital } 3p_y$$

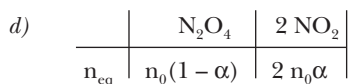
$$m_s = \frac{1}{2}$$

Cuestión 2



b) Como al aumentar la temperatura la reacción se desplaza hacia la izquierda, debemos suponer que la reacción de dimerización es exotérmica.

c) Si a 100°C , donde predomina el NO_2 , se aumenta la presión, el equilibrio se desplazará hacia la derecha, es decir, hacia donde haya menos moles de gas.



$$n_T = n_0(1-\alpha) + 2 n_0\alpha = n_0(1+\alpha)$$

$$K_p = \frac{P^2(\text{NO}_2)}{P(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

$$K_p = \frac{\chi^2(\text{NO}_2) P_T^2}{\chi(\text{N}_2\text{O}_4) P_T}$$

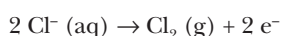
$$K_p = \frac{\left(\frac{2 n_0 \alpha}{n_0(1+\alpha)}\right)^2 P_T}{\frac{n_0(1-\alpha)}{n_0(1+\alpha)}} = \frac{4 \alpha^2}{(1+\alpha)} P_T = \frac{4 \alpha^2 \cdot P_T}{(1+\alpha)(1-\alpha)}$$

$$K_p = \frac{4 \alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2}$$

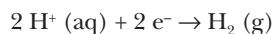
La expresión es: $K_p = \frac{4 \alpha^2 \cdot P_T}{1-\alpha^2}$

Cuestión 3

a) Ánodo: tiene lugar la oxidación



Cátodo: tiene lugar la reducción



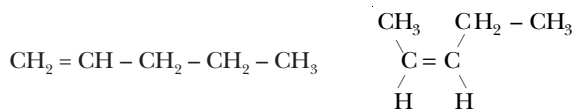
b) La reacción que tiene lugar en el cátodo supone una disminución de la concentración de iones hidronio (H_3O^+). Por lo tanto, el pH de la disolución irá aumentando. La disolución será menos ácida.

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

c) Porque el potencial de reducción del Na^+ a sodio metálico es menor que el del H^+ , y se reduce antes aquella especie que tiene un potencial de reducción mayor, en las condiciones dadas.

Cuestión 4

a) C_5H_{10}

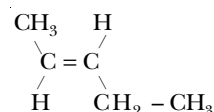


1 - penteno

Cis - 2 - penteno



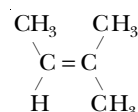
3 - metil - 1 - buteno



Trans - 2 - penteno

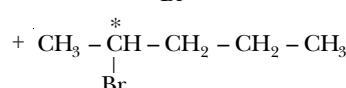
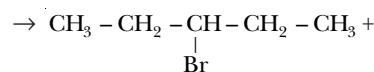
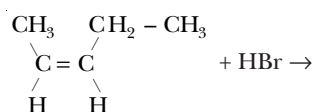
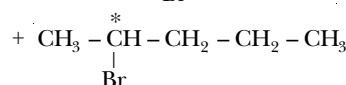
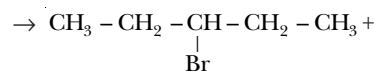
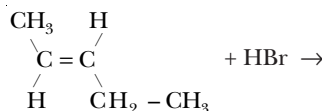
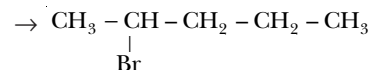


2 - metil - 1 - buteno



3 - metil - 2 - buteno

b) $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + \text{HBr} \rightarrow$

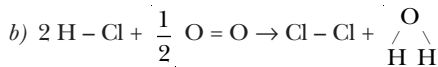
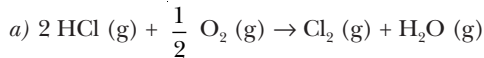


En la primera reacción se obtiene el producto según la regla de Markovnikov.

En el segundo y el tercer casos, como los dos carbocationes formados son igualmente estables, se obtienen dos productos distintos.

Además, del segundo producto de cada reacción pueden obtenerse dos isómeros ópticos, ya que el carbono donde se adiciona el Br es un carbono asimétrico(*).

Problema 1



$$\Delta H^0 = \sum n \Delta H^0_{\text{productos}} - \sum m \Delta H^0_{\text{reactivos}}$$

$$\Delta H^0 = 2 \text{H} (\text{H} - \text{Cl}) + \frac{1}{2} \text{H} (\text{O} = \text{O}) - \text{H} (\text{Cl} - \text{Cl}) - 2 \text{H} (\text{O} - \text{H})$$

$$\Delta H^0 = 2 \cdot 432 \text{ kJ} + \frac{1}{2} \cdot 499 \text{ kJ} - 243 \text{ kJ} - 2 \cdot 460 \text{ kJ}$$

$$\Delta H^0 = -49,5 \text{ kJ}$$

En la formación de 1 mol de cloro se liberan **49,5 kJ** en forma de calor, es decir, la reacción es exotérmica.

Problema 2

Datos: $V(\text{NH}_3) = 1 \text{ L}$ $m(\text{NH}_3) = 8 \text{ g}$

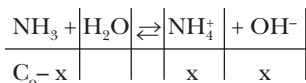
a) Calculamos la concentración inicial de NH_3 en la disolución:

$$M(\text{NH}_3) = 14,01 + 3 \cdot 1,008 = 17,039 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$C_0 = [\text{NH}_3] = \frac{8 \text{ g NH}_3}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,039 \text{ g NH}_3}$$

$$C_0 = 0,47 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Planteamos el equilibrio ácido-base:



$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Sustituimos los valores y resolvemos la ecuación:

$$K_b = \frac{x^2}{C_0 - x}$$

$$x^2 + K_b x - K_b C_0 = 0$$

$$x^2 + 0,47 x - 1,85 \cdot 10^{-5} \cdot 0,47 = 0$$

$$x^2 + 0,47 x - 8,695 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x = 1,85 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$x = -0,470 \quad \text{No tiene sentido.}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = 1,85 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{NH}_3] = 0,47 - 1,85 \cdot 10^{-5} = 0,4699 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos el pH a partir de la $[\text{OH}^-]$:



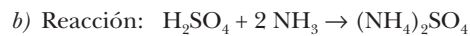
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

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

$$= \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,85 \cdot 10^{-5}} = 5,41 \cdot 10^{-10} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 5,41 \cdot 10^{-10} = 9,27$$

El pH de la disolución es **9,27**.



Calculamos el volumen de la disolución de H_2SO_4 a partir del litro de disolución de NH_3 que tenemos:

$$1 \text{ L disolución NH}_3 \cdot \frac{0,47 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ L disoluc NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NH}_3} \cdot$$

$$\frac{1 \text{ L disoluc H}_2\text{SO}_4}{0,2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 1,18 \text{ L disoluc H}_2\text{SO}_4$$

Se debe añadir **1,18 L** de la disolución de H_2SO_4 .

SOLUCIONARIO DEL MODELO NÚMERO 3

Cuestión 1

a) Primer principio de la termodinámica: $\Delta U = Q + W$

ΔU : Variación de la energía interna.

Sus unidades son de energía: joules (J).

Q : Cantidad de calor intercambiado por el sistema.

Unidad: joule (J).

W : Trabajo realizado por el sistema o sobre el sistema.

Unidad: joule (J).

La variación de energía interna, que es la energía total que almacena el sistema, es igual a la suma del calor que el sistema intercambia con el entorno —puede ganar o perder calor— y el trabajo que el sistema realiza o que se realiza sobre el sistema.

b) El *efecto invernadero* consiste en el aumento de la temperatura de la superficie terrestre como consecuencia de la creciente acumulación en la atmósfera de gases como CO_2 , vapor de agua, metano (CH_4) y óxidos de nitrógeno.

Aproximadamente el 70 % de la energía del Sol es absorbida por la atmósfera y la superficie de la Tierra, el resto es reflejada y no nos llega. La energía absorbida es después emitida por la propia atmósfera y por la superficie de la Tierra en forma de radiaciones.

Pero la presencia de los gases denominados de invernadero y las nubes aprisionan estas radiaciones y las devuelven a la Tierra y, como resultado, la superficie del planeta se calienta.

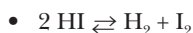
Una intensificación de este efecto puede llegar a ocasionar una disminución de la producción agraria y la elevación del nivel del mar debido a la fusión del hielo en los

casquetes polares y en otras zonas, lo que podría llegar a provocar la inundación de extensas zonas costeras.

La manera de evitar un aumento de este efecto es disminuir la liberación de estos gases a la atmósfera.

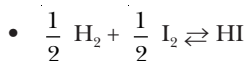
La mayoría de ellos proviene de procesos industriales en los que se produce la combustión de carbón y gas natural, combustión de petróleo y sus derivados. Debería buscarse una manera alternativa de obtener la energía necesaria que no fuera por combustión de estos productos.

Cuestión 2



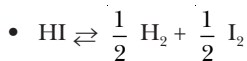
$$K_p' = \frac{P(\text{H}_2) \cdot P(\text{I}_2)}{P(\text{HI})^2} = \frac{1}{\frac{P(\text{HI})^2}{P(\text{H}_2) \cdot P(\text{I}_2)}} = \frac{1}{K_p} = \frac{1}{59,42}$$

$$K_p' = 1,68 \cdot 10^{-2}$$



$$K_p'' = \frac{P(\text{HI})}{P(\text{H}_2)^{1/2} \cdot P(\text{I}_2)^{1/2}} = \left(\frac{P(\text{HI})^2}{P(\text{H}_2) \cdot P(\text{I}_2)} \right)^{1/2} = (K_p)^{1/2}$$

$$K_p'' = (59,42)^{1/2} = 7,71$$



$$K_p''' = \frac{P(\text{H}_2)^{1/2} \cdot P(\text{I}_2)^{1/2}}{P(\text{HI})} = \left(\frac{1}{\frac{P(\text{HI})^2}{P(\text{H}_2) \cdot P(\text{I}_2)}} \right)^{1/2} = \left(\frac{1}{K_p} \right)^{1/2}$$

$$K_p''' = \left(\frac{1}{59,42} \right)^{1/2} = 0,13$$

$$K_p' = 1,68 \cdot 10^{-2}$$

$$K_p'' = 7,71$$

$$K_p''' = 0,13$$

Cuestión 3

a) Sn es el que presenta mayor carácter metálico, puesto que tiene menor número de electrones de valencia.

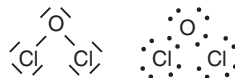
Tendrá baja afinidad electrónica, porque no forma aniones, y baja energía de ionización, ya que fácilmente formará cationes, debido a que tiene un radio atómico mayor que los demás.

b) Sn es el que presenta mayor radio atómico porque tiene más niveles de energía ocupados que el resto (pertenece al período 5). Además, los demás átomos están situados más a la derecha de la tabla, donde el radio disminuye.

c) F es el más electronegativo por ser el elemento de radio atómico menor.

Cuestión 4

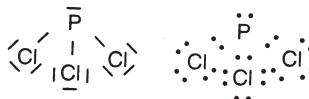
• Cl_2O :



Forma geométrica: angular.

El O tiene 2 pares no enlazantes.

• PCl_3 :



Forma geométrica: pirámide trigonal.

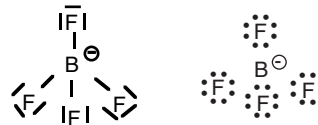
El P tiene 1 par no enlazante.

HCN :



Forma geométrica: lineal.

• BF_4^- :



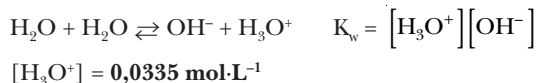
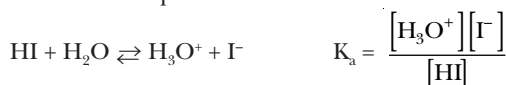
Forma geométrica: tetraédrica.

El B no tiene pares de electrones no enlazantes.

Problema 1

Datos: HI 0,1 M $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0335 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

a) Planteamos los equilibrios:



Podemos desprejir los protones que provienen del agua ($< 10^{-7} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) de manera que:

$$[\text{I}^-] = 0,0335 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{HI}] = 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} - 0,0335 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{HI}] = 0,0665 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

A partir de la constante de autoprotólisis del agua obtenemos:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{0,0335} = 2,99 \cdot 10^{-13} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La constante de equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{I}^-]}{[\text{HI}]} = \frac{0,0335 \cdot 0,0335}{0,0665} = 1,69 \cdot 10^{-2}$$

b) pH = 2,0

Para que el pH tenga este valor, es necesario:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Y, por consiguiente, según la estequiometría del equilibrio:

$$[\text{I}^-] = 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

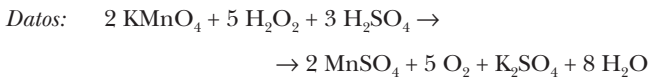
A partir de la constante de equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{I}^-]}{[\text{HI}]}$$

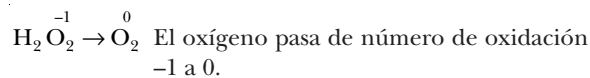
$$[\text{HI}] = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{I}^-]}{K_a} = \frac{(10^{-2})^2}{1,69 \cdot 10^{-2}} = 5,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

La concentración inicial de HI debe ser $5,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

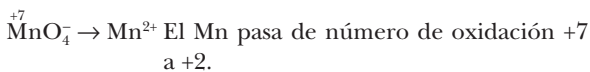
Problema 2



a) Oxida: H_2O_2 se oxida y pasa a O_2 .



Reduce: MnO_4^- se reduce y pasa a Mn^{2+} .



b) Datos: $V(\text{H}_2\text{O}_2) = 5,0 \text{ mL}$

$$V(\text{KMnO}_4) = 39,3 \text{ mL} \quad 0,50 \text{ M}$$

Calculamos los moles de H_2O_2 que se tienen en los 5,0 mL a partir del KMnO_4 utilizados:

$$39,3 \text{ mL disoluc. KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ L disoluc. KMnO}_4}{1000 \text{ mL disoluc. KMnO}_4} \cdot \frac{0,5 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ L disoluc. KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 0,0491 \text{ mol H}_2\text{O}_2$$

Calculamos la concentración de la disolución de H_2O_2 .

• Molaridad:

$$\text{molaridad}(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{0,0491 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{5,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

$$\text{molaridad}(\text{H}_2\text{O}_2) = 9,83 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

• $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$:

$$M(\text{H}_2\text{O}_2) = 2 \cdot 1,008 + 2 \cdot 16,00$$

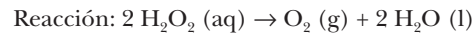
$$M(\text{H}_2\text{O}_2) = 34,016 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$C(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{0,049 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{5,0 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{34,016 \text{ g H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}$$

$$C(\text{H}_2\text{O}_2) = 333,36 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$$

La concentración de la disolución es $333,36 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ y $9,83 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

c) Datos: $V(\text{H}_2\text{O}_2) = 1 \text{ L} \quad 0,893 \text{ M}$



$$\text{Condiciones normales } \begin{cases} P = 1 \text{ atm} \\ T = 273 \text{ K} \end{cases}$$

Calculamos el volumen de O_2 obtenido a partir del litro de disolución de H_2O_2 .

$$1 \text{ L disoluc. H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{0,893 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{1 \text{ L disoluc. H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol O}_2} = 10,00 \text{ L O}_2$$

Obtendríamos $10,00 \text{ L}$ de O_2 medidos en condiciones normales.

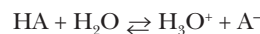
SOLUCIONARIO DEL MODELO NÚMERO 4

Cuestión 1

a) Conociendo únicamente el pH no podemos saber si se trata de un ácido débil o fuerte, puesto que la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ también depende de la concentración inicial del ácido.

b) La masa molecular no nos da ninguna información para poder averiguar la fuerza del ácido. Conocida la concentración, deberíamos saber el pH para poder ver si se trata de un ácido fuerte.

c) Con el valor de pH y la concentración sí podemos saber si se trata de un ácido fuerte o débil:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Si despreciamos $[\text{H}_3\text{O}^+]$ que proviene de la autoionización del agua:

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

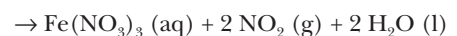
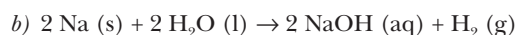
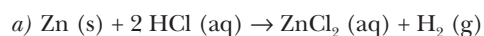
$$[\text{HA}] = C - [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Con lo cual podemos calcular la constante de acidez y determinar si se trata de un ácido fuerte o débil:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

d) La masa molecular no nos da ninguna información para saber si se trata de un ácido fuerte o débil. Por lo tanto, conociendo el pH estamos en la misma situación que en el apartado a.

Cuestión 2



Cuestión 3

Datos: $m(\text{NaNO}_3) = 320 \text{ kg}$ cada año

a) $M_r(\text{NaNO}_3) = 22,99 \text{ u} + 14,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u}$

$M(\text{NaNO}_3) = 85,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$n(\text{NaNO}_3) = 320 \text{ kg NaNO}_3 \cdot \frac{1000 \text{ g NaNO}_3}{1 \text{ kg NaNO}_3}$

$\cdot \frac{1 \text{ mol NaNO}_3}{85,0 \text{ g NaNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NaNO}_3} = 3764,71 \text{ mol N}$

$n.^\circ \text{ átomos (N)} = 320 \text{ kg NaNO}_3 \cdot \frac{1000 \text{ g NaNO}_3}{1 \text{ kg NaNO}_3}$

$\cdot \frac{1 \text{ mol NaNO}_3}{85,0 \text{ g NaNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NaNO}_3} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}}{\text{mol N}}$

$n.^\circ \text{ átomos (N)} = 2,27 \cdot 10^{27} \text{ átomos N}$

Cada año se aportan **3 764,71 mol de N** y **$2,27 \cdot 10^{27}$ átomos de N**.

b) Calculamos los kilogramos de NH_4NO_3 a partir de los moles de N que hemos calculado en el apartado anterior:

$M_r(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 2 \cdot 14,01 \text{ u} + 4 \cdot 1,008 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u}$

$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80,052 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$3764,71 \text{ mol N} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{2 \text{ mol N}} \cdot \frac{80,052 \text{ g NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}$

$\cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 150,7 \text{ kg de NH}_4\text{NO}_3$

Deberá utilizar **150,7 kg** de NH_4NO_3 .

Cuestión 4

a) $[\text{Na}^+] = 1s^2 2s^2 2p^6$

$[\text{Mg}^{2+}] = 1s^2 2s^2 2p^6$

$[\text{F}^-] = 1s^2 2s^2 2p^6$

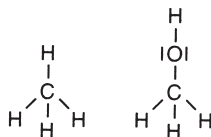
$[\text{O}^{2-}] = 1s^2 2s^2 2p^6$

Todos los iones tienen configuración de gas noble, porque su último nivel está lleno.

El último electrón ocupa en todos ellos el mismo orbital, por tanto tendrá mayor radio aquella especie que tenga menor número atómico, ya que la carga nuclear será menor en él para un electrón situado en el mismo orbital:

$\text{Mg} (Z = 12) < \text{Na} (Z = 11) < \text{F} (Z = 9) < \text{O} (Z = 8)$

b) Tanto el metano como el metanol son moléculas covalentes:



En la molécula de metano, los momentos dipolares de los enlaces se anulan por su geometría tetraédrica y, por tanto, la molécula es apolar.

En la molécula de metanol, los momentos dipolares de los enlaces no son iguales, y a pesar de su geometría tetraédrica, no se anulan y la molécula es polar.

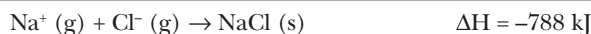
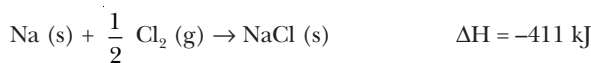
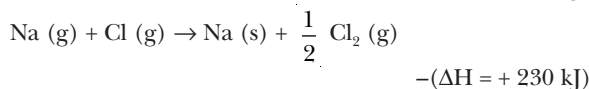
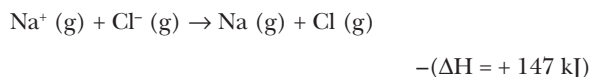
Por otro lado, el agua es también una molécula covalente polar:



La solubilidad entre dos sustancias es mayor cuanto más parecidas son en relación con las polaridades. Por tanto, el metanol será más soluble en agua que el metano, por ser éste apolar.

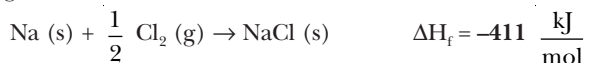
Problema 1

a) Reacción: $\text{Na}^+ (\text{g}) + \text{Cl}^- (\text{g}) \rightarrow \text{NaCl} (\text{s})$



La variación de entalpía es de **-788 kJ**.

b) Según la reacción:



ya que este valor es para la formación de 1 mol de NaCl.

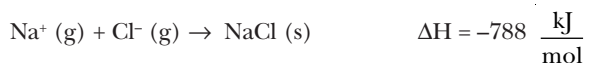
Expresándolo en $\text{J} \cdot \text{g}^{-1}$:

$M(\text{NaCl}) = 22,99 + 35,45 = 58,44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$\Delta H_f(\text{NaCl}) = \frac{-411 \text{ kJ}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,44 \text{ g NaCl}}$

$\Delta H_f(\text{NaCl}) = -7032,85 \text{ J} \cdot \text{g}^{-1}$

c) La energía reticular del compuesto viene dada por la reacción:



$\Delta U(\text{NaCl}) = -788 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} \cdot \frac{1000 \text{ J}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ cal}}{4,184 \text{ J}} \cdot \frac{1 \text{ kcal}}{1000 \text{ cal}}$

$\Delta U(\text{NaCl}) = -188,34 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$

Problema 2

Datos: $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$ $K_p = 2,49$

$t = 60^\circ \text{C}$

$P_T = 1 \text{ atm}$

a) Según la reacción: $\text{N}_2\text{O}_4 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2 (\text{g})$

n.º moles iniciales	n_i	0
n.º moles equilibrio	$n_i (1 - \alpha)$	$2 n_i \alpha$

n.º moles totales en el equilibrio:

$$n_i (1 - \alpha) + 2 n_i \alpha = n_i (1 + \alpha)$$

Calculamos el grado de disociación a partir de K_p :

$$K_p = \frac{P^2(\text{NO}_2)}{P(\text{N}_2\text{O}_4)} = \frac{[\chi(\text{NO}_2) \cdot P_T]^2}{\chi(\text{N}_2\text{O}_4) \cdot P_T} = \frac{\chi^2(\text{NO}_2) \cdot P_T}{\chi(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

Calculamos las fracciones molares:

$$\chi(\text{NO}_2) = \frac{n(\text{NO}_2)}{n_T} = \frac{2 m_i \alpha}{m_i (1 + \alpha)} = \frac{2 \alpha}{1 + \alpha}$$

$$\chi(\text{N}_2\text{O}_4) = \frac{n(\text{N}_2\text{O}_4)}{n_T} = \frac{m_i (1 - \alpha)}{m_i (1 + \alpha)} = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha}$$

$$K_p = \frac{\left(\frac{2\alpha}{1+\alpha}\right)^2 P_T}{\frac{1-\alpha}{1+\alpha}} = \frac{\frac{4\alpha^2}{(1+\alpha)^2} P_T}{\frac{1-\alpha}{1+\alpha}} = \frac{4\alpha^2 P_T}{(1+\alpha)(1-\alpha)}$$

$$K_p = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} P_T$$

Resolvemos la ecuación:

$$K_p = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} P_T \Rightarrow K_p - K_p \alpha^2 = 4\alpha^2 P_T$$

$$\alpha^2 (4 P_T + K_p) = K_p$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_p}{4 P_T + K_p}} = \sqrt{\frac{2,49 \text{ atm}}{4 \cdot 1 \text{ atm} + 2,49 \text{ atm}}} = 0,62$$

El grado de disociación es **0,62**.

b) b1) Al disminuir el volumen, aumentará la presión. Para contrarrestar la modificación, el sistema intenta disminuir la presión, y para ello se desplazará hacia el sentido en que haya menor número de moles de gas; en este caso, hacia la izquierda.

Por tanto, disminuirá la cantidad de NO_2 .

b2) Teniendo en cuenta que siempre hay que cumplir la constante de equilibrio:

$$K_C = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = \frac{\left(\frac{n(\text{NO}_2)}{V}\right)^2}{\frac{n(\text{N}_2\text{O}_4)}{V}} = \frac{n^2(\text{NO}_2)}{n(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

$$= \frac{\frac{n(\text{NO}_2)}{V} \cdot n(\text{NO}_2)}{n(\text{N}_2\text{O}_4)} = \frac{[\text{NO}_2] n(\text{NO}_2)}{n(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

Hemos visto que si disminuye el volumen, el equilibrio se desplaza hacia la izquierda, de manera que:

$n(\text{NO}_2)$ disminuye

$n(\text{N}_2\text{O}_4)$ aumenta

Con lo cual:

$$K_C = \frac{[\text{NO}_2]^2}{n(\text{N}_2\text{O}_4)}$$

Este factor disminuye porque el denominador aumenta y el numerador disminuye.

Para mantener el valor K_C constante, la $[\text{NO}_2]$ debe aumentar.

SOLUCIONARIO DEL MODELO NÚMERO 5

Cuestión 1

a) Reacción: $\text{O}_3(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{O}_2(\text{g})$

Calculamos la entalpía de reacción de la ecuación anterior:

$$\Delta H^0 = \sum n \Delta H_f^0(\text{productos}) - \sum m \Delta H_f^0(\text{reactivos})$$

$$\Delta H^0 = 2 \cdot \Delta H_f^0(\text{O}_2(\text{g})) - \Delta H_f^0(\text{O}_3(\text{g})) - \Delta H_f^0(\text{O}(\text{g}))$$

$$\Delta H^0 = 2 \cdot 0 - 142,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} - 247,3 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}} = -389,6 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Mediante el cálculo puede observarse que la reacción es exotérmica, de manera que en la zona donde tiene lugar se libera calor y aumenta la temperatura.

b) Algunos de los contaminantes que destruyen el ozono son los llamados clorofluorocarbonos, conocidos comercialmente como freones.

Son principalmente el freón 11: CFCl_3 y el freón 12: CF_2Cl_2 .

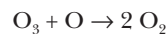
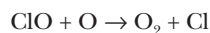
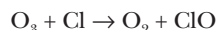
Estas sustancias son utilizadas como propelentes de aerosoles y como refrigerantes.

Su forma de actuación es la siguiente:

En la estratosfera, la radiación UV solar los descompone:



Los átomos de cloro catalizan la descomposición del ozono:



Una forma de evitar este efecto es disminuir la presencia de estos compuestos en la atmósfera. Para ello se ha prohibido su utilización como propelentes de aerosoles y su progresiva sustitución en los aparatos de refrigeración.

Cuestión 2

Datos: $P \cong 250 \text{ atm}$ $t \cong 400 \text{ }^\circ\text{C}$

Reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$

$$\Delta H^0 = -92 \text{ kJ}$$

El proceso de obtención del amoníaco se basa en una reacción que es un equilibrio, y por tanto, hay que favorecer

las condiciones que permiten que el equilibrio se desplace hacia la derecha.

A elevadas presiones, el equilibrio se desplaza hacia donde haya menor número de moles, esto es, hacia la producción de amoníaco. Siendo la reacción exotérmica, serían preferibles bajas temperaturas para que la reacción se desplazara hacia la derecha. Pero tal y como dice el enunciado, a temperaturas inferiores la velocidad de la reacción no es la adecuada para llevar a cabo el proceso. Por ello hay que buscar un compromiso entre una temperatura suficientemente elevada para la velocidad, pero a la vez la mínima posible para que el equilibrio se desplace hacia la derecha.

Cuestión 3

a) $4s^2 3d^0 4p^3$

El último nivel ocupado es $n = 4$, por tanto debe pertenecer al período 4. Como tiene 3 electrones en el subnivel p , pertenece a la familia del grupo 15.

Debe tener un estado de oxidación de -3 , ya que necesita 3 electrones más para tener configuración de capa llena.

b) b1) $n = 1 \quad l = 0 \quad m = 1 \quad s = \frac{1}{2}$

No es válida, porque m puede tener valores entre $-l$ y l , y en este caso m sólo puede tener el valor de 0.

b2) $n = 2 \quad l = 0 \quad m = 0 \quad s = -\frac{1}{2}$

Es válida porque los números cuánticos son posibles y porque un átomo de carbono en su estado fundamental ocupa orbitales hasta $2p^2$, y en este caso tenemos un electrón en $2s$.

b3) $n = 2 \quad l = 2 \quad m = -1 \quad s = -\frac{1}{2}$

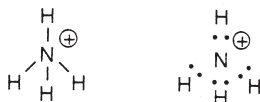
No es válida porque l sólo puede tener valores entre 0 y $n - 1$, en este caso los valores 0 y 1, pero nunca 2 si $n = 2$.

b4) $n = 3 \quad l = 1 \quad m = -1 \quad s = -\frac{1}{2}$

No es válida porque el carbono pertenece al segundo período, y en su estado fundamental no puede tener electrones en un nivel 3.

Cuestión 4

a) NH_4^+



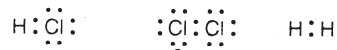
Forma geométrica: tetraédrica. El nitrógeno no tiene ningún par de electrones no enlazante.



Forma geométrica: pirámide trigonal. El oxígeno tiene un par de electrones no enlazante.

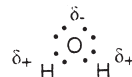
b) $\text{HCl}, \text{Cl}_2, \text{H}_2$

Los tres gases están formados por moléculas covalentes, donde sus estructuras de Lewis son:



El cloruro de hidrógeno es polar, mientras que el cloro y el hidrógeno son apolares.

La solubilidad de las sustancias depende de las polaridades de éstas con el disolvente. En este caso será más soluble el cloruro de hidrógeno, por ser una molécula polar igual que el agua:



Problema 1

Datos: m (compuesto) = 2,9 g m (CO_2) = 6,6 g

m (H_2O) = 2,7 g

a) Masa molecular compuesto entre 50 y 60.

Calculamos los moles de carbono del compuesto a partir del CO_2 obtenido:

M_r (CO_2) = 44,01 u

$$6,6 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,01 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,15 \text{ mol C}$$

Calculamos los moles de hidrógeno del compuesto a partir del H_2O obtenido:

M_r (H_2O) = 18,016 u

$$2,7 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,016 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,30 \text{ mol H}$$

Calculamos los moles de O a partir de la diferencia de masa:

$$\left(2,9 \text{ g} - 0,15 \text{ mol C} \cdot \frac{12,01 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} - 0,30 \text{ mol H} \cdot \frac{1,008 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \right) \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,00 \text{ g O}} = 0,05 \text{ mol O}$$

Dividimos por el menor número para hallar una relación de números enteros, y como la relación en moles es la misma que en átomos:

$$0,15 \text{ mol C} \xrightarrow{:0,05} 3,0 \text{ mol C}$$

$$0,30 \text{ mol H} \xrightarrow{:0,05} 6,0 \text{ mol H}$$

$$0,05 \text{ mol O} \xrightarrow{:0,05} 1,0 \text{ mol O}$$

Fórmula empírica: $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$

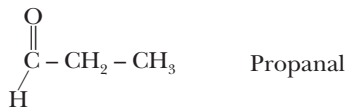
Calculamos la masa de la fórmula empírica:

$$M(C_3H_6O) = 3 \cdot 12,01 + 6 \cdot 1,008 + 16,00 = 58,08$$

Como la masa molecular está comprendida entre 50 y 60 u, la fórmula molecular coincide con la fórmula empírica.

Fórmula empírica y molecular: **C₃H₆O**.

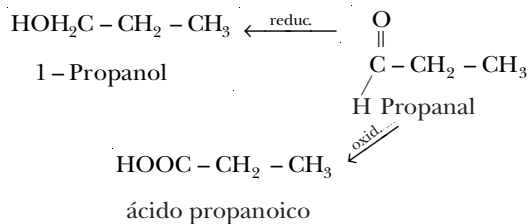
b) Fórmulas estructurales:



c) Reducción → alcohol

Oxidación → ácido

El compuesto desconocido debe ser el propanal:



Problema 2

Datos: $V(NH_3(g)) = 20 \text{ L}$ $V(\text{disol}) = 4,5 \text{ L}$
 $t = 10^\circ \text{C}$ $K_a(NH_3) = 1,78 \cdot 10^{-5}$
 $P = 2 \text{ atm}$

a) Calculamos los moles de $NH_3(g)$ que se han disuelto:

$$P V = n R T$$

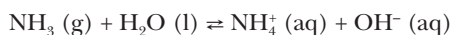
$$n(NH_3) = \frac{P V}{R T} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (10 + 273) \text{K}}$$

$$n(NH_3) = 1,72 \text{ mol } NH_3$$

Calculamos la concentración inicial de NH_3 :

$$C = \frac{1,72 \text{ mol } NH_3}{4,5 \text{ L}} = 0,382 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Calculamos las concentraciones de todas las especies, a partir del equilibrio y de la constante:



$[]_{eq}$	$C(1 - \alpha)$		$C\alpha$	$C\alpha$
------------	-----------------	--	-----------	-----------

$$K_b = \frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]}$$

Sustituimos en la constante:

$$K_b = \frac{(C\alpha)^2}{C(1-\alpha)} = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow K_b - K_b\alpha = C\alpha^2$$

$$C\alpha^2 + K_b\alpha - K_b = 0$$

Resolvemos la ecuación:

$$0,382\alpha^2 + 1,78 \cdot 10^{-5}\alpha - 1,78 \cdot 10^{-5} = 0$$

$$\alpha = 6,80 \cdot 10^{-3}$$

$$\alpha = -6,05 \cdot 10^{-3} \text{ No tiene sentido.}$$

Las concentraciones serán:

$$[NH_4^+] = C\alpha = 0,382 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 6,80 \cdot 10^{-3}$$

$$[NH_4^+] = \mathbf{2,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[OH^-] = C\alpha = \mathbf{2,60 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

Despreciamos las que provienen de la autoionización del agua:

$$[NH_3] = C(1 - \alpha)$$

$$[NH_3] = 0,382 \frac{\text{mol}}{\text{L}} (1 - 6,80 \cdot 10^{-3})$$

$$[NH_3] = \mathbf{0,379 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{2,60 \cdot 10^{-3}}$$

$$[H_3O^+] = \mathbf{3,85 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$$

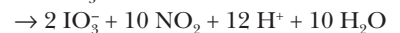
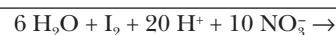
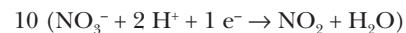
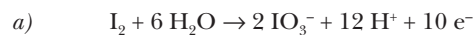
b) El grado de disociación que hemos calculado en el apartado anterior es $\alpha = \mathbf{6,80 \cdot 10^{-3}}$.

$$c) \text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log 3,85 \cdot 10^{-12} = \mathbf{11,41}$$

$$\text{pOH} = -\log [OH^-] = -\log 2,60 \cdot 10^{-3} = \mathbf{2,59}$$

SOLUCIONARIO DEL MODELO NÚMERO 6

Cuestión 1



b) I_2 : yodo

HIO_3 : ácido iódico

HNO_3 : ácido nítrico

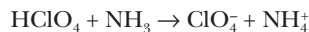
NO_2 : óxido de nitrógeno (IV)

H_2O : agua

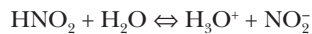
Agente oxidante: NO_3^- (porque el N se reduce: pasa de tener número de oxidación +5 a +4).

Agente reductor: I_2 (porque el I se oxida: su número de oxidación pasa de 0 a +5).

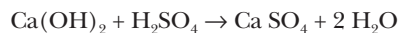
Cuestión 2



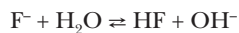
ion amonio \rightarrow Es un ácido.



ion nitrito \rightarrow Es una base.

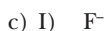
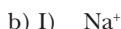
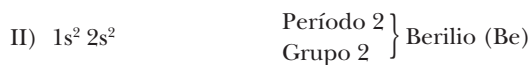


ácido sulfúrico \rightarrow Es un ácido.



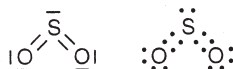
ion hidróxido \rightarrow Es una base.

Cuestión 3

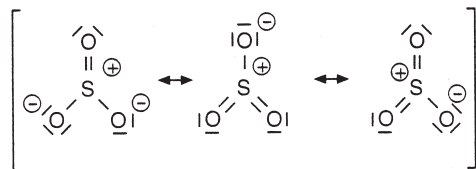


Cuestión 4

a) Estructura de Lewis del SO_2

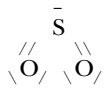


Estructura de Lewis del SO_3



b) SO_2 : Forma geométrica: angular.

SO_3 : Forma geométrica: plano trigonal.



El ángulo de enlace O-S-O será ligeramente menor a 120° , ya que las fuerzas de repulsión entre un par de electrones no enlazantes y par de electrones enlazantes es algo mayor que entre dos pares de electrones enlazantes.

La molécula será polar porque no se anulan los momentos dipolares de los enlaces.

• SO_3

El ángulo de enlace O-S-O será de 120° para cada enlace, ya que las repulsiones que se dan son todas iguales y entre pares enlazantes.



La molécula será no polar porque el momento dipolar resultante es 0 debido a que se anulan por la geometría de la molécula.

Problema 1

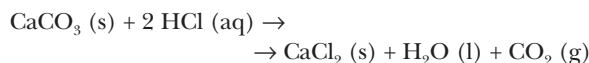
a) Datos: m (mármol) = 0,350 g

$$V(\text{CO}_2(\text{g})) = 83,2 \text{ cm}^3$$

$$t = 22 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$P = 750 \text{ mm Hg}$$

Reacción:



Calculamos los moles de CO_2 obtenidos a partir de la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P = 750 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,987 \text{ atm}$$

$$V = 83,5 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} = 8,35 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3$$

$$T = 22 + 273 = 295 \text{ K}$$

$$PV = nRT$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{PV}{RT} = \frac{0,987 \text{ atm} \cdot 8,35 \cdot 10^{-2} \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 295 \text{ K}}$$

$$n(\text{CO}_2) = 3,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2$$

Calculamos la masa de CaCO_3 que hay en el mármol y que ha reaccionado dando CO_2 :

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 40,08 \text{ u} + 12,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u}$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100,09$$

$$3,41 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2}$$

$$\frac{100,09 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,341 \text{ g CaCO}_3$$

Calculamos el porcentaje en masa:

$$\% \text{CaCO}_3 = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{m(\text{mármol})} \cdot 100 = \frac{0,341 \text{ g}}{0,350 \text{ g}} \cdot 100$$

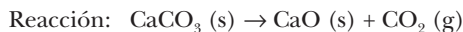
$$\% \text{CaCO}_3 = 97,43 \%$$

El porcentaje en masa de CaCO_3 es del **97,43%**.

b) m (caliza) = 1 t

$$\% \text{CaCO}_3 = 90 \% \text{ (en masa)}$$

$$\text{Rendimiento: } 80 \%$$



$M_r (\text{CaO}) = 40,08 \text{ u} + 16,00 \text{ u} = 56,08 \text{ u}$

1 t caliza · $\frac{10^6 \text{ g caliza}}{1 \text{ t caliza}} \cdot \frac{90 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g caliza}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,09 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{56,08 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{80}{100} = 4,03 \cdot 10^5 \text{ g CaO}$

Se pueden obtener **403 kg** de cal viva.

Problema 2

Datos: $n (\text{CO}_2 (\text{g})) = 0,61 \text{ mol}$ $t = 1\ 250\ ^\circ\text{C}$

$n (\text{H}_2 (\text{g})) = 0,39 \text{ mol}$ $V = 10 \text{ L}$

Equilibrio: $n_{\text{eq}} (\text{CO}_2 (\text{g})) = 0,35 \text{ mol}$

a) Reacción: $\text{CO}_2 (\text{g}) + \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO} (\text{g}) + \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

n_i	0,61	0,39	-	-
n_{eq}	0,35	0,13	0,26	0,26

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{\left(\frac{0,26 \text{ mol}}{10 \text{ L}}\right)^2}{\frac{0,35 \text{ mol}}{10 \text{ L}} \cdot \frac{0,13 \text{ mol}}{10 \text{ L}}} = 1,49$$

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

$R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$ $T = 1\ 250 + 273 = 1\ 523 \text{ K}$

$\Delta n = 2 - 2 = 0$

$K_p = K_c (RT)^0 = K_c$

$K_c = 1,49$

El valor de K_c y K_p es el mismo y es **1,49**.

b) Si la temperatura es constante, el valor de K_c y K_p se mantiene. Al añadir H_2 , aumenta su concentración y el sistema evoluciona en el sentido que disminuya esta concentración para mantener el valor de la constante.

Por tanto, el equilibrio se desplazará hacia la derecha: aumentarán las concentraciones de CO y H_2O , y disminuirá la concentración de CO_2 .

c) Según el equilibrio:



n_i	0,35	0,13 + 0,22	0,26	0,26
n_{eq}	0,35 - x	0,35 - x	0,26 + x	0,26 + x

Sustituimos en la constante:

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{\left(\frac{0,26 + x}{V}\right)^2}{\left(\frac{0,35 - x}{V}\right)^2} = \frac{(0,26 + x)^2}{(0,35 - x)^2}$$

Resolvemos la ecuación: $\sqrt{K_c} = \frac{0,26 + x}{0,35 - x}$

$(0,35 - x) \sqrt{K_c} = 0,26 + x$

$(0,35 - x) \sqrt{1,49} = 0,26 + x$

$0,43 - 1,22 x = 0,26 + x \Rightarrow x = 0,08 \text{ mol}$

Los moles de cada especie en el equilibrio:

$n (\text{CO}_2) = 0,35 - 0,08 = \mathbf{0,27 \text{ mol}}$

$n (\text{H}_2) = 0,35 - 0,08 = \mathbf{0,27 \text{ mol}}$

$n (\text{CO}) = 0,26 + 0,08 = \mathbf{0,34 \text{ mol}}$

$n (\text{H}_2\text{O}) = 0,26 + 0,08 = \mathbf{0,34 \text{ mol}}$

SOLUCIONARIO DEL MODELO NÚMERO 7

Cuestión 1

a) Reacción: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{A}^-$

$[\text{A}^-]_{\text{eq}}$	$C_0 - x$		x	x
----------------------------	-----------	--	---	---

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Sustituyendo en la constante: $K_a = \frac{x^2}{C_0 - x}$

Hemos despreciado la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ que proviene de la autoionización del agua.

Como $K_a \ll C_0$, podemos despreciar la concentración de ácido que se ioniza frente a la concentración inicial: $C_0 - x \approx C_0$

De manera que:

$$K_a = \frac{x^2}{C_0} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = x = \sqrt{K_a \cdot C_0}$$

b) Un indicador ácido-base es una sustancia de carácter ácido o básico débil que tiene la propiedad de presentar colores diferentes según el pH de la disolución en que se encuentra disuelto.

Su comportamiento para el caso de un indicador ácido débil monoprótico puede verse según:



Cada indicador tiene un intervalo de viraje característico, es decir, un entorno más o menos reducido de unidades de pH dentro del cual se realiza el cambio de color.

La aplicación más usual es en las valoraciones ácido-base. Sirve para detectar el punto de equivalencia.

El momento en que el indicador cambia de color se llama punto final de la valoración.

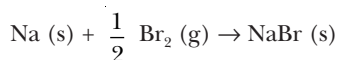
Para que la valoración sea buena, el punto final y el de equivalencia deben coincidir.

Cuestión 2

- a) *Cierta*. El átomo de hidrógeno está formado por un electrón, un protón y un neutrón, y los espectros de emisión se producen cuando el único electrón que posee pasa de un nivel de energía superior a otro inferior.
- b) *Cierta*. Ambos tienen el mismo número de protones, de manera que la carga nuclear es la misma para el electrón más externo, pero el anión tiene mayor número de electrones, con lo cual el efecto apantallamiento sobre el electrón más externo es mayor. Como resultado, la carga nuclear efectiva sobre el electrón del ion es menor y en consecuencia su radio es mayor.
- c) *Falsa*. A medida que avanzamos de izquierda a derecha en una fila del sistema periódico, aumenta la energía de ionización.

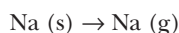
Al ir hacia la derecha, disminuye el radio atómico y aumenta la carga nuclear efectiva sobre el electrón más externo. La energía de ionización es la energía mínima para obtener el ion monopositivo; por tanto, cuanto más a la derecha, mayor será la energía necesaria.

Cuestión 3

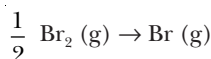


Procesos que deben realizarse:

- 1) Vaporización de 1 mol de Na (s): se absorbe la energía molar de sublimación.



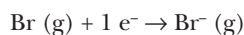
- 2) Disociación de medio mol de Br₂ (g): se absorbe la mitad de la energía molar del enlace.



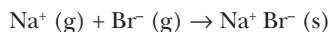
- 3) Ionización de 1 mol de átomos de Na (g): se absorbe la energía molar de ionización.



- 4) Ionización de 1 mol de átomos de Br (g): se desprende la afinidad electrónica molar del bromo.



- 5) Condensación de los iones gaseosos para formar un mol de sólido: se desprende la energía de red.

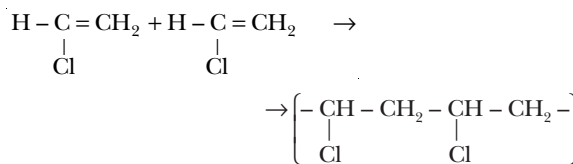


Cuestión 4



1 - cloroeteno

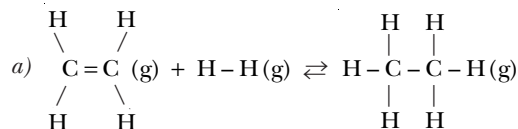
- b) La unión de las moléculas se inicia por la obtención de radicales libres por acción de catalizadores. Se produce por yuxtaposición de unidades de monómero con algún enlace múltiple y no se liberan moléculas simples:



La unidad cuya repetición da lugar al PVC es (C₂H₃Cl)_n:



Problema 1



$$\Delta H_r^0 = \sum m \Delta H_{\text{rotos}} - \sum n \Delta H_{\text{formados}}$$

$$\Delta H_r^0 = \Delta H (\text{C} = \text{C}) + 4 \Delta H (\text{C} - \text{H}) + \Delta H (\text{H} - \text{H}) - 6 \Delta H (\text{C} - \text{H}) - \Delta H (\text{C} - \text{C})$$

$$\Delta H (\text{C} = \text{C}) = \Delta H_r^0 + 2 \Delta H (\text{C} - \text{H}) + \Delta H (\text{C} - \text{C}) - \Delta H (\text{H} - \text{H})$$

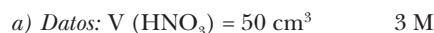
$$\Delta H (\text{C} = \text{C}) = -137 \text{ kJ} + 2 \cdot 415 \text{ kJ} + 347 \text{ kJ} - 436 \text{ kJ}$$

$$\Delta H (\text{C} = \text{C}) = \mathbf{604 \text{ kJ}}$$

- b) La *presión* deberá ser elevada, ya que hay menos moles a la derecha, y por tanto, el equilibrio se desplazará hacia la formación de etano.

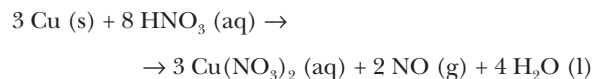
La *temperatura* deberá ser baja, ya que la reacción es exotérmica, y de esta forma se favorece el desplazamiento del equilibrio hacia la derecha.

Problema 2



$$m (\text{Cu}) = 5 \text{ g}$$

Reacción:



Calculamos el número de moles de HNO₃ que hay en los 50 cm³ de disolución de HNO₃:

$$50 \cdot 10^{-3} \text{ L disoluc HNO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L disoluc HNO}_3} =$$

$$= 0,150 \text{ mol HNO}_3$$

Calculamos los moles de Cu que tenemos:

$$M (\text{Cu}) = 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$5 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,55 \text{ g Cu}} = 0,079 \text{ mol Cu}$$

Calculamos cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\frac{0,150 \text{ mol HNO}_3}{0,079 \text{ mol Cu}} = 1,9 < \frac{8}{3} = 2,7$$

El reactivo limitante es el HNO₃.

Calculamos los moles de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ que se obtendrán a partir de los 50 cm³ de HNO_3 :

$$M_r(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 63,55 \text{ u} + 2 \cdot 14,01 \text{ u} + 3 \cdot 16,00 \text{ u}$$

$$M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 187,57 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$50 \cdot 10^{-3} \text{ L disoluc HNO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L disoluc HNO}_3}$$

$$\frac{3 \text{ mol Cu}(\text{NO}_3)_2}{8 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{187,57 \text{ g Cu}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol Cu}(\text{NO}_3)_2} =$$

$$= 10,55 \text{ g Cu}(\text{NO}_3)_2$$

Se pueden obtener como máximo **10,55 g** $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

b) Se oxida el Cu a Cu^{2+} ; por tanto, el Cu es el reductor.

Se reduce el HNO_3 a NO; por tanto, el HNO_3 es el oxidante.

SOLUCIONARIO DEL MODELO NÚMERO 8

Cuestión 1

Datos: $\text{Ag}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{calor} \rightleftharpoons \text{Ag}_2\text{O}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

$$K_p = 0,0095 \text{ atm} \quad t = 110 \text{ }^\circ\text{C}$$

a) $m(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 1 \text{ g} \quad K_p = P(\text{CO}_2)$

$$V = 100 \text{ mL} \quad t = 110 \text{ }^\circ\text{C}$$

Cuando se alcance el equilibrio, la presión de CO_2 será:
 $P(\text{CO}_2) = K_p = 0,0095 \text{ atm}$

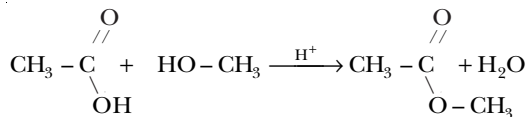
b) Al aumentar la temperatura, el equilibrio se desplazará en el sentido que se absorba calor, esto es hacia la derecha.

c) Para mantener el equilibrio, si se aumenta el volumen, disminuirá la presión, de manera que el equilibrio se desplazará en el sentido que haya más número de moles gaseosos para que aumente la presión y mantener así la constante de equilibrio.

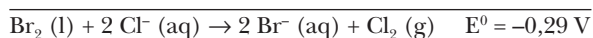
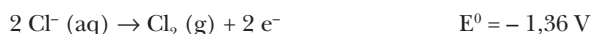
Se desplazará hacia la derecha.

Cuestión 2

a) Las materias primas necesarias para obtener un éster son: un ácido carboxílico y un alcohol, que por una reacción de esterificación dan lugar a un éster. También debe haber la presencia de un catalizador.

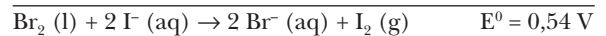


b) • Primer caso:



No se producirá reacción redox porque el potencial estándar de la reacción es negativo, es decir, la reacción no es favorable.

• Segundo caso:



El potencial estándar de la reacción es favorable, por tanto sí tendrá lugar una reacción redox:

— Se reduce el Br_2 que pasa a Br^- .

— Se oxida el I^- que pasa a I_2 .

Observaríamos la aparición de un sólido que sería I_2 y la disminución del color característico de la disolución de Br_2 , ya que se iría consumiendo.

Cuestión 3

a) El mejor agente oxidante será el F, ya que tiene una elevada electronegatividad y la afinidad electrónica mayor, es decir, tiene gran facilidad para ganar electrones.

Después le seguiría el O. A continuación, el Na y el Ba, y en último término el Ne.

Según las configuraciones electrónicas, también podemos observar que el F^- precisa 1 e^- para alcanzar configuración de gas noble, por eso es un buen oxidante.

b) Las mejoras introducidas por Bohr son:

— Rutherford ya suponía que los electrones estaban en la corteza y que giraban alrededor del núcleo como un sistema solar. Bohr añade que los electrones giran describiendo órbitas circulares y que sólo hay unas zonas en las cuales está permitido que el electrón se encuentre.

Bohr asigna a estas zonas unos valores de energía y las llama niveles, que están cuantizados.

— Bohr añade además la posibilidad de calcular cuáles de todas las órbitas posibles son las que están permitidas.

— Las modificaciones de Bohr permitían explicar los aspectos atómicos obtenidos, ya que cuando un electrón cambia de nivel se libera o absorbe energía.

Cuestión 4

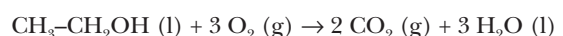
a) *Sodio*, porque se trata de un metal; por lo tanto, conductor en estado sólido, de bajo punto de fusión.

b) *Silicio*, porque es un no metal que formará una sustancia covalente atómica, es decir, una red atómica donde todos los átomos están unidos por enlaces covalentes, y esto da lugar a un punto de fusión muy elevado.

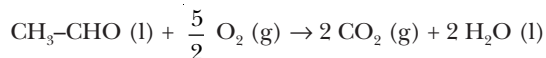
c) *Cloruro de potasio*, porque es un compuesto iónico, no conductor en estado sólido, pero si funde, los iones adquieren cierta libertad y pueden moverse dando lugar a una cierta conductividad.

Problema 1

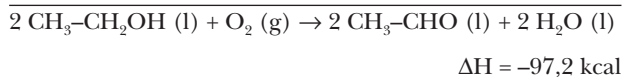
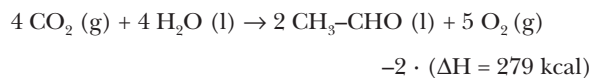
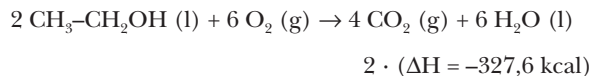
a) Combustión del etanol:



Combustión de acetaldehído:



b) A partir de las dos reacciones:



La variación de la entalpía de reacción es **-97,2 kcal**.

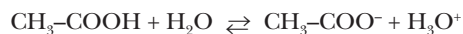
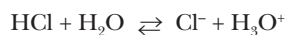
Problema 2

Datos: $V(\text{HCl}) = 150 \text{ mL}$ $M(\text{HCl}) = 0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$V(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 150 \text{ mL}$

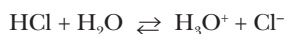
$M(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

a) Equilibrios:



Se trata de dos ácidos monopróticos de la misma concentración. Puesto que el HCl es fuerte y el ácido acético es débil, la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ será mayor en la disolución del primero; por tanto, el pH será menor en la disolución de HCl.

b) Para HCl:

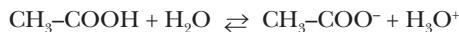


[] _{eq}	-		C_0	C_0
-------------------	---	--	-------	-------

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_0 = 0,25 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 0,063$$

Para el $\text{CH}_3\text{-COOH}$:



[] _{eq}	$C_0 - x$		x	x
-------------------	-----------	--	-----	-----

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Sustituimos en K_a : $K_a = \frac{x^2}{C_0 - x}$

$$x^2 + K_a x - K_a C_0 = 0$$

Resolvemos la ecuación:

$$x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} x - 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,25 = 0$$

$$x = 2,11 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$x = -2,13 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ No es válida.}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2,11 \cdot 10^{-3} = 2,68$$

El pH de la disolución de HCl es **0,063** y el del ácido acético es **2,68**.

c) Para que el ácido tuviera el pH de la segunda:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,68} = 2,11 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Por la dilución efectuada:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{V_0 \cdot C_0}{V_0 + V} = 2,11 \cdot 10^{-3}$$

Donde V es el volumen de agua añadido:

$$V = \frac{V_0 \cdot C_0}{2,11 \cdot 10^{-3}} - V_0$$

$$V = \frac{150 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{2,11 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} - 150 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 17,62 \text{ L}$$

Hay que añadir **17,62 L** de agua.