

# SELECTIVIDAD 2003.

## EXÁMENES RESUELTOS

El examen consta de dos opciones A y B. El alumno deberá desarrollar una de ellas completa sin mezclar cuestiones de ambas, pues, en este caso, el examen quedaría anulado y la puntuación global en Química sería cero.

Cada opción (A o B) consta de seis cuestiones estructuradas de la siguiente forma: una pregunta sobre nomenclatura química, tres cuestiones de conocimientos teóricos o de aplicación de los mismos que requieren un razonamiento por parte del alumno para su resolución y dos problemas numéricos de aplicación.

### **Valoración de la prueba:**

- Pregunta nº 1.
  - Seis fórmulas correctas..... 1'5 puntos.
  - Cinco fórmulas correctas..... 1'0 puntos.
  - Cuatro fórmulas correctas..... 0'5 puntos
  - Menos de cuatro fórmulas correctas..... 0'0 puntos.
- Preguntas nº 2, 3 y 4 ..... Hasta 1'5 puntos cada una.
- Preguntas nº 5 y 6 ..... Hasta 2'0 puntos cada una.

Cuando las preguntas tengan varios apartados, la puntuación total se repartirá, por igual, entre los mismos.

Cuando la respuesta deba ser razonada o justificada, el no hacerlo conllevará una puntuación de cero en ese apartado.

Si en el proceso de resolución de las preguntas se comete un error de concepto básico, éste conllevará una puntuación de cero en el apartado correspondiente.

Los errores de cálculo numérico se penalizarán con un 10% de la puntuación del apartado de la pregunta correspondiente. En el caso en el que el resultado obtenido sea tan absurdo o disparatado que la aceptación del mismo suponga un desconocimiento de conceptos básicos, se puntuará con cero.

En las preguntas 5 y 6, cuando haya que resolver varios apartados en los que la solución obtenida en el primero sea imprescindible para la resolución de los siguientes, se puntuarán éstos independientemente del resultado de los anteriores.

La expresión de los resultados numéricos sin unidades o unidades incorrectas, cuando sean necesarias, se valorará con un 50% del valor del apartado.

La nota final del examen se redondeará a las décimas de punto.

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Sulfito de calcio.
- Hidróxido de estroncio.
- Metanal.
- $\text{PtI}_2$
- $\text{H}_3\text{PO}_4$ .
- $\text{CH}_2=\text{CHCH}=\text{CH}_2$ .

- $\text{CaSO}_3$ .
- $\text{Sr}(\text{OH})_2$ .
- H-CHO.
- Yoduro de platino (II). Ioduro platinoso. Diioduro de platino.
- Ácido fosfórico (aunque se trata del ortofosfórico, sólo se dice fosfórico), Tetraoxofosfato (V) de hidrógeno.
- 1,3-Butadieno (o sólo butadieno).

2

- Indique cuáles de los siguientes grupos de números cuánticos son posibles para un electrón en un átomo:  $(4,2,0,+1/2)$ ,  $(3,3,2,-1/2)$ ,  $(2,0,1,+1/2)$ ,  $(3,2,-2,-1/2)$ ,  $(2,0,0,-1/2)$ .
- De las combinaciones anteriores que son correctas, indique el orbital donde se encuentre el electrón.
- Enumere los orbitales del apartado anterior en orden creciente de energía

- a. b.
- $(4,2,0,+1/2)$  está permitido y representa un electrón en un orbital 4d.
  - $(3,3,2,-1/2)$  no es posible por el número cuántico secundario, l, ha de ser menor que el principal, n.
  - $(2,0,1,+1/2)$  no es posible por el número cuántico magnético, m, no puede ser mayor que el secundario, l.
  - $(3,2,-2,-1/2)$  está permitido y representa un electrón en un orbital 3d.
  - $(2,0,0,-1/2)$  está permitido y representa un electrón en un orbital 2s.
- c. el orden creciente de las energías de los tres orbitales anteriores, teniendo en cuenta que el valor de ésta viene dado por la suma de  $n + l$ , será:  $2s (2+0) < 3d (3+2) < 4d (4+2)$ .

3

- Describa el efecto de un catalizador sobre el equilibrio químico.
- Defina cociente de reacción, Q.
- Diferencie entre equilibrio homogéneo y heterogéneo.

- La presencia de un catalizador en un equilibrio no modifica el estado del mismo ni el valor de la constante de equilibrio por lo que equilibrio no se desplazará en ningún sentido. Sólo aumenta la velocidad de reacción, haciendo que la misma alcance antes el equilibrio.
- El cociente de reacción responde a la misma expresión de la constante de equilibrio pero en él, las concentraciones no corresponden a las de equilibrio, sino a las de un instante cualquiera en el transcurso de la reacción.
- Un equilibrio es homogéneo cuando todas las sustancias que intervienen en la reacción (reactivos y productos) se encuentran en la misma fase y heterogéneo cuando hay distintas fases entre ellas.

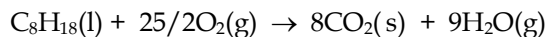
4 Complete las siguientes reacciones orgánicas e indique de qué tipo son::

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} (\text{H}_2\text{SO}_4, \text{calor}) \rightarrow \quad + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HI} \rightarrow$
- $\text{C}_6\text{H}_6 (\text{Benceno}) + \text{HNO}_3 \rightarrow \quad + \text{H}_2\text{O}$

- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH} (\text{H}_2\text{SO}_4, \text{calor}) \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (Eliminación)
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HI} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHIICH}_3$  (Adición electrófila)
- $\text{C}_6\text{H}_6 (\text{Benceno}) + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (Sustitución electrófila)

- 5 A efectos prácticos la gasolina se puede considerar como un octano. Si las entalpías de formación del  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ,  $\text{CO}_2(\text{g})$  y  $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$  son respectivamente  $-241,8$ ,  $-393,5$  y  $-250,0$  kJ/mol, calcule:
- Entalpía de combustión del octano.
  - Energía que necesita un automóvil por cada km si su consumo es de 5 L cada 100 km.
- Datos: densidad del octano líquido: 0,8 kg/L; masas atómicas: C: 12, H: 1.

- a. Una vez ajustada la reacción de combustión del octano, con los calores de formación del  $\text{CO}_2(\text{g})$ ,  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  y  $\text{C}_8\text{H}_{18}(\text{l})$  y aplicando la definición de entalpía de una reacción, se puede calcular la entalpía de la reacción que interesa:



$$\Delta H_{\text{r}}^\circ = \sum(\Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Productos}) - \sum(\Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Reactivos}) = \Delta H_{\text{r}}^\circ = 8\Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Dióxido} + 9\Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Agua} - \Delta H_{\text{f}}^\circ \text{Octano} =$$

$$8 \text{ m} \cdot (-393,5 \text{ kJ/m}) + 9 \text{ m} \cdot (-241,8 \text{ kJ/m}) - 1 \text{ m} \cdot (-250 \text{ kJ/m}) = -5074,2 \text{ kJ/mol de octano}$$

- b. Se calcula la gasolina que consumirá cada kilómetro y, como se conoce la que proporciona un mol, se realiza una operación de corrección:

$$(1 \text{ km}) \cdot \left(\frac{5 \text{ L}}{100 \text{ km}}\right) \cdot \left(\frac{800 \text{ g}}{1 \text{ L}}\right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114 \text{ g}}\right) = 0,35 \text{ moles C}_8\text{H}_{18}$$

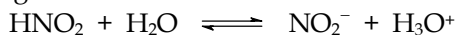
$$0,35 \text{ moles C}_8\text{H}_{18} \cdot \left(\frac{5074,2 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}\right) = 1780,4 \text{ kJ}$$

- 6 Se preparan 100 mL de una disolución acuosa de ácido nitroso que contienen 0,47 g de éste ácido.
- El grado de disociación del ácido nitroso.
  - El pH de la disolución.
- Datos:  $K_{\text{a}}(\text{HNO}_2) = 5,0 \cdot 10^{-4}$ . Masas atómicas: N = 14; H = 1. O: 16.

- a. Para el ácido nitroso, cuya concentración inicial es:

$$[\text{HNO}_2] = (0,47 \text{ g}/0,1 \text{ L}) \cdot (1 \text{ mol}/47 \text{ g}) = 0,1 \text{ M}$$

La reacción de disociación en agua es:



	$\text{HNO}_2$	$\text{NO}_2^-$	$\text{H}_3\text{O}^+$
Conc. Inicial	0,1	-	-
Conc. Disociada	$0,1\alpha$	-	-
Conc. Equilibrio	$0,1(1-\alpha)$	$0,1\alpha$	$0,1\alpha$

Sustituyendo en la expresión de la constante de equilibrio:

$$4 \cdot 10^{-4} = \frac{0,1\alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow 0,1\alpha^2 + 4 \cdot 10^{-4}\alpha - 4 \cdot 10^{-4} = 0; \alpha = 0,061 = 6,1\%$$

- b. Conocido el grado de disociación, sólo resta sustituir en la concentración de hidrogenoiones:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log c\alpha = -\log 0,1 \cdot 0,061 = 2,21$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Ácido perclórico.
- Óxido de titanio (IV).
- Fenol.
- $\text{PbF}_2$
- $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ .
- $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$ .

a.  $\text{HClO}_4$ .

b.  $\text{TiO}_2$ .



d. Fluoruro de plomo (II). Difluoruro de plomo. Fluoruro plumboso.

e. Carbonato ácido de amonio. Hidrógenocarbonato amónico. Hidrógenotrioxocarbonato (IV) de amonio.

f. Etanato de metilo. Acetato de metilo.

2 La estricnina es un potente veneno que se ha usado como raticida, de fórmula  $\text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{O}_2\text{N}_2$ . Para 1 mg de estricnina, calcule:

- En número de moles de carbono.
- El número de moléculas de estricnina.
- El número de átomos de nitrógeno.

a. Como en un mol de estricnina hay 21 moles de carbono:

$$0,001 \text{ g } \text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{O}_2\text{N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{O}_2\text{N}_2}{334 \text{ g } \text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{O}_2\text{N}_2} \cdot \frac{21 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } \text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{O}_2\text{N}_2} = 6,28 \cdot 10^{-5} \text{ m de carbono}$$

b. Como en un mol de estricnina hay  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de estricnina y su masa molar es 334 g:

$$0,001 \text{ g } \text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{O}_2\text{N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{O}_2\text{N}_2}{334 \text{ g } \text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{O}_2\text{N}_2} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{O}_2\text{N}_2}{1 \text{ mol } \text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{O}_2\text{N}_2} =$$

$$= 1,8 \cdot 10^{18} \text{ moléculas de } \text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{O}_2\text{N}_2$$

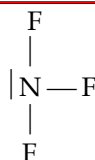
c. Como en un molécula de estricnina hay 2 átomos de nitrógeno:

$$1,8 \cdot 10^{18} \text{ moléculas estricnina} \cdot \frac{2 \text{ átomos N}}{1 \text{ molécula estricnina}} = 3,6 \cdot 10^{18} \text{ átomos de nitrógeno}$$

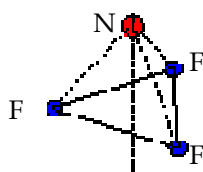
3 Dada las sustancias  $\text{NF}_3$ ,

- Represente las estructuras de Lewis
- Deduzca, mediante el método de RPECV, la geometría de cada molécula.
- Indique si es o no polar.

a.



La estructura de Lewis indica tres pares de electrones compartidos y uno sin compartir



Según el método de RPECV, es una molécula del tipo  $\text{AB}_3\text{E}$ , (tres pares de  $e^-$  enlazantes y uno no enlazante), tendrá forma de pirámide triangular.

Polar con momento dipolar total dirigido hacia la base de la pirámide donde están los átomos de flúor por ser estos mucho más electronegativos que el átomo de nitrógeno.

4 Sean cuatro disoluciones caracterizadas por.

A: pH=4; B:  $[\text{OH}^-] = 10^{-14}$ ; C:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$ ; D: pH = 9

- Ordénelas de menor a mayor acidez.
- Indique cuáles son ácidas, básicas o neutras.

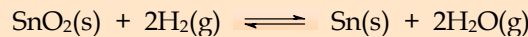
a. Se calcula la concentración de hidrogenoiones en cada una y se ordenan de forma creciente según las mismas o se calcula el pH de cada una de ellas y se ordenan en orden decreciente del mismo.

- $[\text{H}_3\text{O}^+]_A = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4}$
- $[\text{H}_3\text{O}^+]_B = K_w / [\text{OH}^-] = 1$
- $[\text{H}_3\text{O}^+]_C = 10^{-7}$
- $[\text{H}_3\text{O}^+]_D = 10^{-\text{pH}} = 10^{-9}$

Por tanto, el carácter ácido aumenta:  $D < C < A < B$

- Ácidas ( $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$  o  $\text{pH} < 7$ ): A y B;  
Básicas ( $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}$  o  $\text{pH} > 7$ ): D;  
Neutras ( $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$  o  $\text{pH} = 7$ ) C.

5 Para la reacción:



A 750°C, la presión total del sistema es 32 mm Hg y la presión parcial del agua es 27,3 mm Hg. Calcule:

- El valor de  $K_p$  a esa temperatura
- El número de moles de  $\text{H}_2$  y de vapor de agua si el volumen del reactor es de 2 L.

a. Como los dos únicos gases que existen en el equilibrio son el hidrógeno y agua, si la presión parcial del agua es 27,3 mm Hg, la del hidrógeno será la total menos la del agua:

$$32 \text{ mm Hg} - 27,3 \text{ mm Hg} = 4,7 \text{ mm Hg.}$$

Conocidas las presiones, se sustituye en la expresión de  $K_p$ :

$$K_p = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}^2}{P_{\text{H}_2}^2} = 33,74$$

b. Aplicando la ecuación de los gases ideales para cada uno de los dos:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2} V}{RT} = 1,47 \cdot 10^{-4} \text{ mol}; \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}} V}{RT} = 8,56 \cdot 10^{-4} \text{ mol};$$

6 Para cada una de las siguientes electrólisis calcule:

- Masa de cinc depositada en el cátodo al pasar por una disolución de  $\text{Zn}^{2+}$  una corriente de 1,87 A durante 42,5 minutos.
- Tiempo necesario para que se depositen 0,58 g de plata al pasar por una disolución de  $\text{AgNO}_3$  una corriente de 1,84 A.

a. Se calcula la cantidad de carga que ha circulado y después se aplica la segunda ley de Faraday:

$$Q = I \cdot t = 1,87 \text{ A} \cdot 2550 \text{ s} = 4768,5 \text{ C}$$

$$(4768,5 \text{ C}) \cdot \left( \frac{1 \text{ eq - g Zn}}{96500 \text{ C}} \right) \cdot \left( \frac{65,4 \text{ g Zn}}{2 \text{ eq - g Zn}} \right) = 1,616 \text{ g Zn}$$


b. El proceso es, ahora, el inverso: antes se aplica la segunda ley de Faraday para calcular la carga que ha circulado y, con ésta y la intensidad, se calcula el tiempo:

$$(0,58 \text{ g Ag}) \cdot \left( \frac{1 \text{ eq - g Ag}}{107,8 \text{ g Ag}} \right) \cdot \left( \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ eq - g Ag}} \right) = 519,2 \text{ C}$$

$$t = Q/I = 519,2 \text{ C} / 1,84 \text{ A} = 282 \text{ s.}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Óxido de cromo (III).
- Nitrato de magnesio.
- Ácido benzoico.
- HgS
- H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>.
- CHCl<sub>3</sub>.

- Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.
- Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.
- 

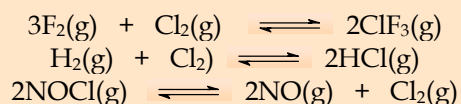
- Sulfuro de mercurio (II). Sulfuro mercúrico. Sulfuro de mercurio.
- Ácido ortobórico. Trioxoborato (III) de hidrógeno.
- Triclorometano. Cloroformo.

2 Cuatro elementos que llamaremos A, B, C y D tienen respectivamente los números atómicos: 2, 11, 17 y 25. Indique:

- El grupo y el período al que pertenecen.
- Cuáles son metales.
- El elemento que tiene mayor afinidad electrónica.

- A los grupos 18, 1, 17 y 7 y a los períodos 1<sup>o</sup>, 3<sup>o</sup>, 3<sup>o</sup> y 4<sup>o</sup>, respectivamente. Se trata de los elementos He, Na, Cl y Mn.
- El B y el D (sodio y manganeso respectivamente).
- El de mayor afinidad electrónica será el que siendo más pequeño adquiera más estabilidad cuando gane un electrón por acercarse su configuración a la de gas noble. En este caso es el cloro (C). Su reducido tamaño hace que el electrón que gane esté atraído fuertemente por el núcleo y además, cuando gane un electrón, el cloro adquiere configuración electrónica de argón.

3 Dados los equilibrios:



- Indique cuál de ellos no se afectará por un cambio de volumen, a temperatura constante.
- ¿Cómo afectará a cada equilibrio un incremento del número de moles de cloro?.
- ¿Cómo influirá en los equilibrios un aumento de la presión?.

Justifique las respuestas.

- Un cambio de volumen (o de presión) sólo afectará a aquellos equilibrios en los que el número de moles de sustancias gaseosas es diferente en reactivos y productos para poder contrarrestar con su desplazamiento (aumentando o disminuyendo dicho número de moles de sustancias gaseosas) la perturbación exterior que se le produzca.
- Desplazándose el mismo en el sentido en el cual se consuman parte de los moles añadidos según el Principio de Le Chatelier, o sea, hacia la derecha en los dos primeros y hacia la izquierda en el tercero.
- Como ya se ha dicho en el apartado a, en el segundo equilibrio no afectará un cambio de presión. En la primera reacción se desplazará a la derecha disminuyendo el número de moles de gas y por tanto la presión en el reactor y al contrario en el tercero.

4 Dados los compuestos: CH<sub>3</sub>COOCH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>CONH<sub>2</sub>, CH<sub>3</sub>CHOHCH<sub>3</sub> y CH<sub>3</sub>CHOHCOOH,

- Identifique los grupos funcionales presentes en cada uno de ellos.
- Razone si alguno de ellos presenta átomos de carbono asimétricos.

- CH<sub>3</sub>COOCH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub> (Éster, acetato de etilo) CH<sub>3</sub>CONH<sub>2</sub> (Amida, acetamida) CH<sub>3</sub>CHOHCH<sub>3</sub> (Alcohol, 2-propanol) CH<sub>3</sub>CHOHCOOH (Alcohol y ácido, ácido 2-hidroxipropanoico)

- b. En el carbono central del ácido hay unidos cuatro sustituyentes distintos ( $\text{CH}_3^-$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{H}^-$  y  $\text{COOH}^-$ ), luego éste será asimétrico.

5 En 50 mL de disolución 0,05 M de HCl se disuelven 1,5 g de NaCl. Suponiendo que no se altera el volumen, calcule:

- a. Concentración de cada uno de los iones.  
b. pH de la disolución.

- a. Ambas especies NaCl (sal) y HCl (ácido fuerte) se encontrarán completamente disociados. Los hidrogenoiones serán los provenientes del ácido clorhídrico:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,05 \text{ M}$$

Los iones  $\text{Na}^+$  presentes serán los que provienen del cloruro sódico:

$$[\text{Na}^+] = (1,5 \text{ g} / 58,5 \text{ g mol}^{-1}) / 0,05 \text{ L} = 0,51 \text{ M}$$

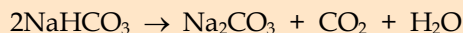
Los iones  $\text{Cl}^-$  presentes en total serán los que provienen del cloruro sódico más los del ácido clorhídrico:

$$[\text{Cl}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] + [\text{Na}^+] = 0,56 \text{ M}$$

- b. La disolución de NaCl en el ácido no va a influir para nada en la concentración de hidrogenoiones, por lo que el pH seguirá siendo:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,05 = 1,3$$

6 El carbonato de sodio se puede obtener por la descomposición térmica del bicarbonato sódico según la reacción.



Se descomponen 50 g de bicarbonato del 98% de riqueza en peso. calcule:

- a. Volumen de  $\text{CO}_2$  desprendido medido a  $25^\circ\text{C}$  y 1 at de presión  
b. Masa de carbonato que se obtiene.

- a. Se calculan los gramos de bicarbonato sódico puros existentes en la muestra y con ellos los moles de dióxido de carbono:

$$(50 \text{ g mineral}) \left( \frac{98 \text{ g NaHCO}_3}{100 \text{ g mineral}} \right) \left( \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84 \text{ g NaHCO}_3} \right) \left( \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol NaHCO}_3} \right) = 0,29 \text{ mol CO}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,29 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ at} \cdot \text{L/K mol} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ at}} = 7,13 \text{ L de CO}_2$$

- b. Lo mismo que anteriormente:

$$(50 \text{ g mineral}) \left( \frac{98 \text{ g NaHCO}_3}{100 \text{ g mineral}} \right) \left( \frac{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{168 \text{ g NaHCO}_3} \right) = 29,16 \text{ g}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Dihidrógenofosfato de aluminio.
- Cloruro de estaño (IV).
- 2-propanol.
- $\text{Cu}(\text{BrO}_2)_2$
- $\text{SbH}_3$ .
- $\text{CH}_3\text{OCH}_3$ .

- $\text{Al}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$
- $\text{SnCl}_4$ .
- $\text{CH}_3\text{CHOHCH}_3$
- Bromito cúprico. Bis[Dioxobromato(III)] de cobre.
- Estibina. Trihidruro de antimonio.
- Dimetiléter. Metoximetano. Éter metílico.

2 La fórmula empírica de un compuesto es  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ . Si su masa molecular es 88, calcule:

- Su fórmula molecular.
- El número de átomos de H en 5 g de dicho compuesto.

La masa molecular de la fórmula molecular (88) es el doble de la masa molecular de la fórmula empírica (44), por lo que la fórmula molecular tendrá el doble de átomos de cada elemento:  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$ .

$$\begin{aligned} \text{a. } 5 \text{ g C}_4\text{H}_8\text{O}_2 \cdot \left( \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_8\text{O}_2}{88 \text{ g C}_4\text{H}_8\text{O}_2} \right) \cdot \left( \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_4\text{H}_8\text{O}_2}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_8\text{O}_2} \right) \cdot \left( \frac{8 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula C}_4\text{H}_8\text{O}_2} \right) = \\ = 2,7 \cdot 10^{23} \text{ átomos de hidrógeno} \end{aligned}$$

3 Razone la veracidad o falsedad de las afirmaciones:

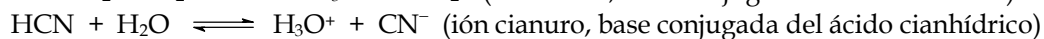
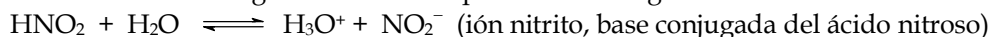
- Todas las reacciones de combustión son procesos redox.
- El agente oxidante es la especie que dona electrones.
- En una pila, la oxidación se produce en el ánodo.

- Verdadero: el oxígeno se reduce (cambia su estado de oxidación de 0 a -2) y el elemento que se quema se oxida aumentando su estado de oxidación.
- Falso, el oxidante se reduce y gana electrones.
- Verdadero: la oxidación en el ánodo y la reducción en el cátodo.

4 De los ácidos débiles nitroso y cianhídrico, el primero es más fuerte que el segundo.

- Escriba sus reacciones de disociación en agua indicando sus bases conjugadas.
- Razone cuál de las dos bases es más fuerte.

a. Cuando se disuelvan en agua se disociarán parcialmente según:



b. Las constantes de equilibrio de un par conjugado está relacionadas a través del producto iónico del agua de la forma:

$$K_w = K_a \cdot K_b,$$

de manera que cuánto más débil sea un ácido, más fuerte será su base conjugada. La base conjugada más fuerte será, por tanto, el ión cianuro. Concretamente:

$$K_a(\text{HCN}) = 5 \cdot 10^{-10} < K_a(\text{HNO}_2) = 4 \cdot 10^{-4}$$

$$K_b(\text{CN}^-) = 2 \cdot 10^{-5} > K_b(\text{NO}_2^-) = 2,5 \cdot 10^{-11}$$

5 Si las entalpías estandar de formación del  $\text{CO}_2(\text{g})$  y  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  y  $\text{CaO}(\text{s})$  son respectivamente -393,5, -1206,2 y -635,6 kJ/mol, calcule:

a) Variación de entalpía cuando se descomponen 1 mol de carbonato de calcio según:



b) Energía necesaria para preparar 3 kg de óxido de calcio.



- a. Primero hay que calcular la entalpía de la reacción de descomposición del carbonato cálcico. Para cualquier reacción:

$$\Delta H_r^\circ = \Sigma(\Delta H_f^\circ \text{Productos}) - \Sigma(\Delta H_f^\circ \text{Reactivos})$$

En ésta:



$$\Delta H_r^\circ = \Delta H_f^\circ \text{Dióxido de carbono} + \Delta H_f^\circ \text{Óxido cálcico} - \Delta H_f^\circ \text{Carbonato cálcico} = 177 \text{ kJ/mol}$$

- b. Una vez calculada la entalpía referida a cada mol que desaparece de carbonato y, por tanto, a cada mol que aparece de óxido cálcico, se calcula con una proporción la correspondiente a 3000 g del mismo:

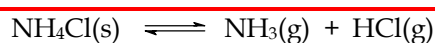
$$3000 \text{ g CaO} \cdot (1 \text{ mol CaO} / 56 \text{ g CaO}) \cdot (177 \text{ kJ} / 1 \text{ mol CaO}) = 168.000 \text{ kJ}$$

- 6 El cloruro amónico se descompone según la reacción:



En un recipiente de 5 L, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 2,5 g de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y se calienta a  $300^\circ\text{C}$  hasta llegar al equilibrio. Si para éste  $K_p = 1,2 \cdot 10^{-3}$ , calcule:

- a) Presión total de la mezcla en equilibrio  
b) Masa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  que queda en el recipiente.



- a. La presión total de la mezcla será la suma de las presiones parciales de los dos únicos gases que existen en el equilibrio: amoníaco y cloruro de hidrógeno que serán iguales pues de ambos se produce la misma cantidad. Sustituyendo en la expresión de  $K_p$ :

$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HCl}} = \left(\frac{P_T}{2}\right)^2 \Rightarrow 0,0012 = \left(\frac{P_T}{2}\right)^2 \Rightarrow P_T = 0,069 \text{ at.}$$

- b. De cada uno de los productos se puede calcular los moles que se han formado aplicando la ecuación de los gases ideales, ya que se conoce su presión, temperatura y volumen:

$$n_{\text{HCl formados}} = n_{\text{NH}_3 \text{ formados}} = \frac{0,0345 \text{ at} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \text{ at} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 573 \text{ K}} = 0,00367 \text{ moles}$$

Por cada mol que se forme de los productos, se descompone un mol de cloruro amónico. La masa de cloruro amónico que quede sin reaccionar la podemos calcular restando la que ha reaccionado a la que inicialmente había, esto es:

$$\begin{aligned} n_{\text{NH}_4\text{Cl sin reaccionar}} &= n_{\text{NH}_4\text{Cl iniciales}} - n_{\text{NH}_4\text{Cl reaccionados}} = \\ &= n_{\text{NH}_4 \text{ iniciales}} - n_{\text{HCl formados}} = \\ &= \frac{2,5 \text{ g}}{53,5 \text{ g/mol}} - 0,00367 \text{ mol} = 0,043 \text{ moles} = 2,3 \text{ g} \end{aligned}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Peróxido de bario.
- Ácido clórico.
- 1,2-Etanodiol.
- $MnI_2$
- $FeSO_4$ .
- $CH \equiv CH$ .

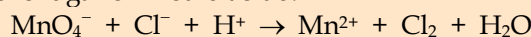
- $BaO_2$
- $HClO_3$ .
- $CH_2OHCH_2OH$
- Yoduro manganoso. Yoduro de manganeso (II). Diyoduro de manganeso.
- Sulfato ferroso. Tetraoxosulfato (VI) de hierro (II).
- Etino. Acetileno.

2 Dado de elemento de  $Z = 19$ :

- Escriba su configuración electrónica.
- Indique a qué grupo y período pertenece.
- ¿Cuáles son los posibles números cuánticos de su electrón más externo?

- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 s^1$
- Grupo 1, 4º período.
- $(4,0,0,1/2)$  o  $(4,0,0,-1/2)$

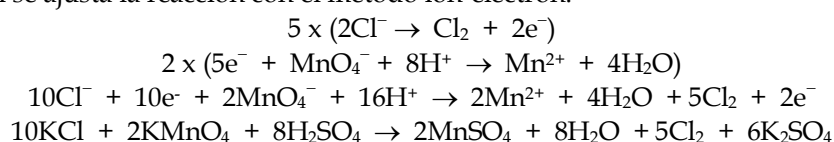
3 La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:



Razone la veracidad o falsedad de las afirmaciones:

- El  $Cl^-$  es el reductor.
- El  $MnO_4^-$  experimenta una oxidación.
- En la reacción ajustada se obtienen cuatro moles de agua por cada mol de permanganato.

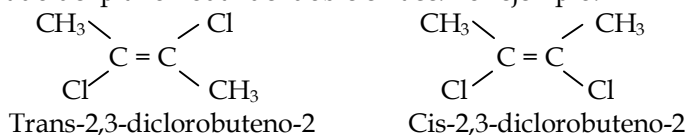
- Verdadero, se oxida de cloruro a cloro:  $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$
- Falso, es el oxidante y se reduce de permanganato a ión manganoso;  
 $5e^- + MnO_4^- + 8H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$
- Verdadero. Si se ajusta la reacción con el método ión-electrón:



4 Defina los siguientes conceptos y ponga algún ejemplo de cada uno de ellos:

- Serie homóloga.
- Isomería de cadena.
- Isomería geométrica.

- La que está constituida por un grupo de compuestos con la misma función y en la que cada elemento se diferencia de otro en la longitud de la cadena carbonada.
- La que presentan dos compuestos que sólo se diferencian en la cadena carbonada. Por ejemplo:  
 Butano  $CH_3CH_2CH_2CH_3$       Metilpropano  $CH_3CH(CH_3)CH_3$
- La que pueden presentar algunos compuestos con doble enlace según tengan sustituyentes iguales o no a un lado del plano nodal del doble enlace. Por ejemplo:



5 Una disolución de HNO<sub>3</sub> 15 M tiene una densidad de 1,4 g/mL. Calcule:

- Concentración de la misma en tanto por ciento en peso.
- Volumen que hay que tomar de la misma para preparar 10 L de HNO<sub>3</sub> 0,05 M.

a. Mediante factores de conversión, a partir de la molaridad:

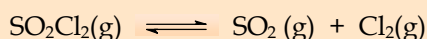
$$\% \text{ en peso} = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100$$

$$\frac{15 \text{ mSO}}{1000 \text{ mL DU}} \cdot \frac{1 \text{ mL DU}}{1,4 \text{ g DU}} \cdot \frac{63 \text{ g SO}}{1 \text{ mol SO}} \cdot 100 = 67,5\%$$

b. Sabiendo que el número de moles que habrá en la disolución que se quiere preparar es el número de moles de soluto que se necesitan tomar de la disolución original:

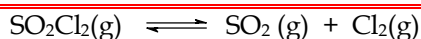
$$10 \text{ L DU}_2 \cdot \frac{0,05 \text{ mSO}}{1000 \text{ mL DU}_2} \cdot \frac{1 \text{ L DU}_1}{15 \text{ mSO}} = 0,033 \text{ L DU original}$$

6 Para la reacción:



a 375°C, K<sub>p</sub> vale 2,4. A esta temperatura se introducen 0,050 moles de SO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> en un recipiente cerrado de 1 L de capacidad. En el equilibrio, calcule:

- Presiones parciales de los gases presentes.
- Grado de disociación a esa temperatura.



	SO <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	SO <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	Total
Inicial	0,05	-	-	0,05
Disociados	0,05α	-	-	0,05α
Equilibrio	0,05 (1 - α)	0,05α	0,05α	0,05 (1 + α)

a. Se puede calcular el grado de disociación a partir del valor de K<sub>c</sub>, valor que se calcula previamente a partir de K<sub>p</sub>:

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 2,4 \text{ at} \cdot (0,082 \text{ at} \cdot \text{L/K mol} \cdot 648 \text{ K})^{-1} = 0,045 \text{ m/L}$$

$$K_c = 0,045 = \frac{\left(\frac{0,05 \cdot \alpha}{1}\right)^2}{\left(\frac{0,05(1 - \alpha)}{1}\right)} \Rightarrow 2,5 \cdot 10^{-3} \alpha^2 + 2,25 \cdot 10^{-3} \alpha - 2,5 \cdot 10^{-3} = 0; \alpha = 0,6 = 60\%$$

b. Conocida la cantidad que hay de cada gas, la temperatura y el volumen del reactor, se puede calcular la presión de cada gas sin más que aplicar la ecuación de los gases ideales a cada uno de ellos. También se puede calcular la presión total a partir de los valores de K<sub>p</sub> y α y, con ésta y las fracciones molares, se calculan las presiones parciales:

$$K_p = \frac{\alpha}{1 - \alpha^2} P \Rightarrow 2,4 \text{ at} = \frac{0,6^2}{1 - 0,6^2} P \Rightarrow P = 4,27 \text{ at}$$

$$P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = x_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} P_T = \frac{1 - \alpha}{1 + \alpha} P = 1,067 \text{ at}; P_{\text{SO}_2} = P_{\text{Cl}_2} = x_{\text{SO}_2} P_T = \frac{\alpha}{1 + \alpha} P = 1,60 \text{ at}.$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hidróxido de plata.
- Fluoruro de hidrógeno.
- Etanoamida.
- $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- $\text{H}_2\text{O}_2$ .
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ .

- AgOH
- HF.
- $\text{CH}_3\text{CONH}_2$
- Sulfato amónico. Tetraoxosulfato (VI) de diamonio.
- Peróxido de hidrógeno. Agua oxigenada.
- Ácido propanoico. Ácido propiónico.

2 Calcule:

- Masa en g de una molécula de agua.
- Átomos de hidrógeno en 2 g de agua
- Moléculas en 11,2 L de  $\text{H}_2$  medido en C.N.

- Como un mol de agua pesa 18 g y en él hay  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de agua:  
 $18 \text{ g} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} = 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
- Como en cada mol de agua hay  $6,023 \cdot 10^{23}$  moléculas de agua y en cada molécula de agua hay dos átomos de hidrógeno:

$$2 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \left( \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \right) \cdot \left( \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) \cdot \left( \frac{2 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula H}_2\text{O}} \right) = 1,34 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}$$

- Como cada mol en C.N. ocupa 22,4 L:

$$11,2 \text{ L H}_2 \cdot \left( \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,4 \text{ L H}_2} \right) \cdot \left( \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \right) = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

3 Justifique las siguientes afirmaciones:

- A  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm, el agua es líquida y el sulfuro de hidrógeno es gas.
- El etanol es soluble en agua y el etano no.
- En C.N. el flúor y el cloro son gases, el bromo es líquido y el yodo es sólido.

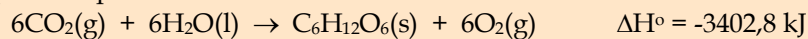
- Debido a los enlaces de hidrógeno existentes en el agua y no en el  $\text{H}_2\text{S}$ . Ellos son los causantes de la elevación de su punto de fusión lo que hace que en condiciones standard se presente en estado líquido.
- En agua se disuelven las sustancias polares como el etanol, pero no las apolares como el etano.
- Porque las fuerzas de V. d. W. aumentan con la masa molecular, razón por la cual, a medida que descendemos en el sistema periódico en un mismo grupo, los elementos tendrán mayor punto de fusión.

4

- Explique qué significan los términos fuerte y débil aplicados a una base o a un ácido.
- Si se añade agua a una disolución de  $\text{pH} = 4$ , ¿qué ocurre con la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$ ?

- Según Brönsted-Lowry, ácido fuerte es aquella especie con elevada tendencia a ceder protones al disolvente de una disolución (débil será justamente lo contrario) y base fuerte aquella que tenga elevada tendencia a captar protones de dicho disolvente (base débil será lo contrario).
- Se diluye y disminuye la concentración de hidrogenoiones. Se hará menor que  $10^{-4}$  y su pH se hará mayor que 4.

5 La fotosíntesis se puede representar mediante la reacción:



Calcule:

- Entalpía de formación de la glucosa.
- Energía necesaria para formar 500 g de glucosa mediante fotosíntesis.

Datos:  $\Delta\text{H}_f^\circ$  dióxido = -393,5 kJ/mol;  $\Delta\text{H}_f^\circ$  Agua = -285,8 kJ/mol

a. Para cualquier reacción:

$$\begin{aligned}\Delta\text{H}_r^\circ &= \Sigma(\Delta\text{H}_f^\circ\text{Productos}) - \Sigma(\Delta\text{H}_f^\circ\text{Reactivos}) \\ 6\text{CO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l}) &\rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6\text{O}_2(\text{g}) \\ \Delta\text{H}_r^\circ &= \Delta\text{H}_f^\circ\text{Glucosa} - 6\Delta\text{H}_f^\circ\text{Dióxido} - 6\Delta\text{H}_f^\circ\text{Agua} \\ 1 \text{ mol} \cdot 3402,8 \text{ kJ/mol} &= \Delta\text{H}_f^\circ\text{Glucosa} - 6\text{m} \cdot (-393,5 \text{ kJ/mol}) - 6\text{m} \cdot (-285,8 \text{ kJ/mol}) \\ \Delta\text{H}_f^\circ\text{Glucosa} &= -673 \text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

b. Mediante un simple cálculo:

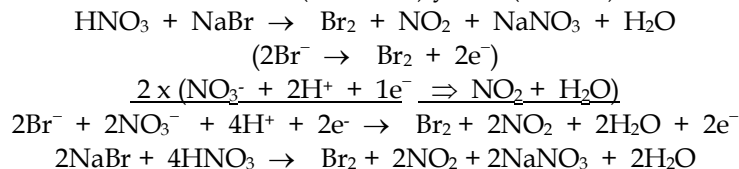
$$500 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot (1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 / 180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) \cdot (3402,8 \text{ kJ} / 1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 9452,2 \text{ kJ}$$

6 Sea la reacción:



- Ajuste la reacción por el método ión-electrón.
- Calcule la masa de bromo que se obtendrán con 100 g de bromuro sódico.

a. Cambian de estado de oxidación el Br (de -1 a 0) y el N (de 5 a 4):



b. Sabiendo que la obtención de un mol de bromo precisa 2 moles de bromuro sódico:

$$(100 \text{ g NaBr}) \left( \frac{1 \text{ m NaBr}}{103 \text{ g NaBr}} \right) \left( \frac{1 \text{ m Br}_2}{2 \text{ m NaBr}} \right) \left( \frac{160 \text{ g Br}_2}{1 \text{ mol Br}_2} \right) = 77,67 \text{ g}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Óxido de zirconio (IV).
- Sulfuro de arsénico (III).
- 3-metilpentano.
- KMnO<sub>4</sub>
- LiH
- CH<sub>3</sub>COCH<sub>3</sub>.

- ZrO<sub>2</sub>.
- As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>.
- CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>CH(CH<sub>3</sub>)CH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>
- Permanganato potásico. Tetraoxomanganato (VII) de potasio.
- Hidruro de litio. Hidruro de litio (I).
- Propanona (Acetona).

2 Razone la veracidad o falsedad de las afirmaciones:

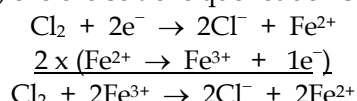
- Los metales son buenos conductores de la electricidad.
- Todos los compuestos del carbono tienen hibridación sp<sup>3</sup>.
- Los compuestos iónicos conducen la corriente en estado sólido.

- Verdadero. Los metales son buenos conductores eléctricos, algunos de ellos a bajas temperaturas apenas si oponen resistencia al paso de la corriente (superconductores). Esta facilidad de conducción se explica con:
  - Teoría del gas electrónico: debido al gran número de cargas libres y la gran movilidad de las mismas.
  - Teoría de bandas: en los metales la banda valencia y la banda de conducción llegan a superponerse.
- Falso, si hay doble enlace presentan hibridación sp<sup>2</sup> y si hay triple, sp.
- Falso: en estado fundido o en disolución. En estado sólido presenta las cargas necesarias para la conducción pero no disponen de movilidad al ocupar un sitio fijo en la red.

3 Sabiendo que E°(Cl<sub>2</sub>/Cl<sup>-</sup>) = 1,36 V, E°(I<sub>2</sub>/I<sup>-</sup>) = 0,54 V y E°(Fe<sup>3+</sup>/Fe<sup>2+</sup>) = 0,77 V, razone:

- Si el Cl<sub>2</sub> reacciona con los iones Fe<sup>2+</sup> para transformarlos en Fe<sup>3+</sup>.
- Si el I<sub>2</sub> reacciona con los iones Fe<sup>2+</sup> para transformarlos en Fe<sup>3+</sup>.

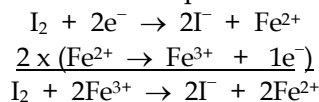
a. Para que el ión ferroso se oxide, el cloro se tiene que reducir según la reacción :



A la que le corresponde un potencial:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) + E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}) = 1,36 \text{ V} + (-0,77 \text{ V}) = 0,59 \text{ V} > 0 \Rightarrow \text{Si se produce la reacción.}$$

b. Para que el ión ferroso se oxide, el yodo se tiene que reducir según la reacción :



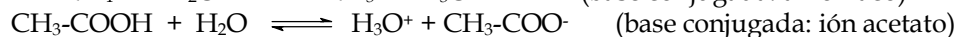
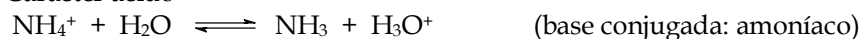
A la que le corresponde un potencial:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}(\text{I}_2/\text{I}^-) + E^{\circ}(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}) = 0,54 \text{ V} + (-0,77 \text{ V}) = -0,23 \text{ V} < 0 \Rightarrow \text{No reacciona.}$$

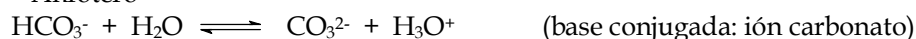
4 Dadas las especies NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, CH<sub>3</sub>-COOH, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> y OH<sup>-</sup>, justifique según Brønsted-Lowry

- su comportamiento como ácido y/o base
- indique su par conjugado en cada caso.

- Carácter ácido

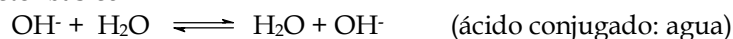


- Anfótero

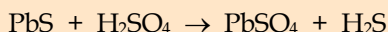




- Carácter básico



5 Al tratar 5 g de galena con sulfúrico se obtienen 410 cm<sup>3</sup> de H<sub>2</sub>S medidos en C.N. según:



Calcule:

- Riqueza de la galena en PbS
- Volumen de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,5 molar que se consume en la reacción.

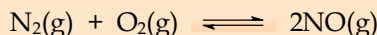
- A partir del único dato que se posee de alguna de las sustancias que intervienen en la reacción (volumen de sulfuro de hidrógeno) y sabiendo que un mol de gas en C.N. ocupa 22,4 L:

$$0,41 \text{ L} \cdot \left( \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{22,4 \text{ L}} \right) \cdot \left( \frac{1 \text{ mol PbS}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \right) \cdot \left( \frac{239 \text{ g PbS}}{1 \text{ mol PbS}} \right) \cdot \left( \frac{100 \text{ g}}{5 \text{ g}} \right) = 87,5\%$$

- Se procede de igual manera pero en este caso la proporción se establece entre el sulfuro de hidrógeno y el ácido sulfúrico:

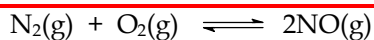
$$0,41 \text{ L} \cdot \left( \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{22,4 \text{ L}} \right) \cdot \left( \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \right) \cdot \left( \frac{1 \text{ L DU}}{0,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \right) = 0,0366 \text{ L DU} = 36,6 \text{ mL DU}$$

6 En un recipiente de 5 L se introducen 1,84 moles de nitrógeno y 1,02 moles de oxígeno. Se calienta a 2000°C y se establece el equilibrio:



En estas condiciones reacciona el 3% del nitrógeno existente. Calcule:

- Valor de K<sub>p</sub> a esa temperatura.
- Presión total en el equilibrio.



- Construyendo una tabla con los moles que reaccionan y que se producen.

	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	NO
Moles Iniciales	1,84	1,02	-
Reaccionan	1,84 · 0,03	1,84 · 0,03	
Equilibrio	1,84 - 1,84 · 0,03 = 1,785	1,02 - 1,84 · 0,03 = 0,99	1,84 · 0,03 = 0,0552

$$K_P = K_c = \frac{\left( \frac{0,0552}{5} \right)^2}{\frac{1,785}{5} \cdot \frac{0,99}{5}} = 1,72 \cdot 10^{-3}$$

- Como se conoce el número total de moles, sólo hay que aplicar la ecuación de los gases ideales:

$$P = \frac{(1,785 + 0,99 + 0,0552) \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ at} \cdot \text{L/K mol} \cdot 2273 \text{ K}}{5 \text{ L}} = 92,8 \text{ at}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hidróxido de magnesio.
- Yodato de potasio.
- Etilmetiléter.
- NaClO
- H<sub>2</sub>Se.
- CH<sub>2</sub>BrCHBrCH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>.

- Mg(OH)<sub>2</sub>
- KIO<sub>3</sub>.
- CH<sub>3</sub>OCH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>
- Hipoclorito sódico. Oxoclorato (I) de sodio.
- Seleniuro de hidrógeno. Seleniuro de dihidrógeno.
- 1,2-Dibromobutano.

2 Dadas las siguientes configuraciones electrónicas

$$1. ns^1 \quad 2. ns^2np^4 \quad 3. ns^2np^6.$$

- Indique el grupo al que pertenece cada una de ellas.
- Nombre dos elementos de cada uno de los grupos anteriores.
- Razone cuáles serían los estado de oxidación más probables de los elementos de esos grupos.

- ns<sup>1</sup>. Es la configuración electrónica general del grupo 1, hidrógeno y alcalinos: litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio. Su estado de oxidación más probable será +1 ya que tenderán a perder un electrón con facilidad por su gran tamaño atómico (son los elementos más voluminosos en cada período) y porque con ello adquieren configuración de gas noble.
- ns<sup>2</sup>np<sup>4</sup>. Es la configuración electrónica general del grupo 16, anfígenos: oxígeno, azufre, selenio, telurio y polonio. Su estado de oxidación más probable será -2 ya que tenderán a ganar dos electrones con facilidad (son átomo muy pequeños comparados con los de su mismo período) para adquirir con ello configuración de gas noble.
- ns<sup>2</sup>np<sup>6</sup>. Es la configuración electrónica general del grupo 18, gases nobles: neón, argón, kriptón, xenón y radón. El helio pertenece a este grupo pero no tiene ese tipo de configuración electrónica (1s<sup>2</sup>). Debido a sus configuraciones tan estables ni perderán ni ganarán electrones y su estado de oxidación será 0.

3 Indique razonadamente cómo variará la entropía en los siguientes procesos:

- Disolución de nitrato potásico en agua.
- Solidificación del agua.
- Síntesis del amoníaco:  $N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g)$

- Se pasa de un estado muy ordenado (cristal de nitrato potásico) a otro muy desordenado como es la disolución. Aumenta por tanto el desorden y con él, la entropía.
- Sucede ahora lo contrario, se pasa de estado líquido a sólido ordenado, por lo que disminuye la entropía al aumentar el orden en el sistema.
- En esta reacción disminuye el desorden porque por cada cuatro moles de gas que desaparecen, sólo aparecen dos moles. Disminuirá por tanto la entropía.

4 Indique uno de los tipos de isomería que pueden presentar los siguientes compuestos y represente los correspondientes isómeros:

- Propanona.
- Butano.
- Ácido 2-flúorpropanoico..

- Por ejemplo, de función: propanal. CH<sub>3</sub>CHO
- Por ejemplo, de cadena: metilpropano. CH<sub>3</sub>CH(CH<sub>3</sub>)CH<sub>3</sub>
- Por ejemplo, de posición: ácido 3-flúorpropanoico. CH<sub>2</sub>FCH<sub>2</sub>COOH



5 Dada una disolución acuosa de HCl 0,2 M, calcule:

- Gramos de HCl que hay en 20 mL de la disolución.
- Volumen de agua que añadir a estos 20 mL para que la disolución pase a ser 0,01 M.

- a. Con el volumen de la disolución y su molaridad se pueden calcular los moles de ácido y después pasarlos a gramos:

$$0,02 \text{ L} \cdot \left( \frac{0,2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L}} \right) \cdot \left( \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \right) = 0,146 \text{ g HCl}$$

- b. En la disolución resultante, el número de moles de soluto será el que hay en los 20 mL que se toman y el volumen será la suma de los 20 mL originales más el de agua que se tiene que añadir:

$$\frac{0,02 \text{ L} \cdot \left( \frac{0,2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L}} \right)}{0,02 \text{ L} + V \text{ L}} = 0,01 \text{ M} \Rightarrow V = 0,38 \text{ L}$$

6 Dos cubas electrolíticas conectadas en serie contienen una disolución de  $\text{AgNO}_3$  la primera y de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  la segunda. Al pasar cierta cantidad de electricidad se obtienen en la primera 0,09 g de plata. Calcule:

- Carga eléctrica que ha circulado.
- Volumen de hidrógeno que se obtiene en la segunda medido en C.N.

- a. Si las cubas están conectadas en serie, la carga que circula por ellas será la misma. Con la cantidad de plata depositada se calcula la carga que circula en la primera cuba mediante una de las leyes de Faraday:

$$0,09 \text{ g Ag} \cdot \left( \frac{1 \text{ eq - g Ag}}{107,8 \text{ g Ag}} \right) \cdot \left( \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ eq - g Ag}} \right) = 80,56 \text{ Cul.}$$

- b. Ahora, el proceso es el inverso. Como la carga que ha circulado en la segunda cuba es la misma que en la primera, se pueden calcular los equivalentes gramos de hidrógeno que se han desprendido y con ellos el volumen en condiciones normales. O también teniendo en cuenta que número de equivalentes-gramo desprendidos de hidrógeno ha de ser el mismo que se ha depositado de plata en la primera cuba:

$$0,09 \text{ g Ag} \cdot \left( \frac{1 \text{ eq - g Ag}}{107,8 \text{ g Ag}} \right) \cdot \left( \frac{1 \text{ eq - g de H}_2}{1 \text{ eq - g Ag}} \right) \cdot \left( \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ eq - g de H}_2} \right) \cdot \left( \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol H}_2} \right) = 9,35 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Bromuro de hidrógeno.
- Fosfato de litio.
- 2-buteno.
- $\text{Co}(\text{OH})_2$
- $\text{HNO}_2$ .
- $\text{CH}_2\text{CHO}$ .

- HBr
- $\text{Li}_3\text{PO}_4$ .
- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$
- Hidróxido cobaltoso. Hidróxido de cobalto (II). Dihidróxido de cobalto.
- Ácido nitroso. Dioxonitrato (III) de hidrógeno.
- Etanal. Acetaldehído.

2

- Defina el concepto de energía de ionización de un elemento.
- Justifique porqué la primera energía de ionización disminuye al descender en un grupo del sistema periódico.
- Dados los elementos: F, Ne y Na, ordénelos de mayor a menor energía de ionización.

- Energía mínima necesaria para separar un electrón de un átomo neutro gaseoso en su estado fundamental. Se puede hablar de sucesivas energías de ionización si se trata de arrancar un segundo, un tercer, etc..., electrón del átomo.
- Porque aumenta el tamaño del átomo, los electrones de la capa de valencia se encuentran más alejados del núcleo y por tanto menos atraídos, es por ello que habrá que aportar menos energía para arrancarlos.
- Utilizando el criterio del apartado anterior (tamaño) y el hecho de que el sodio adquiera configuración de gas noble al perder un electrón, el orden decreciente será:  $E_{\text{Ne}} > E_{\text{F}} > E_{\text{Na}}$ . Concretamente, las energías de ionización de los tres son 2081, 1681 y 495 kJ/mol.

3 Justifique si las siguientes afirmaciones son correctas:

- El ión  $\text{HSO}_4^-$  puede actuar como ácido según Arrhenius.
- El ión  $\text{CO}_3^{2-}$  puede actuar como base según Brönsted-Lowry.

- Sí, porque posee  $\text{H}^+$  en su molécula para poder cederlos.  

$$\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$$
- Sí, porque puede aceptar hidrogenoiones en disolución acuosa.  

$$\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$$

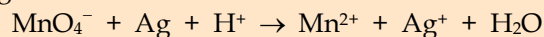
4 Calcule el número de átomos que hay en:

- 44 g de  $\text{CO}_2$
- 50 L de He medido en C.N.
- 0,5 moles de  $\text{O}_2$ .

En los tres casos hay que calcular el número de moléculas existentes en la muestra y, con ellas el número de átomos ya que en cada molécula hay 3, 1 y 2 átomos respectivamente:

- $$(44 \text{ g } \text{CO}_2) \left( \frac{1 \text{ mol } \text{CO}_2}{44 \text{ g } \text{CO}_2} \right) \left( \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \right) \left( \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } \text{CO}_2} \right) = 1,80 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$
- $$(50 \text{ L He}) \left( \frac{1 \text{ mol He}}{22,4 \text{ L He}} \right) \left( \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos He}}{1 \text{ mol He}} \right) = 1,34 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$
- $$(0,5 \text{ mol } \text{O}_2) \left( \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \text{O}_2} \right) \left( \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } \text{O}_2} \right) = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

5 La reacción siguiente tiene lugar en medio ácido:

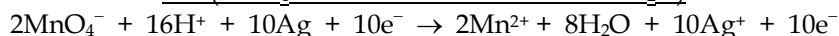
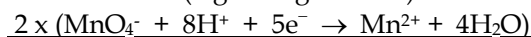
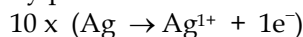


- Ajuste la reacción por el método ión-electrón.
- Calcule los gramos de plata que se pueden oxidar con 50 mL de una disolución 0,2 M de permanganato.

a. La reacción molecular completa sería:



Para que el número de electrones intercambiados en las semireacciones sea el mismo y, dado que el número de iones  $\text{Ag}^{1+}$  ha de ser par en los productos, se multiplica por 10 y por 2 respectivamente, en vez de por 5 y por 1:



b. Teniendo en cuenta que 10 moles de Ag necesitan 2 moles de  $\text{KMnO}_4$  para oxidarse:

$$(0,05 \text{ L DU}) \left( \frac{0,2 \text{ m MnO}_4^-}{1 \text{ L DU}} \right) \left( \frac{10 \text{ m Ag}}{2 \text{ m MnO}_4^-} \right) \left( \frac{107,8 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} \right) = 5,39 \text{ g Ag}$$

6 El cloruro de hidrógeno se obtiene según:



Calcule:

- Energía desprendida en la obtención de 100 kg de cloruro de hidrógeno.
- Entalpía de enlace H-Cl si las de los enlaces H-H y Cl-Cl son respectivamente: 435 y 243 kJ/mol.

a. La energía que aparece en la reacción es la desprendida cuando se forman 2 moles de HCl, luego:

$$(100.000 \text{ g}) \left( \frac{1 \text{ m HCl}}{36,5 \text{ g}} \right) \left( \frac{-184,4 \text{ kJ}}{2 \text{ mol HCl}} \right) = -252.602 \text{ kJ}$$

b. La entalpía de cualquier reacción se puede calcular restándole a la suma de las energías de enlaces rotos, la suma de las energías de los enlaces formados. En la primera reacción se rompe un mol de enlaces H – H y otro de enlaces Cl – Cl y se forman 2 moles de enlaces Cl – H, luego:

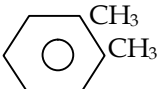
$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{r}}^\circ &= E_{\text{H-H}} + E_{\text{Cl-Cl}} - 2 \cdot E_{\text{H-Cl}} = \\ -184,4 \text{ kJ} &= 1 \text{ m} \cdot 435 \text{ kJ/m} + 1 \text{ m} \cdot 243 \text{ kJ/m} - 2 \text{ m} \cdot E_{\text{H-Cl}} \\ E_{\text{H-Cl}} &= 431,2 \text{ kJ/mol} \end{aligned}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hidrógenocarbonato de cesio.
- Óxido de cadmio.
- o*-Dimetilbenceno
- $\text{Al}(\text{OH})_3$
- $\text{CrF}_3$ .
- $(\text{CH}_3)_3\text{N}$

a.  $\text{CsHCO}_3$

b.  $\text{CdO}$ .

c. 

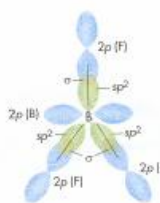
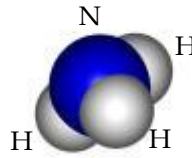
d. Hidróxido de aluminio (III). Trihidróxido de aluminio. Hidróxido alumínico.

e. Fluoruro crómico. Trifluoruro de cromo. Fluoruro de cromo (III).

f. Trimetilamina.

2 Dadas las sustancias  $\text{NH}_3$  y  $\text{BCl}_3$ ,

- Represente el número de pares de electrones que tienen sin compartir
- Indique la hibridación de cada átomo central.
- Deduzca, mediante el método de RPECV, la geometría de cada molécula.

$\begin{array}{c} \text{Cl} \\   \\ \text{Cl}-\text{B}-\text{Cl} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{BCl}_3 \\ (3 \text{ pares} \\ \text{compartidos}) \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{NH}_3 \\ (3 \text{ pares compartidos} \\ \text{y } 1 \text{ sin compartir}) \end{array}$
Hibridación $sp^2$ en el boro		Hibridación $sp^3$ en el nitrógeno	
Es una molécula del tipo $\text{AB}_2\text{E}_2$ , (dos pares de $e^-$ enlazantes y dos no enlazantes), tendrá forma angular.		Es una molécula del tipo $\text{AB}_3\text{E}$ , (tres pares de $e^-$ enlazantes y uno no enlazante), tendrá forma de pirámide triangular.	
			

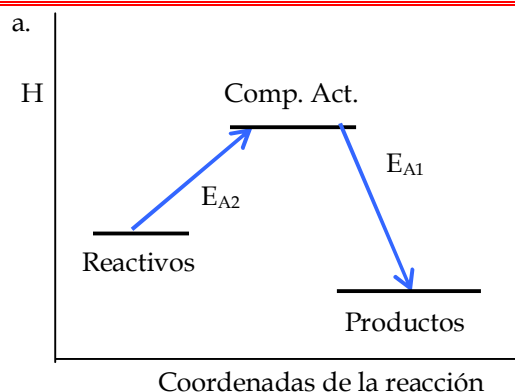
3 a) Dibuje el diagrama de entalpía de la reacción:



sabiendo que la reacción directa es exotérmica y muy lenta a presión atmosférica y temperatura ambiente.

- ¿Cómo se modifica el diagrama de entalpía de la reacción anterior por efecto de un catalizador positivo?
- Justifique si la reacción directa es exotérmica o endotérmica.

- Un catalizador positivo aumenta la velocidad de reacción al rebajar la energía de activación.
- Forzosamente ha de ser exotérmica, puesto que la energía de activación de la reacción inversa es mayor que la de la reacción directa.



4 Complete las siguientes reacciones indicando el tipo de reacción de que se trata:

- $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2$  (Catalizador)  $\rightarrow$
- $\text{CH}_3\text{CH}_3 + \text{Cl}_2$  (hv)  $\rightarrow$
- $\text{CH}_3\text{OH} + 2\text{O}_2 \rightarrow$

- $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2$  (Catalizador)  $\rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_3$  (Adición)
- $\text{CH}_3\text{CH}_3 + \text{Cl}_2$  (hv)  $\rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl} + \text{HCl}$  (Sustitución radicalica)
- $\text{CH}_3\text{OH} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (Combustión)

5 Se dispone de 80 mL de disolución 0,8 M de NaOH. Calcule:

- Volumen de agua que hay que añadir para que su concentración sea 0,5 M. Suponga volúmenes aditivos.
- pH de la disolución resultante.

- En la disolución resultante, el número de moles de soluto será el que hay en los 80 mL que se toman y el volumen será la suma de los 80 mL originales más el de agua que se tiene que añadir:

$$\frac{0,8 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,08 \text{L}}{(0,08 + V) \text{L}} = 0,05 \frac{\text{m}}{\text{L}} \Rightarrow V = 1,2 \text{ L de agua}$$

- Se trata de una base fuerte que se encuentra completamente disociada en disolución acuosa por lo que la concentración de hidroxilos será 0,05 M. Con ésta se calcula el pOH y después el pH:

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log [\text{OH}^-]) = 14 + \log 0,05 = 12,7$$

6 En un recipiente de 5 litros que se encuentra a 50°C se introducen 0,28 moles de  $\text{N}_2\text{O}_4$  gaseoso y se produce la reacción:



Al llegar al equilibrio la presión total es de 2 atm. Calcule:

- Grado de disociación del  $\text{N}_2\text{O}_4$  a esa temperatura.
- Valor de  $K_p$  a 50°C



- Se puede construir una tabla con los moles que hay inicialmente y en el equilibrio en función del grado de disociación,  $\alpha$ :

	$\text{N}_2\text{O}_4$	$\text{NO}_2$	Totales
Moles iniciales	0,28	-	0,28
Reaccionan	$0,28\alpha$	-	$0,28\alpha$
Moles en equilibrio	$0,28(1-\alpha)$	$2 \cdot 0,28\alpha$	$0,28(1+\alpha)$

Aplicando la ecuación de los gases ideales a la totalidad de moles presentes en el equilibrio:

$$PV = n(1 + \alpha)RT; \alpha = \frac{PV}{nRT} - 1 = \frac{2 \text{at} \cdot 5 \text{L}}{0,28 \text{m} \cdot 0,082 \text{at} \cdot \text{L/K mol} \cdot 323 \text{K}} - 1 = 0,348$$

- Conocido el grado de disociación basta con sustituir en la tabla y saber los moles que hay de cada especie en el equilibrio. Estos valores se pueden sustituir en la expresión de  $K_c$  y calcular esta constante. Como se conoce la temperatura, se podrá, a partir de  $K_c$ , calcular  $K_p$  mediante la expresión:

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} (RT)^{\Delta n} = \frac{(0,195 \text{m}/5 \text{L})^2}{0,182 \text{m}/5 \text{L}} (0,082 \text{at} \cdot \text{L/K m} \cdot 323 \text{K}) = 1,106 \text{ at}$$

También se puede sustituir directamente en la expresión que relaciona  $K_p$  con el grado de disociación y la presión total:

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{x_{\text{NO}_2}^2 \cdot P^2}{x_{\text{N}_2\text{O}_4} \cdot P} = \frac{\left( \frac{0,28 \cdot 2\alpha}{0,28(1+\alpha)} P \right)^2}{\frac{0,28(1-\alpha)}{0,28(1+\alpha)} P} = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} P = \frac{4 \cdot 0,348^2}{1-0,348^2} 2 \text{at} = 1,106 \text{ at}$$

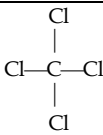
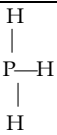

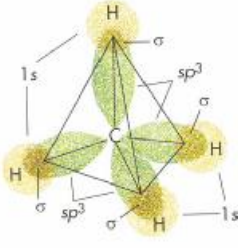
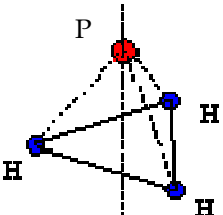
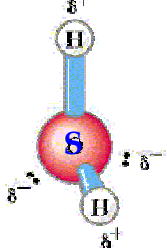
1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Cromato de calcio.
- Peróxido de estroncio.
- 2-Pentanona.
- HClO<sub>2</sub>
- N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.
- CH<sub>2</sub>=CHCH<sub>2</sub>CH=CHCH<sub>3</sub>

- CaCrO<sub>4</sub>
- SrO<sub>2</sub>.
- CH<sub>3</sub>COCH<sub>2</sub>CH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>
- Ácido cloroso. Dioxoclorato (III) de hidrógeno.
- Trióxido de dinitrógeno. Óxido de nitrógeno (III).
- 2,4-Hexadieno.

2 Dadas las sustancias H<sub>2</sub>S, PH<sub>3</sub> y CCl<sub>4</sub>,

- Represente el número de pares de electrones que tienen sin compartir
- Deduzca, mediante el método de RPECV, la geometría de cada molécula.
- Indique la hibridación de cada átomo central.

	CCl <sub>4</sub>	PH <sub>3</sub>	SH <sub>2</sub>
a.			
b.	Es una molécula del tipo AB <sub>4</sub> , (cuatro pares de e <sup>-</sup> compartidos), tendrá forma tetraédrica. 	Es una molécula del tipo AB <sub>3</sub> E, (tres pares de e <sup>-</sup> compartidos y uno sin compartir), tendrá forma de pirámide triangular. 	Es una molécula del tipo AB <sub>2</sub> E <sub>2</sub> , (dos pares de e <sup>-</sup> compartidos y dos sin compartir), tendrá forma angular. 
c.	Hibridación sp <sup>3</sup> en el carbono	Hibridación sp <sup>3</sup> en el fósforo	Hibridación sp <sup>3</sup> en el azufre

3 Dado el equilibrio:



- Explique cómo se aumentaría la cantidad de SO<sub>3</sub> sin adicionar ninguna sustancia.
- Escriba la expresión de K<sub>p</sub>.
- Razone como afectaría al equilibrio la presencia de un catalizador.

- Disminuyendo la temperatura (el equilibrio aumenta la temperatura generando calor, o sea, desplazándose hacia la derecha, hacia la formación de SO<sub>3</sub>) o aumentando la presión (de esta forma el equilibrio se desplazará para tratar de disminuir la presión, o sea, hacia el lado donde menos número de moles gaseosos haya, esto es, a la derecha, formando más cantidad de SO<sub>3</sub>) y también retirando el SO<sub>3</sub> formado (el equilibrio lo repondrá formando más cantidad).

- $$K_p = \frac{P_{\text{SO}_3}^2}{P_{\text{SO}_2}^2 P_{\text{O}_2}}$$

- De ninguna forma. El catalizador sólo influye en la velocidad de reacción pero desplaza el equilibrio en ningún sentido.

- 4 Justifica si es posible que:
- Una reacción endotérmica sea espontánea.
  - Los calores de reacción a presión constante y a volumen constante sean iguales en algún proceso químico.

- a. Para que una reacción sea espontánea ha de suceder que

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$$

Como la entalpía es positiva (endotérmica), la energía libre será negativa siempre que  $\Delta S$  sea positivo (aumente el desorden) y además  $|T\Delta S| > |\Delta H|$ . De esta forma  $\Delta G$  será negativo y la reacción será espontánea.

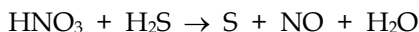
- b. Ambos calores se relacionen entre sí de la forma

$$Q_p = Q_v + \Delta nRT$$

Serán iguales cuando  $\Delta n = 0$ , o sea, si no hay gases en el proceso o si, habiendo gases, no hay variación del número de moles gaseosos entre productos y reactivos.

- 5 El ácido nítrico reacciona con sulfuro de hidrógeno dando azufre y monóxido de nitrógeno.
- Ajuste la reacción por el método ión-electrón.
  - Calcule el volumen de  $H_2S$  medido a  $60^\circ C$  y 1 atm necesario para que reaccione con 500 mL de  $HNO_3$  0,2 M.

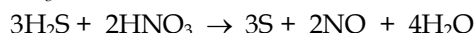
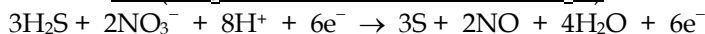
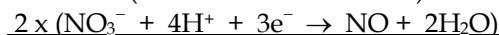
- a. La correspondiente reacción será:



Se oxida el sulfuro de hidrógeno:  $H_2S \rightarrow S + 2H^+ + 2e^-$

Se reduce el nitrato:  $NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O$

Para que se intercambie el mismo número de electrones en ambas semirreacciones:



- b. Se pueden calcular los moles de  $H_2S$  a partir de los moles de  $HNO_3$  y aplicar después la ecuación de los gases ideales:

$$(0,5L) \left( \frac{0,2 \text{ m } NO_3^-}{1 \text{ L}} \right) \left( \frac{3 \text{ m } H_2S}{2 \text{ m } NO_3^-} \right) = 0,15 \text{ moles de } H_2S$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,15 \text{ m} \cdot 0,082 \text{ at} \cdot \text{L/K mol} \cdot 333 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 4,09 \text{ L}$$

- 6 En una disolución acuosa 0,01 M de ácido cloroacético, éste se encuentra disociado en un 31%. Calcule:
- $K_a$  del ácido.
  - pH de la disolución resultante.



- a. Se puede realizar una tabla en función del grado de disociación y la concentración inicial:

	$ClCH_2COOH$	$ClCH_2COO^-$	$H_3O^+$
Inicial	$c = 0,01$	-	-
Disociado	$c\alpha = 0,01 \cdot 0,31$	-	-
Equilibrio	$c(1 - \alpha) = 0,01(1 - 0,31)$	$c\alpha = 0,01 \cdot 0,31$	$c\alpha = 0,01 \cdot 0,31$

Sólo hay que sustituir en la expresión de la constante de acidez:

$$K_a = \frac{[ClCH_2COO^-][H_3O^+]}{[ClCH_2COOH]} = \frac{c\alpha^2}{1 - \alpha} = 1,39 \cdot 10^{-3}$$

- b. Sólo hay que aplicar la definición de pH:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 0,01 \cdot 0,31 = 2,5$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Sulfuro de cinc.
- Ácido bromoso.
- Metilpropano.
- CO
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- $\text{CH}_2\text{OHCHOHCH}_2\text{OH}$ .

- ZnS
- $\text{HBrO}_2$ .
- $\text{CH}_3\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$
- Monóxido de carbono. Óxido de carbono (II).
- Nitrato férrico. Tris[trioxonitrato (V)] de hierro.
- 1,2,3-Propanotriol. Glicerina.

2 Las masas atómicas del hidrógeno y del helio son respectivamente 1 y 4. razone la veracidad o falsedad de la siguientes afirmaciones:

- Un mol de He contiene los mismos átomos que 1 mol de  $\text{H}_2$
- La masa de un átomo de helio es 4 g.
- En un gramo de hidrógeno hay  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos.

- Falso. Contienen las mismas moléculas pero al ser el He monoatómico y el  $\text{H}_2$  es diatómico, en el mol de helio habrá la mitad de átomos que en el de hidrógeno .
- Falso. Será 4 u.m.a. Su masa molar es la que vale 4 g.
- Verdadero porque 1 g es 0,5 moles, pero como es diatómico tendrá  $0,5 \cdot 2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$  átomos, o sea,  $6,023 \cdot 10^{23}$  átomos.

3 a. Escriba la configuración electrónica del cloro ( $Z = 17$ ) y del potasio ( $Z = 19$ ).  
b. ¿Cuáles serán los iones más estables a que darán lugar los átomos anteriores?  
c. ¿Cuál de estos iones tendrá menor radio?

- Cl:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$       K:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ .
- Lógicamente, el cloro tenderá a ganar un electrón con facilidad por su reducido tamaño y porque con ello adquiere configuración de gas noble, luego su ión más estable será el ión cloruro:  $\text{Cl}^-$ . Justamente al contrario sucederá con el potasio: debido a su gran tamaño y a que perdiendo un electrón adquiere configuración de gas noble, perderá con relativa facilidad su electrón del cuarto nivel y su ión más estable será:  $\text{K}^+$ .
- Al perder el potasio su único electrón del cuarto nivel, reducirá de forma ostensible su tamaño y, contrariamente, el cloro aumentará el suyo cuando entre un nuevo electrón en el átomo debido a la repulsión electrónica con el resto de electrones. Por tanto el potasio (+1) tendrá menor radio que el cloro (-1). Concretamente sus valores son 0,133 y 0,181 nm respectivamente.

4 Dadas las especies  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{H}_3\text{O}^+$ , justifique según Brønsted-Lowry cuáles pueden actuar como:

- ácido
- base
- ácido y base

- Como ácido (cediendo protones al agua):  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ .  

$$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$$

$$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$$

$$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$$
- Como base:  $\text{S}^{2-}$ ,  $\text{NH}_3$   

$$\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$$

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$
- Como ácido y como base:  $\text{H}_2\text{O}$   

$$\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$$



5 En la reacción:



La constante de equilibrio  $K_c$  a  $1200^\circ\text{C}$  vale  $1,04 \cdot 10^{-3}$ .

- ¿Cuál es el grado de disociación del  $\text{Br}_2$ ?
- Si la concentración inicial de bromo molecular es 1 M calcule la concentración de bromo atómico en el equilibrio.



Si  $x$  es el número de moles que se disocian:

	$\text{Br}_2$	$\text{Br}$
Inicialmente	1	-
Reaccionan	$x$	-
Equilibrio	$1 - x$	$2x$

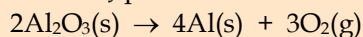
$$K_c = \frac{[\text{Br}_2]}{[\text{Br}]^2} = \frac{4x^2}{1-x} = 0,00104 \Rightarrow 4x^2 + 0,00104x - 0,00104 = 0 \Rightarrow$$

$$x = 0,016 \Rightarrow [\text{Br}] = 0,032 \text{ m/L}$$

El grado de disociación es la fracción de moles disociados por moles iniciales:

$$\alpha = 0,016 \text{ moles disociados} / 1 \text{ mol inicial} = 0,016 = 1,6\%$$

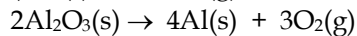
6 A  $25^\circ\text{C}$  y 1 at la variación de entalpía es 3351 kJ para la reacción:



Calcule:

- Entalpía de formación del óxido de aluminio.
- Entalpía cuando se forman 10 g de óxido de aluminio.

- La reacción del problema es justamente la contraria a la de formación del óxido de aluminio y multiplicada por dos,



$$\Delta H_r^\circ = -2\Delta H_f^\circ \text{Trióxido}$$

luego:

$$\Delta H_f^\circ \text{Trióxido} = -\Delta H_r^\circ / 2 = -1675,5 \text{ kJ/mol}$$

- Una vez calculada la de un mol de óxido, mediante un factor de corrección, se calcula la de 10 g:  
 $10 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \cdot (1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 / 102 \text{ g Al}_2\text{O}_3) \cdot (-1675,5 \text{ kJ} / 1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3) = -164,2 \text{ kJ}$