

SELECTIVIDAD 2004.

EXÁMENES RESUELTOS

CRITERIOS DE CORRECCIÓN.

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.

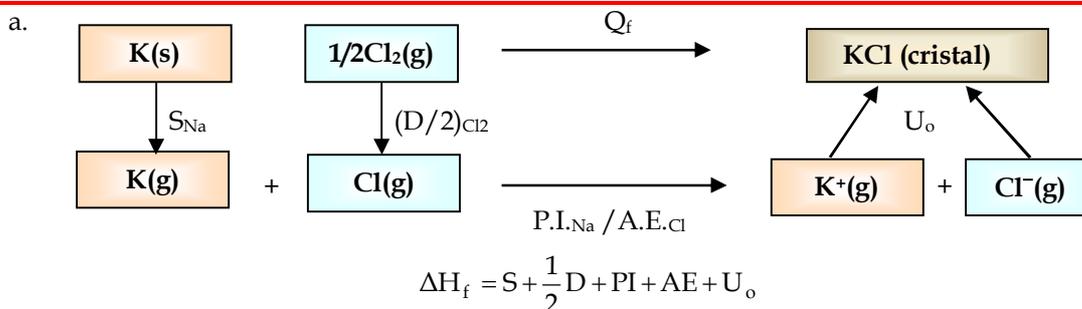
1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Peróxido de estroncio.
- Cromato de estaño (IV)
- 2-Butanol
- Li_2SO_4
- KOH
- CH_3CHBr_2 .

- SrO_2 .
- $\text{Sn}(\text{CrO}_4)_2$.
- $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_2\text{-CH}_3$.
- Sulfato de litio. Tetraoxosulfato (VI) de diluto.
- Hidróxido potásico. Hidróxido de potasio. Hidróxido de potasio (I).
- 1,1-Dibromoetano.

2 a. Escriba el ciclo de Born-Haber para el KCl.

b. ¿Cómo explica el hecho de que los metales sean conductores de la electricidad?.



b. 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. muchos electrones libres.
- Teoría de bandas: en los metales la bande valencia y la banda de conducción llegan a superponerse.
-

3 Para el siguiente sistema en equilibrio:



- Indique razonadamente cómo afectará al equilibrio un aumento de la temperatura.
- Establezca la relación existente entre K_c y K_p para este equilibrio.
- Si para la reacción directa el valor de K_c es 0,016 a 800 K, ¿cuál será el valor de K_c para la reacción inversa, a la misma temperatura?

- Al aumentar la temperatura, se suministra energía al equilibrio y éste se desplazará en el sentido en que se consuma calor, o sea, hacia la descomposición del HI. (Izquierda).
- $K_p = K_c(\text{RT})^{\Delta n}$. Como en este equilibrio no varía el número de moles, $\Delta n = 0$, las constantes K_c y K_p serán iguales: $K_c = K_p$

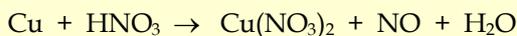
$$c. \quad K'_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2} = \frac{1}{\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}} = \frac{1}{K_c} = \frac{1}{0,016} = 62,5$$

4 Razone cómo varía la entropía en los siguientes procesos:

- Formación de un cristal iónico a partir de sus iones en estado gaseoso.
- Fusión de hielo.
- Sublimación de yodo.

- Habrá una gran disminución de la entropía dado el gran aumento de orden que supone pasar del estado gaseoso (el más desordenado) al cristalino (el más ordenado). $\Delta S < 0$.
- Justamente al contrario, se pasa de sólido a líquido, luego $\Delta S > 0$.
- Lo mismo que el apartado b, se pasa de sólido a gas, luego $\Delta S > 0$.

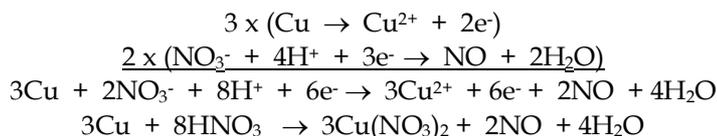
5 Dada la siguiente reacción redox:



- Aj stela por el método del ión-electrón.
- Calcule el volumen de NO, en condiciones normales, que se obtiene a partir de 7,5 g de Cu.

Masa atómica: Cu = 63,5.

a)



b)

$$(7,5 \text{ g Cu}) \left(\frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} \right) \left(\frac{2 \text{ moles NO}}{3 \text{ moles Cu}} \right) \left(\frac{22,4 \text{ L NO}}{1 \text{ mol NO}} \right) = 1,76 \text{ L NO}$$

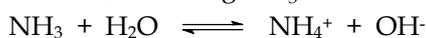
6 Se añaden 7 g de amoniacos a la cantidad de agua necesaria para obtener 500 mL de disolución.

- Calcule el pH de la disolución.
- Calcule el grado de disociación del amoniacos.

Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: N = 14; H = 1.

a) La concentración del amoniacos es:

$$M = \frac{7 \text{ g NH}_3}{0,5 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} = 0,82 \text{ M}$$



	NH ₃	NH ₄ ⁺	OH ⁻
Conc. Inicial	0,82	-	-
Conc. Disociada	x	-	-
Conc. final	0,82 - x	x	x

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,82 - x} \approx \frac{x^2}{0,82} \Rightarrow x \approx 0,00384$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 + \log x = 14 + \log(0,00384) = 11,58$$

b)

$$[\text{OH}^-] = 0,00384 = c\alpha = 0,82 \cdot \alpha \Rightarrow \alpha = \frac{0,00384}{0,82} = 0,0047 = 0,47\%$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hidruro de berilio.
- Permanganato de sodio
- Ácido propenoico
- N_2O_3
- $Ca(BrO_3)_2$
- CH_3OCH_3 .

- BeH_2 .
- $NaMnO_4$.
- $CH_2=CH-COOH$.
- Óxido de nitrógeno (III).
- Bromato cálcico. Bis[Trioxobromato (V)] de calcio (II)
- Dimetiléter. Metoximetano.

2 Calcule:

- La masa de un átomo de potasio.
- El número de átomos de fósforo que hay en 2 g de este elemento.
- El número de moléculas que hay en 2 g de BCl_3

Masas atómicas: K = 39; P = 31; B = 11; Cl = 35,5.

a)

$$\frac{39 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} \cdot \frac{1 \text{ mol K}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos K}} = 6,47 \cdot 10^{-23} \text{ g/átomo}$$

b)

$$2 \text{ g P}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol P}_4}{124 \text{ P}_4} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas P}_4}{1 \text{ mol P}_4} \cdot \frac{4 \text{ átomos P}}{1 \text{ molécula P}_4} = 6,06 \cdot 10^{24} \text{ átomos P}$$

c)

$$2 \text{ g BCl}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol BCl}_3}{117,5 \text{ BCl}_3} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas BCl}_3}{1 \text{ mol BCl}_3} = 1,02 \cdot 10^{22} \text{ moléculas BCl}_3$$

3 Los números atómicos de los elementos A, B y C son respectivamente 20, 27 y 34.

- Escriba la configuración electrónica de cada elemento.
- Indique qué elemento es el más electronegativo y cuál el de mayor radio.
- Indique razonadamente cuál o cuáles de los elementos son metales y no metales.

a. A: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2$ (Ca) B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^7$ (Co) C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4 4s^2 3d^{10} 4p^4$ (Se).

b. El más electronegativo será el Se ($Z = 34$) por ser más pequeño y estar más cerca de adquirir configuración electrónica externa de gas noble. Las electronegatividades respectivas son Se: 2,4; Co: 1,8; Ca: 1,0. Los tres pertenecen al mismo período (4º período) y el mayor será el calcio ($Z = 20$). A medida que nos desplazamos a la derecha en el período, se produce una contracción en el tamaño atómico debido a la atracción electrostática entre los electrones de 4º nivel y el núcleo. Si seguimos avanzando, el número de electrones es ya lo suficientemente grande para que predomine la repulsión entre ellos y, además, disminuye la "carga nuclear efectiva" por que el tamaño del átomo aumentará ligeramente. Sus radios atómicos son respectivamente: Ca: 1,97 Å; Co: 1,25 Å; Se: 1,40 Å.

c. Puesto que el carácter metálico varía justamente al contrario que la electronegatividad., metales serán el calcio ($Z = 20$) y el cobalto ($Z = 27$) y no metal el Se ($Z = 34$).

4 Justifique el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones acuosas de las siguientes sales: a) KCl. b) NH_4Cl .

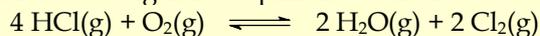
- El cloruro potásico proviene del ácido clorhídrico (ácido fuerte) y del hidróxido potásico (base fuerte). Ninguno de sus iones se hidroliza y por tanto no se generan iones hidronios ni iones hidroxilo por lo que la disolución será neutra y presentará un $pH = 7$.

- b. Cuando el cloruro amónico se disuelve se disocia en iones cloruro y amonio. El cloruro, que es la base débil conjugada del ácido clorhídrico no se hidroliza. Pero el amonio, ácido débil conjugado del amoníaco, si reaccionará con el agua dando lugar a iones hidronio según:



La disolución pues, será ácida y su pH será menor que 7.

- 5 En un recipiente de 4 litros, a una cierta temperatura, se introducen las cantidades de HCl, O₂ y Cl₂ indicadas en la tabla, estableciéndose el siguiente equilibrio. Calcule:



	HCl(g)	O ₂ (g)	H ₂ O(g)	Cl ₂ (g)
Moles iniciales	0'16	0'08	0	0'02
Moles en equilibrio	0'06			

- a. Los datos necesarios para completar la tabla.
b. El valor de K_c a esa temperatura.

a)

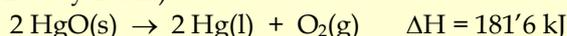
- Si de cloruro de hidrógeno hay inicialmente 0,16 moles y en el equilibrio quedan 0,06, se habrán gastado 0,10 moles en la reacción.
- Como de oxígeno se consume la cuarta parte, se habrán consumido 0,025 moles y si al principio había 0,08 moles, quedarán en el equilibrio 0,055 moles.
- De cloro y de vapor de agua aparece la mitad de los que desaparece de cloruro de hidrógeno, por tanto habrán aparecido 0,05 moles de cada uno. En el equilibrio habrán 0,05 moles de vapor de agua y 0,07 moles de cloro puesto que inicialmente había 0,02 moles.

	HCl(g)	O ₂ (g)	H ₂ O(g)	Cl ₂ (g)
Moles iniciales	0'16	0'08	0	0'02
Moles en equilibrio	0'06	0,055	0,05	0,07

b)

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{\left[\frac{0,05 \text{ m}}{4 \text{ L}}\right]^2 \cdot \left[\frac{0,07 \text{ m}}{4 \text{ L}}\right]^2}{\left[\frac{0,06 \text{ m}}{4 \text{ L}}\right]^4 \cdot \left[\frac{0,055 \text{ m}}{4 \text{ L}}\right]} = 35,1 \text{ m}^{-1} \cdot \text{L}$$

- 6 Dada la ecuación química (a 25 °C y 1 atm):



- a. La energía necesaria para descomponer 60'6 g de óxido de mercurio.
b. El volumen de oxígeno, medido a 25 °C y 1 atm, que se produce al calentar suficiente cantidad de HgO para absorber 418 kJ.

Datos: R = 0'082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹. Masas atómicas: Hg = 200'5; O = 16.

- a) Puesto que la entalpía de la reacción es la correspondiente a dos moles de HgO:

$$60,6 \text{ g HgO}(\text{s}) \cdot \frac{1 \text{ mol HgO}}{216,5 \text{ g HgO}} \cdot \frac{181,6 \text{ J}}{2 \text{ mol HgO}} = 50,75 \text{ kJ}$$

- b) Se calculan los moles de oxígeno y con ellos el volumen del mismo en la condiciones dadas, mediante la ecuación de los gases ideales

$$418 \text{ kJ} \cdot \frac{2 \text{ mol HgO}}{181,6 \text{ kJ}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol HgO}} \cdot \frac{0,082 \text{ at} \cdot \text{L/K mol} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ at}} = 56,24 \text{ L O}_2$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Fluoruro de hidrógeno
- Hidróxido de litio
- Nitrobenzeno
- Na_2O_2
- $\text{Ni}(\text{ClO}_3)_2$
- $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$

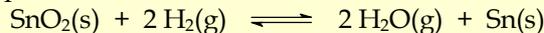
- HF.
- LiOH
- $\text{NO}_2\text{-Ph}$.
- Peróxido de sodio. Dióxido de disodio.
- Clorato de níquel (II). Bis[triosoclorato (V)] de níquel (II).
- 1,3-Butadieno.

2 Considere la serie de elementos: Li, Na, K, Rb y Cs.

- Defina Energía de ionización.
- Indique cómo varía la Energía de Ionización en la serie de los elementos citados.
- Explique cuál es el factor determinante de esta variación.

- Energía necesaria para separar un electrón de un átomo en estado gaseoso y en estado fundamental.
- Dentro de cada grupo, la energía de ionización disminuye a medida que aumenta el tamaño de los átomos, es decir, al descender en el grupo, ya que al aumentar el tamaño del átomo, los electrones externos se encuentran más alejados del núcleo y por tanto menos atraídos.
- Tamaño del átomo.

3 Para el siguiente sistema en equilibrio:



el valor de la constante K_p a 900 K es 1'5 y a 1100 K es 10. Razone si para conseguir una mayor producción de estaño deberá:

- Aumentar la temperatura.
- Aumentar la presión.
- Adicionar un catalizador.

- Al aumentar la temperatura, ha aumentado también el valor de la constante de equilibrio, lo que indica que el proceso es endotérmico. Si una vez alcanzado el equilibrio calentamos, éste se desplazará en el sentido en que se consume la energía aportada, o sea, en el sentido endotérmico, hacia la derecha.
- Dado que el número de moles de sustancias gaseosas en el mismo ($\Delta n = 0$), una variación de la presión no influirá en el equilibrio.
- El catalizador hace que se consiga antes el equilibrio porque aumenta la velocidad de reacción, pero no provoca un desplazamiento del equilibrio en sentido alguno.

4 Dados los compuestos orgánicos: CH_3-CH_3 ; CH_3OH y $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$

- Explique la solubilidad en agua de cada uno de ellos.
- Indique cuáles son hidrocarburos.
- ¿Puede experimentar alguno de ellos reacciones de adición? En tal caso, escriba una.

- Debido a la polaridad de la molécula de alcohol, (la molécula de metanol es tetraédrica con el grupo hidroxilo en uno de los vértice y al ser el oxígeno tan electronegativo, crea un desplazamiento electrónico en la misma dirigido hacia el átomo de oxígeno). Sólo el metanol será soluble en agua.
- El primero es un alcano (etano) y el tercero un alqueno (propeno).
- El alqueno por poseer doble enlace. Por ejemplo:



5 El pH de una disolución de ácido acético (CH_3COOH) es 2,9. Calcule:

- La molaridad de la disolución.
- El grado de disociación del ácido acético en dicha disolución.

Datos: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

a. Con el valor de la constante y el de la concentración de hidrogenoiones, podemos calcular el valor de la concentración inicial.



	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
Inicial	c	-	-
Disociados	$c\alpha$	-	-
Equilibrio	$c(1-\alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

Si el $\text{pH} = 2,9$, la concentración de hidrogenoiones es: $10^{-2,9} = 1,26 \cdot 10^{-3} = c\alpha$,

$$K_a = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \approx c\alpha^2 = c \cdot c\alpha = c \cdot 1,26 \cdot 10^{-3} = 1,8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow c = 0,014$$

b. Una vez calculado el valor de la concentración inicial, es fácil calcular el grado de disociación sin más que sustituir el la concentración de hidrogenoiones ($c\alpha$)

$$1,26 \cdot 10^{-3} = c\alpha = 0,014 \alpha; \quad \alpha = 0,0882 = 8,82\%$$

6 Se hacen reaccionar 200 g de piedra caliza que contiene un 60 % de carbonato de calcio con exceso de ácido clorhídrico, según:



- Los gramos de cloruro de calcio obtenidos.
- El volumen de CO_2 medido a 17°C y a 740 mm de Hg.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; Cl = 35,5; Ca = 40.



a.

$$200 \text{ g mineral} \cdot \frac{60 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g mineral}} \cdot \frac{111 \text{ g CaCl}_2}{100 \text{ g CaCO}_3} = 133,2 \text{ g CaCl}_2$$

b.

$$200 \text{ g mineral} \cdot \frac{60 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g mineral}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K mol} \cdot 290 \text{ K}}{0,97 \text{ atm}} = 29,42 \text{ L CO}_2$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Nitrito de sodio
- Hidrogenocarbonato de potasio
- Ácido 2-hidroxibutanoico
- NH_4Cl
- SO_2
- $(\text{CH}_3)_3\text{N}$

- NaNO_2 .
- KHCO_3
- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-COOH}$
- Cloruro amónico. Cloruro de amonio (I).
- Dióxido de azufre. Óxido de azufre (IV).
- Trimetilamina. N,N-dimetilmetanamina.

2 En 10 g de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$:

- ¿Cuántos moles hay de dicha sal?
- ¿Cuántos moles hay de iones sulfato?
- ¿Cuántos átomos hay de oxígeno?

Masas atómicas: Fe = 56 ; S = 32 ; O = 16.

a)

$$(10 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3) \left(\frac{1 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{400 \text{ g Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \right) = 0,025 \text{ moles Fe}_2(\text{SO}_4)_3$$

b)

$$0,025 \text{ moles Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \left(\frac{3 \text{ moles SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \right) = 0,075 \text{ moles SO}_4^{2-}$$

c)

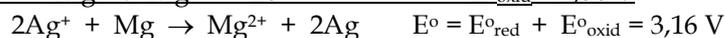
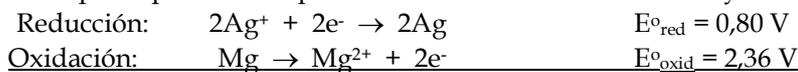
$$0,025 \text{ moles Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \left(\frac{3 \text{ moles SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \right) \cdot \left(\frac{4 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol SO}_4^{2-}} \right) = 1,81 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}$$

3 La notación de una pila electroquímica es: $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{+2} (1\text{M}) \parallel \text{Ag}^+ (1\text{M}) \mid \text{Ag}$

- Calcule el potencial estándar de la pila.
- Escriba y ajuste la ecuación química para la reacción que ocurre en la pila.
- Indique la polaridad de los electrodos.

Datos: $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80\text{V}$; $E^\circ(\text{Mg}^{+2}/\text{Mg}) = -2,36\text{V}$

a y b. Se reducirá el ión plata que tiene un potencial standard de reducción mayor:



- El ánodo (polaridad negativa) es donde ocurre la oxidación: el magnesio. El cátodo (polaridad positiva) donde ocurre la reducción: plata.

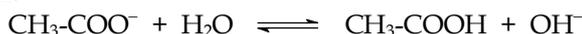
4 a. El pH de una disolución de un ácido monoprótico (HA) de concentración $5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ es 2,3. ¿Se trata de un ácido fuerte o débil? Razone su respuesta.

b. Razone si el pH de una disolución acuosa de CH_3COONa es mayor, menor o igual a 7.

a. Si el pH es 2,3: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,3} = 5 \cdot 10^{-3}$, que indica que se encuentra completamente disociado por lo que se trata de un ácido fuerte.

b. Cuando disolvemos una sal, los iones que se producen, se pueden hidrolizar generando OH^- o H_3O^+ que pueden aumentar o disminuir el pH del disolvente. En el caso del acetato sódico, el ión sodio, al provenir de una base fuerte (hidróxido sódico) constituye un ácido conjugado extremadamente débil que no se hidroliza. Pero sí lo hará el acetato, que es la base conjugada del

ácido acético, un ácido débil:

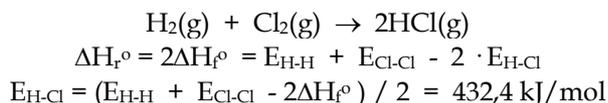


Esta reacción hace que se generen OH^- y que la disolución tenga por tanto carácter básico, siendo su pH mayor que 7

- 5
- Calcule la entalpía de enlace H-Cl sabiendo que la energía de formación del $\text{HCl}(\text{g})$ es $-92,4$ kJ/mol y las de disociación del H_2 y Cl_2 son 436 kJ/mol y 244 kJ/mol respectivamente.
 - ¿ Qué energía habrá que comunicar para disociar 20 g de HCl?

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.

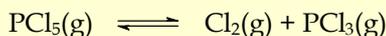
- a) Para la reacción



- b)

$$(20 \text{ g HCl}) \left(\frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \right) \left(\frac{432,4 \text{ kJ}}{1 \text{ mol HCl}} \right) = 236,9 \text{ kJ}$$

- 6
- En un matraz de 2 litros se introducen 12 g de PCl_5 y se calienta hasta 300°C . Al establecerse el siguiente equilibrio de disociación:



la presión total de la mezcla es de $2,12$ atm, a esa temperatura. Calcule:

- El grado de disociación del PCl_5 en las condiciones señaladas.
- El valor de K_p a 300°C .

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: P = 31; Cl = 35,5.

- a.

	PCl_5	PCl_3	Cl_2	Totales
Moles iniciales	n	-	-	n
Moles que reaccionan	$n\alpha$	-	-	$n\alpha$
Moles en el equilibrio	$n(1-\alpha)$	$n\alpha$	$n\alpha$	$n(1+\alpha)$

En el equilibrio:

$$PV = nRT = n(1+\alpha)RT; \quad \alpha = \frac{PV}{nRT} - 1 = \frac{2,12 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,057 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ (at} \cdot \text{L/K mol)} \cdot 573 \text{ K}} - 1 = 0,58 = 58\%$$

- b.

$$K_p = \frac{P_{\text{PCl}_3} \cdot P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{PCl}_5}} = \frac{X_{\text{PCl}_3} \cdot P \cdot X_{\text{Cl}_2} \cdot P}{X_{\text{PCl}_5} \cdot P} = \frac{\left(\frac{n\alpha}{n(1+\alpha)} \right)^2 \cdot P}{\left(\frac{n(1-\alpha)}{n(1+\alpha)} \right)} = \frac{\alpha^2}{1-\alpha^2} \cdot P = 1,074 \text{ atm}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Óxido de platino (II)
- Nitrato de hierro (III)
- 1,2-Dicloroetano
- NaH
- HBrO
- CH₃CH₂COCH₃

- PtO.
- Fe(NO₃)₃.
- CH₂Cl-CH₂Cl
- Hidruro de sodio. Hidruro de sodio (I). Hidruro sódico.
- Ácido hipobromoso. Oxobromato (I) de hidrógeno.
- Butanona. Etimetilcetona.

2 Dadas las especies: Cl⁻ (Z = 17), K⁺ (Z = 19) y Ar (Z = 18):

- Escriba la configuración electrónica de cada una de ellas.
- Justifique cuál tendrá un radio mayor.

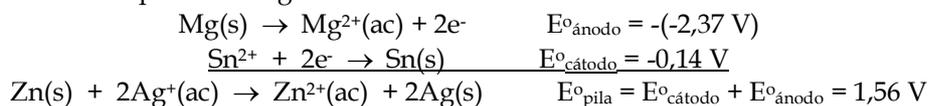
- Tendrán los tres la misma configuración electrónica.
Cl⁻ (Z = 17): 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶.
K⁺ (Z = 19): 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶.
Ar (Z = 18): 1s²2s²2p⁶3s²3p⁶.
- El cloro es un átomo pequeño y al entrar un nuevo electrón, se produce una fuerte repulsión con los electrones del cloro que produce un aumento de tamaño. (Pasa concretamente de 99 pm a 181 pm). En el átomo de potasio ocurrirá todo lo contrario, al perder el único electrón de su cuarto nivel, sufrirá una gran disminución de radio. (pasa de 227 pm a 133 pm). Como el radio del átomo de argón será similar al del cloro en su estado fundamental, la especie con mayor radio será el ión cloruro.

3 Una pila electroquímica se representa por: Mg | Mg⁺² (1M) || Sn⁺² (1M) | Sn.

- Dibuje un esquema de la misma indicando el electrodo que hace de ánodo y el que hace de cátodo.
- Escriba las semirreacciones que tienen lugar en cada semipila.
- Indique el sentido del movimiento de los electrones por el circuito exterior.

$$E^{\circ}(\text{Mg}^{+2} / \text{Mg}) = -2,37 \text{ v}; E^{\circ}(\text{Sn}^{+2} / \text{Sn}) = -2,37 \text{ v};$$

Actuará como cátodo (polo positivo) el de mayor potencial de reducción, o sea, el par Sn/Sn²⁺ (-0,14 V) y como ánodo (polo negativo) el de menor potencial, el Mg/Mg²⁺ (-2,37 V). Los electrones fluirán del electrodo de magnesio al de estaño (siempre del ánodo al cátodo); se disolverá el magnesio metálico pasando a la disolución y se depositará el estaño de la disolución en el electrodo de estaño en forma metálica. Las reacciones que tienen lugar serán:



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

- CH₂=CH₂ + Br₂
- CH₃CH₃ + O₂
- C₆H₆ (benceno) + Cl₂ (AlCl₃)

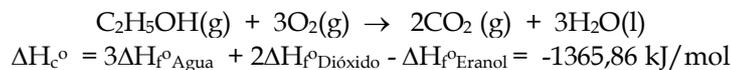
- CH₂=CH₂ + Br₂ → CH₂Br-CH₂Br
(Adición electrófila)
- CH₃CH₃ + 7/2O₂ → 2CO₂ + 3H₂O
(Combustión)
- C₆H₆ (benceno) + Cl₂ (AlCl₃) → C₆H₅Cl + HCl
(Sustitución electrófila)

5 Las entalpías de formación estándar del $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(\text{l})$, $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ son, respectivamente, $-277'30$ kJ/mol, $-393'33$ kJ/mol y $-285'50$ kJ/mol. Calcule:

- La entalpía de combustión del etanol.
- El calor que se produce al quemar $4'60$ g de etanol.

Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

a)



b)

$$(4,6 \text{ g C}_3\text{H}_5\text{OH}) \left(\frac{1 \text{ m C}_3\text{H}_5\text{OH}}{46 \text{ g C}_3\text{H}_5\text{OH}} \right) \cdot \left(\frac{-1435,7 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_5\text{OH}} \right) = -143,57 \text{ kJ}$$

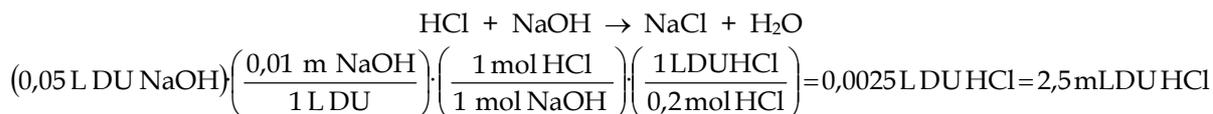
6 Calcule

- Los gramos de NaOH necesarios para preparar 250 mL de una disolución cuyo pH sea 12.
- ¿Qué volumen de una disolución de ácido clorhídrico $0'2$ M será necesario para neutralizar 50 mL de la disolución de NaOH anterior?

a. Si el pH es 12, el pOH será 2 y $[\text{OH}^-] = 10^{-2} = 0,01$ M. Conocida la concentración y el volumen, se calculan los moles de sosa y con ellos los gramos.

$$(0,250 \text{ L DU}) \left(\frac{0,01 \text{ m NaOH}}{1 \text{ L DU}} \right) \cdot \left(\frac{40 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \right) = 0,1 \text{ g NaOH}$$

b.



1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Peróxido de bario
- Fluoruro de plomo (II)
- Metano
- Bi_2O_3
- H_2SO_3
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CONH}_2$

- BaO_2 .
- PbF_2 .
- CH_4 .
- Óxido de bismuto (III). Trióxido de dibismuto. Óxido bismutoso.
- Ácido sulfuroso. Trioxosulfato (IV) de dihidrógeno.
- Propanamida. Propionamida.

2 En 1,5 moles de CO_2 , calcule:

- ¿Cuántos gramos hay de CO_2 ?
- ¿Cuántas moléculas hay de CO_2 ?
- ¿Cuántos átomos hay en total?

Masas atómicas: C = 12; O = 16.

$$\text{a. } (1,5 \text{ mol } \text{CO}_2) \left(\frac{44 \text{ g } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \right) = 66 \text{ g } \text{CO}_2$$

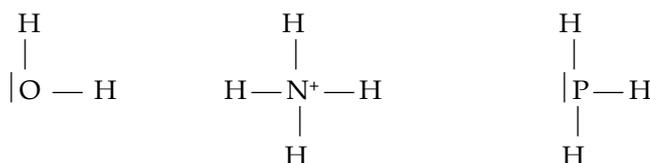
$$\text{b. } 1,5 \text{ moles } \text{CO}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} = 9,0345 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2$$

$$\text{c. } 1,5 \text{ moles } \text{CO}_2 \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CO}_2}{1 \text{ mol } \text{CO}_2} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } \text{CO}_2} = 2,70825 \cdot 10^{24} \text{ átomos.}$$

3 Dadas las especies: H_2O , NH_4^+ y PH_3

- Representélas mediante estructuras de Lewis.
- Justifique su geometría mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.

a)



b)

H_2O . Tipo AB_2E_2 2 pares e- compartidos 2 pares e- sin compartir	NH_4^+ . Tipo AB_4 4 pares e- compartidos 0 pares e- sin compartir	PH_3 Tipo AB_3E 3 pares e- compartidos 1 pares e- sin compartir
Angular	Tetraédrica	Pirámide triangular

4 Complete los siguientes equilibrios ácido-base identificando, de forma razonada, los pares conjugados:

- + $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
- $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{.....}$
- $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{.....}$

- $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ (El bicarbonato es el ácido conjugado del carbonato y el agua es la base conjugada del hidronio)
- $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3$ (El amonio es el ácido conjugado del amoníaco y el hidroxilo es la base conjugada del agua)
- $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^- + \text{HF}$ (El fluoruro es la base conjugada del ácido fluorhídrico y el agua es el ácido conjugado del hidroxilo)

5

- Calcule el volumen de ácido clorhídrico del 36 % de riqueza en peso y densidad 1,19 g/mL necesario para preparar 1 L de disolución 0,3 M.
- Se toman 50 mL de la disolución 0,3 M y se diluyen con agua hasta 250 mL. Calcule la molaridad de la disolución resultante.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.

a.

$$1 \text{ L DU} \cdot \left(\frac{0,3 \text{ m SO}}{1 \text{ L DU}} \right) \cdot \left(\frac{36,5 \text{ g SO}}{1 \text{ mol SO}} \right) \cdot \left(\frac{100 \text{ g DU}}{36 \text{ g SO}} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ ml DU}}{1,19 \text{ g DU}} \right) = 25,56 \text{ ml DU}$$

- b. Si se diluye a cinco veces el volumen original, la nueva concentración será cinco veces menor:

$$\left[\frac{0,05 \text{ L DU} \cdot \frac{0,3 \text{ m SO}}{1 \text{ L DU}}}{0,25 \text{ L}} \right] = 0,06 \text{ M}$$

6

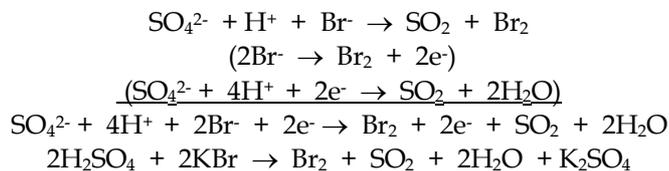
Dada la siguiente reacción redox:



- Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.
- Calcule el volumen de SO_2 , medido a 700 mm de Hg y 25 °C, que se puede obtener a partir de 50 g de KBr y exceso de H_2SO_4 .

Datos: R = 0,082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹. Masas atómicas: K = 39; Br = 80.

a)



b)

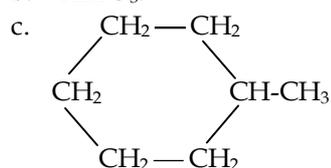
$$\begin{aligned} (50 \text{ g KBr}) \cdot \left(\frac{1 \text{ m KBr}}{119 \text{ g KBr}} \right) \cdot \left(\frac{1 \text{ m SO}_2}{2 \text{ m KBr}} \right) &= 0,21 \text{ moles de SO}_2 ; \\ V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,21 \text{ m} \cdot 0,082 \text{ at} \cdot \text{L/K mol} \cdot 298 \text{ K}}{0,92 \text{ at}} &= 5,57 \text{ L de SO}_2 \end{aligned}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Sulfuro de potasio
- Ácido brómico
- Metilciclohexano
- $\text{Bi}(\text{OH})_3$
- NaH_2PO_4
- $\text{CH}_2=\text{CHCH}=\text{CHCH}_3$

a. K_2S .

b. HBrO_3 .



d. Hidróxido de bismuto (III). Trihidróxido de bismuto. Hidróxido bismutoso.

e. Fosfato diácido de sodio. Bisdihidrógenotetraoxofosfato (V) de sodio (I).

f. 1,3-Pentadieno.

2 La configuración electrónica de un átomo excitado de un elemento es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$. Razone cuáles de las afirmaciones siguientes son correctas y cuáles falsas para ese elemento:

- Pertenece al grupo de los alcalinos.
- Pertenece al periodo 5 del sistema periódico.
- Tiene carácter metálico.

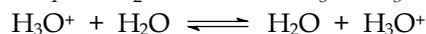
La configuración en su estado fundamental sería: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ que corresponde al potasio, alcalino del cuarto periodo del sistema periódico y, por tanto, de elevado carácter metálico. Por tanto:

- Verdadero.
- Falso.
- Verdadero.

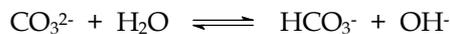
3 De las siguientes especies químicas: H_3O^+ ; HCO_3^- ; CO_3^{2-} ; H_2O ; NH_3 ; NH_4^+ , explique según la teoría de B.L.:

- Cuáles pueden actuar sólo como ácidos
- Cuáles pueden actuar sólo como bases
- Cuáles pueden actuar como ácidos y como bases.

a) Como ácidos:



b) Como bases:



c) Como ácido y como base, anfótero:



4 Una bombona de butano (C_4H_{10}) contiene 12 kg de este gas. Para esta cantidad calcule:

- El número de moles de butano.
- El número de átomos de carbono y de hidrógeno.

Masas atómicas: C = 12; H = 1.

a)

$$(12000 \text{ g C}_4\text{H}_{10}) \left(\frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \right) = 206,9 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}$$

b)

$$(206,9 \text{ moles C}_4\text{H}_{10}) \left(\frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \right) \left(\frac{4 \text{ átomos C}}{1 \text{ molécula C}_4\text{H}_{10}} \right) = 4,98 \cdot 10^{26} \text{ átomos C}$$

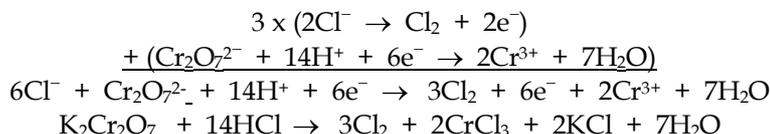
$$(206,9 \text{ moles C}_4\text{H}_{10}) \left(\frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_4\text{H}_{10}}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} \right) \left(\frac{10 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula C}_4\text{H}_{10}} \right) = 1,25 \cdot 10^{27} \text{ átomos H}$$

5 Dada la siguiente reacción redox:



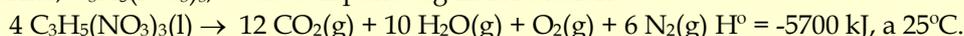
- Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.
- Calcule la molaridad de la disolución de HCl si cuando reaccionan 25 mL de la misma con exceso de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ producen 0,3 L de Cl_2 medidos en condiciones normales.

a) En la reacción, el oxidante es el dicromato que se reduce a ión crómico en medio ácido y el reductor es el cloruro, que se oxida a cloro:



b) Con los litros de cloro se puede calcular los moles teniendo en cuenta que en condiciones normales un mol de cloro ocupa 22,4 litros. Con los moles de cloro se calcula los de dicromato y conociendo los moles y en volumen de la disolución, se calcula la molaridad.

$$\frac{(0,3 \text{ L Cl}_2 \text{ CN}) \left(\frac{1 \text{ mol Cl}_2}{22,4 \text{ L Cl}_2} \right) \left(\frac{14 \text{ m HCl}}{3 \text{ mol Cl}_2} \right)}{0,025 \text{ L}} = 2,5 \text{ M}$$

6 La nitroglicerina, $\text{C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3$, se descompone según la reacción:

- Calcule la entalpía standard de formación de la nitroglicerina.
- ¿Qué energía se desprende cuando se descomponen 100 g de nitroglicerina?

Datos: $\Delta\text{H}_f^\circ [\text{C}(\text{g})] = -393,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta\text{H}_f^\circ [\text{O}(\text{g})] = -241,8 \text{ kJ/mol}$.

a) Para cualquier reacción:

$$\Delta\text{H}_r^\circ = \sum \Delta\text{H}_f^\circ \text{Productos} - \sum \Delta\text{H}_f^\circ \text{Reactivos}$$

$$\Delta\text{H}_r^\circ = 10\Delta\text{H}_f^\circ \text{Agua} + 12\Delta\text{H}_f^\circ \text{Dióxido} - 4\Delta\text{H}_f^\circ \text{Nitroglicerina}$$

Despejando la entalpía de formación de la nitroglicerina:

$$\Delta\text{H}_f^\circ \text{Nitroglicerina} = (10\Delta\text{H}_f^\circ \text{Agua} + 12\Delta\text{H}_f^\circ \text{Dióxido} - \Delta\text{H}_r^\circ) / 4 = -360 \text{ kJ/mol}$$

b) Dado que la entalpía conocida es la correspondiente a 1 mol de nitroglicerina (227 g):

$$(100 \text{ g C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3) \left(\frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3}{227 \text{ g C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3} \right) \left(\frac{-5700 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_5(\text{NO}_3)_3} \right) = -2511 \text{ kJ}$$

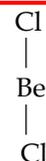
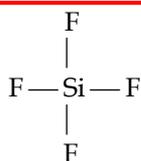
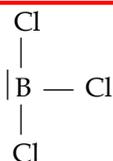
1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

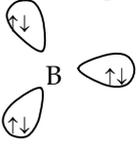
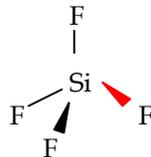
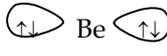
- Cromato de plata
- Seleniuro de hidrógeno
- Ácido benzoico
- CaH_2
- NO_2
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

- Ag_2CrO_4 .
- H_2Se .
- $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$
- Hidruro de calcio. Dihidruro de calcio. Hidruro de calcio (II).
- Dióxido de nitrógeno. Óxido de nitrógeno (IV).
- Etanol. Alcohol etílico.

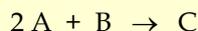
2 En los siguientes compuestos: BCl_3 , SiF_4 y BeCl_2 .

- Justifique la geometría de estas moléculas mediante la teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia.
- ¿Qué orbitales híbridos presenta el átomo central?



BCl_3 Tipo AB_3 3 pares e ⁻ compartidos 0 pares e ⁻ sin compartir Hibridación sp^2	SiF_4 . Tipo AB_4 4 pares e ⁻ compartidos 0 pares e ⁻ sin compartir Hibridación sp^3	BeCl_2 . Tipo AB_2 2 pares e ⁻ compartidos 0 pares e ⁻ sin compartir Hibridación sp
Triangular equilátera 	Tetraédrica 	Lineal 

3 Se ha comprobado experimentalmente que la reacción



es de primer orden respecto al reactivo A y de primer orden respecto al reactivo B.

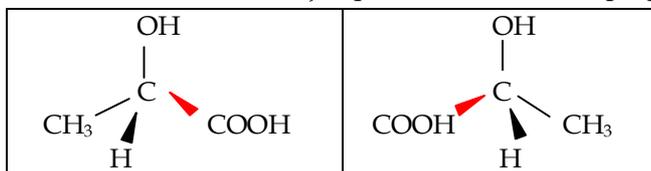
- Escriba la ecuación de velocidad.
- ¿Cuál es el orden total de la reacción?
- ¿Qué factores pueden modificar la velocidad de la reacción?

- $v = k[\text{A}][\text{B}]$
- $1 + 1 = 2$.
- Pueden influir varios factores:
 - La temperatura.
 - La concentración de los reactivos.
 - la naturaleza y el estado físico de los reactivos.
 - La presión.
 - La presencia de un catalizador.

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

- Isomería de función.
- Isomería de posición.
- Isomería óptica.

- Dos compuestos son isómeros de función cuando, teniendo la misma fórmula molecular, presenta cada uno una función distinta. Por ejemplo: etanol y dimetiléter.
- Dos compuestos son isómeros de posición cuando, teniendo la misma fórmula molecular, presenta cada uno un grupo característico en distinto carbono de la cadena carbonada. Por ejemplo: 1-butanol y 2-butanol.
- Es aquella que presentan las sustancias que tienen al menos un carbono asimétrico, dando lugar a dos isómeros ópticos (enantiómeros) que se diferencian en la distribución espacial de los cuatro sustituyentes del carbono asimétrico. Por ejemplo el ácido 2-hidroxipropanoico.



- 5 Se disuelven 0'86 g de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ en la cantidad de agua necesaria para obtener 0'1 L de disolución. Calcule:
- Las concentraciones de las especies OH^- y Ba^{2+} en la disolución.
 - El pH de la disolución.

Masas atómicas: Ba = 137; O = 16; H = 1.

El hidróxido bórico se ioniza según la reacción:



La molaridad de la disolución será:

$$M = \left(\frac{0,86 \text{ g}}{1 \text{ L}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol}}{171 \text{ g}} \right) = 0,05 \text{ M}$$

- Al tratarse de una base fuerte, la concentración de iones Ba^{2+} será 0,05 M y la de OH^- será el doble, 0,1 M, ya que por cada mol de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ionizado, aparecen dos moles de hidroxilos.
- $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log 0,1) = 13$

- 6 En un recipiente de 10 litros a 800 K, se introducen 1 mol de $\text{CO}(\text{g})$ y 1 mol de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$. Cuando se alcanza el equilibrio representado por la ecuación:



el recipiente contiene 0'655 moles de CO_2 y 0'655 moles de H_2 . Calcule:

- Las concentraciones de los cuatro gases en el equilibrio.
- El valor de las constantes K_c y K_p para dicha reacción a 800 K.

Dato: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

- Si en el equilibrio aparecen 0,655 moles de CO_2 y H_2 es porque se han disociado las mismas cantidades de CO y H_2O , puesto que la estequiometría de la reacción así lo indica



y si inicialmente había un mol de cada especie, cuando se disocien quedará 0,345 de cada uno de ellos de forma que podemos configurar la tabla:

	$\text{CO}(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$
Moles iniciales	1	1	-	-
Moles que reaccionan	0,655	0,655	-	-
Moles en equilibrio	$1 - 0,655 = 0,345$	$1 - 0,655 = 0,345$	0,655	0,655

Las concentraciones en el equilibrio serán:

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0,345 \text{ mol} / 10 \text{ L} = 0,0345 \text{ (mol/L)};$$

$$[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = 0,655 \text{ mol} / 10 \text{ L} = 0,0655 \text{ (mol/L)}$$

- Como no hay variación del número de moles de sustancias gaseosas, K_p y K_c tendrán el mismo valor:

$$K_c = K_p = \frac{[\text{H}_2][\text{CO}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{(0,0655 \text{ mol/L})^2}{(0,0345 \text{ mol/L})^2} = 3,6$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Ácido cloroso
- Hidróxido de magnesio
- Metanol
- Na₂S
- CoPO₄
- CH₃C≡CH

- HClO₂.
- Mg(OH)₂.
- CH₃OH
- Sulfuro de sodio. Sulfuro sódico. Sulfuro de sodio (I).
- Fosfato de cobáltico. Tetraoxofosfato (V) de cobalto (III).
- Propino. Acetileno.

2 Dados los siguientes grupos de números cuánticos:

A: (2, 2, 1, 1/2) ; B: (3, 2, 0, -1/2) ; C: (4, 2, 2, 0) ; D: (3, 1, 1, 1/2)

- Razone qué grupos no son válidos para caracterizar un electrón.
- Indique a qué orbitales corresponden los grupos permitidos.

El grupo A no está permitido porque el número cuántico secundario ha de ser menor que el principal y el C tampoco porque el número cuántico de spin ha de valer $\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$. Los demás son correctos: el grupo B representa un orbital 3d y el D un orbital 3p.

3 Justifique si en determinadas condiciones de temperatura puede ser espontánea una reacción química, la cual:

- Es exotérmica y en ella disminuye el desorden.
- Es endotérmica y en ella disminuye el desorden.
- $\Delta H < 0$ y $\Delta S > 0$.

- Si es exotérmica ($\Delta H < 0$) y además disminuye el desorden ($\Delta S < 0$), el signo de ΔG dependerá de la temperatura y si llega a ser espontánea, lo será a bajas temperaturas de modo que $|\Delta H| > |T\Delta S|$.
- Si es endotérmica ($\Delta H > 0$) y además disminuye el desorden ($\Delta S < 0$), el signo de ΔG siempre será positivo y la reacción nunca será espontánea.
- En este caso el signo de ΔG siempre será negativo y la reacción siempre será espontánea.

4 Las fórmulas moleculares de tres hidrocarburos lineales son: C₂H₄ ; C₃H₈ y C₄H₁₀. Razone si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Los tres pertenecen a la misma serie homóloga.
- Los tres experimentan reacciones de sustitución.
- Sólo uno de ellos tiene átomos de carbono con hibridación sp².

- Falso. Los dos primeros son alquenos (eteno y propeno respectivamente) y el tercero es un alcano (butano o metilpropano).
- Falso. Sólo el alcano experimenta sustituciones por vía radicalica.
- Falso. La presentan los dos alquenos en los carbonos que forman el doble enlace.

5 Se toman 2 mL de una disolución de ácido sulfúrico concentrado del 92 % de riqueza en peso y de densidad 1'80 g/mL y se diluye con agua hasta 100 mL. Calcule:

- La molaridad de la disolución concentrada.
- La molaridad de la disolución diluida.

Masas atómicas: S = 32; H = 1; O = 16.

a)

$$\left(\frac{92 \text{ g SO}}{100 \text{ g DU}}\right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol SO}}{98 \text{ g SO}}\right) \cdot \left(\frac{1,8 \text{ g DU}}{1 \text{ mL DU}}\right) \cdot \left(\frac{1000 \text{ mL DU}}{1 \text{ L DU}}\right) = 16,9 \text{ M}$$

b) Como se diluye 50 veces, la concentración de la diluida será 50 veces menor: $16,9/50 = 0,338 \text{ M}$

$$M = \frac{2 \text{ mL DU} \cdot \left(\frac{16,9 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL}} \right)}{0,1 \text{ L DU}} = 0,338 \text{ M}$$

6

- a. Se hace pasar una corriente eléctrica de $1,5 \text{ A}$ a través de 250 mL de una disolución acuosa $0,1 \text{ M}$ en iones Cu^{2+} . ¿Cuánto tiempo tiene que transcurrir para que todo el cobre de la disolución se deposite como cobre metálico?
- b. ¿Qué intensidad de corriente eléctrica hay que hacer pasar a través de una disolución acuosa de iones Au^{3+} si se quiere obtener 1 gramo de oro metálico en 30 minutos ?

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Au} = 197$; $\text{Cu} = 63,5$.

a) Calculamos el número de equivalentes-gramo que se depositarán de cobre a partir de los datos de la disolución:

$$(0,250 \text{ L DU}) \cdot \left(\frac{0,1 \text{ mol Cu}^{2+}}{1 \text{ L DU}} \right) \left(\frac{2 \text{ eq - g Cu}^{2+}}{1 \text{ mol Cu}^{2+}} \right) = 0,05 \text{ eq - g Cu}$$

Las leyes de Faraday nos dicen que para depositar un equivalente-gramo de sustancia se precisan 96.500 Culombios. Podemos calcular fácilmente la carga necesaria y con ella el tiempo que ha circular la corriente:

$$(0,05 \text{ eq - g Cu}) \left(\frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ eq - g}} \right) = 4825 \text{ C} = I t = 1,5 \text{ A } t; \quad t = 3217 \text{ s}$$

b) Como antes, se calculan los equivalentes-gramo que hay en el gramo de oro, con éstos la carga necesaria y con ella y el tiempo se calcula intensidad:

$$\frac{(1 \text{ g Au}) \cdot \left(\frac{3 \text{ eq - g Au}}{197 \text{ g Au}} \right) \cdot \left(\frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ eq - g Au}} \right)}{1800 \text{ s}} = 0,82 \text{ A}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Óxido de oro (III)
- Nitrito de cinc
- o-Bromofenol
- $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$
- SiCl_4
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOCH}_3$

- Au_2O_3 .
- $\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$.
- 
- Hidrósulfato de aluminio. Trishidrósulfato (VI) de aluminio (III). Fosfato ácido de aluminio.
- Tetracloruro de silicio. Cloruro de silicio (IV).
- Propanato de metilo. Propionato de metilo.

2 Comente, razonadamente, la conductividad eléctrica de los siguientes sistemas:

- Un hilo de cobre.
- Un cristal de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
- Una disolución de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

El cobre es un conductor por excelencia debido a sus cargas libres, el cristal de nitrato cúprico no será conductor por ser un compuesto iónico excepto si está fundido o en disolución (caso c), que se constituye en conductor de 2ª especie.

3 Indique, razonadamente, si cada una de las siguientes transformaciones es una reacción de oxidación-reducción, identificando, en su caso, el agente oxidante y el reductor:

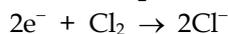
- $2 \text{Al} + 6 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
- $2 \text{NaBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl} + \text{Br}_2$

Primera: se reduce el hidrógeno (oxidante) y se oxida el aluminio (reductor)



La segunda no es de oxidación reducción ya que ningún elemento cambia su estado de oxidación.

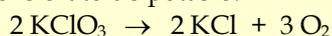
Tercera: se reduce el cloro (oxidante) y se oxida el bromuro (reductor).



- Explique el procedimiento a seguir, indicando el material de laboratorio necesario, para preparar 250 mL de una disolución acuosa 0,2 M de NaOH (masa molecular = 40).
- ¿Cuál es la concentración de OH^- ?
- ¿Cuál es su pH?

- Seguir el guión de la práctica "Preparación de una disolución a partir de un soluto sólido".
- 0,2 M ya que se trata de una base fuerte que se encuentra completamente ionizada.
- $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log 0,2) = 13,3$.

5 Dada la reacción de descomposición del clorato de potasio:



calcule:

- La cantidad de clorato de potasio, del 98,5 % de pureza, necesario para obtener 12 L de oxígeno, en condiciones normales.
- La cantidad de cloruro de potasio que se obtiene en el apartado anterior.

Masas atómicas: Cl = 35,5; K = 39; O = 16.

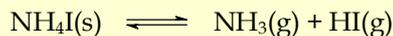
a)

$$12 \text{ L O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{122,5 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g KClO}_3 \text{ impuro}}{98,5 \text{ g KClO}_3 \text{ puro}} = 44,4 \text{ g KClO}_3 \text{ impuro}$$

b)

$$12 \text{ L O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol KCl}}{3 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{74,5 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 26,6 \text{ g KCl}$$

6 El yoduro de amonio sólido se descompone en amoníaco y yoduro de hidrógeno, gases, según la ecuación:



A 673 K la constante de equilibrio K_p es 0'215. En un matraz de 5 litros se introducen 15 g de NH_4I sólido y se calienta a esa temperatura hasta que se alcanza el equilibrio. Calcule:

- La presión total dentro del matraz, en el equilibrio.
- La masa de NH_4I que queda sin descomponer una vez alcanzado el equilibrio.

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: H = 1; N = 14; I = 127.

a. Cuando se llegue al equilibrio se habrá producido la misma cantidad de amoníaco que de yoduro de hidrógeno, de forma que sus presiones parciales serán las mismas.

$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{HI}} = P_{\text{HI}}^2 \cdot P_{\text{HI}} = P_{\text{NH}_3}^3 = (K_p)^{1/2} = 0,463 \text{ at.}$$

b. Conociendo la presión de cualquiera de los dos gases, podemos calcular el número de moles que hay del mismo en el equilibrio, que será también el número de moles que se han dissociado de yoduro amónico. Si se le restan a los que inicialmente había, podremos saber los que quedan sin descomponer.

$$\begin{aligned} n_{\text{HI equilibrio}} = n_{\text{NH}_3 \text{ equilibrio}} &= \frac{PV}{RT} = \frac{0,463 \text{ at} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 (\text{at} \cdot \text{L} / \text{K mol}) \cdot 673 \text{ K}} = \\ &= 0,042 \text{ moles} = \text{moles NH}_4\text{I desaparecidos} \\ 0,103 \text{ moles iniciales} - 0,049 \text{ moles dissociados} &= 0,054 \text{ moles} = \\ &= 7,83 \text{ g de yoduro amónico quedan} \end{aligned}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hidróxido de berilio
- Ácido perclórico
- Dietilamina
- CuBr_2
- $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- CH_3CHO

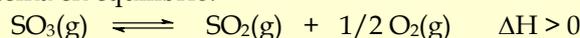
- $\text{Be}(\text{OH})_2$.
- HClO_4 .
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_2\text{CH}_3$
- Bromuro de cobre (II). Dibromuro de cobre. Bromuro cúprico.
- Dicromato de sodio. Heptaoxodicromato (VI) de sodio (I).
- Etanal. Acetaldehído.

2 Los números atómicos de los elementos A, B y C son, respectivamente, 19, 31 y 36.

- Escriba las configuraciones electrónicas de estos elementos.
- Indique qué elementos, de los citados, tienen electrones desapareados.
- Indique los números cuánticos que caracterizan a esos electrones desapareados.

- A(K): $[\text{Ar}]4s^1$ B(Ga): $[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^1$ c(Kr): $[\text{Ar}]4s^23d^{10}4p^6$
- El potasio (A) tiene un electrón desapareado en el orbital 4s y el galio tiene otro en un orbital 4p.
- Para el del potasio: $n = 4, l = 0, m = 0, s = \frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$
Para el del galio: $n = 4, l = 1, m = -1, 0$ o $1, s = \frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$

3 Considérese el siguiente sistema en equilibrio:



- Al aumentar la concentración de oxígeno, el equilibrio no se desplaza porque no puede variar la constante de equilibrio.
- Al aumentar la presión total el equilibrio se desplaza hacia la izquierda.
- Al aumentar la temperatura el equilibrio no se modifica.

- Falso. La constante no varía porque se aumente la concentración de oxígeno, pero precisamente porque no puede variar es por lo que el equilibrio debe desplazarse hacia el sentido en se consume parte del oxígeno añadido y eso se consigue desplazando el equilibrio hacia la izquierda, hacia la formación de SO_3 .
- Verdadero. Cuando se aumenta la presión en el equilibrio, éste se desplaza hacia el lado en que se consiga disminuirla, o sea, hacia el lado donde menos moles de sustancias gaseosas existan, esto es, hacia la izquierda, hacia la formación de SO_3 .
- Falso. Al aumentar la temperatura, aumenta también el valor de la constante de equilibrio porque la reacción es endotérmica, y se desplazará en el sentido en que se consume parte de la energía calorífica comunicada, o sea, hacia la derecha, hacia la aparición de SO_2 y O_2 .

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

- $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2$ (luz) \rightarrow
- $\text{CH}_2=\text{CHCH}_3 + \text{H}_2 \rightarrow$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$ (KOH/EtOH) \rightarrow

- $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2$ (luz) $\rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$ (Sustitución radicalica)
- $\text{CH}_2=\text{CHCH}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$ (Adición electrófila)
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{Br}$ (KOH/EtOH) $\rightarrow \text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$ (Eliminación)

5 Calcule:

- La entalpía de formación del amoníaco: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$
- La energía desprendida al formarse 224 litros de amoníaco en condiciones normales.

Datos: Energías medias de enlace en kJ/mol: ($\text{N}\equiv\text{N}$) = 946; ($\text{H}-\text{H}$) = 436; ($\text{N}-\text{H}$) = 390.

- a) Teniendo en cuenta que la entalpía de cualquier reacción es:

$$\Delta H_r^\circ = \sum E_{\text{enlaces rotos}} - \sum E_{\text{enlaces formados}}$$

y que en la reacción de formación del amoníaco se forman y se rompen la mitad de los enlaces de la reacción anterior:

$$\Delta H_f^\circ = (3E_{\text{H-H}} + E_{\text{N=N}} - 6 \cdot E_{\text{H-N}}) / 2 = -43 \text{ kJ/mol}$$

- b) 224 litros de amoníaco en C.N. equivalen a 10 moles de amoníaco, por lo que la cantidad de energía liberada será:

$$10 \text{ mol} \cdot (-43 \text{ kJ/mol}) = -430 \text{ kJ}$$

6 Un ácido monoprótico, HA, en disolución acuosa de concentración 0,03 M, se encuentra ionizado en un 5%. Calcule:

- El pH de la disolución.
- La constante de ionización del ácido.

Para el ácido HA:



	HA	A ⁻	H ₃ O ⁺
Conc. Inicial	0,03	-	-
Conc. Disociada	$c\alpha = 0,03 \cdot 0,05$	-	-
Conc. Equilibrio	$c(1-\alpha) = 0,03 \cdot 0,95$	$c\alpha = 0,03 \cdot 0,05$	$c\alpha = 0,03 \cdot 0,05$

- a. Para calcular el pH sólo hay que aplicar su definición puesto que se conoce la concentración de hidrogenoiones:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,03 \cdot 0,05) = 2,82.$$

- b. El valor de la constante viene dado por la expresión:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,03 \cdot 0,05^2}{1-0,05} = 1,58 \cdot 10^{-3}$$

1 Formule o nombre los compuestos siguientes:

- Hidruro de magnesio
- Sulfato de potasio
- 3-Metilhexano
- Sb_2O_3
- HIO_3
- $\text{CH}_3\text{CHFCH}_3$

- MgH_2 .
- K_2SO_4 .
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
- Óxido de antimonio (III). Trióxido de diantimonio.
- Ácido iódico. Trioxiodato (V) de hidrógeno.
- 2-Flúorpropano. Fluoruro de isopropilo.

2 Calcule:

- La masa de un átomo de bromo.
- Los moles de átomos de oxígeno contenidos en 3,25 moles de oxígeno molecular.
- Los átomos de hierro contenidos en 5 g de este metal.

Masas atómicas: Br = 80; O = 16; Fe = 56.

- A partir de la masa molar (molecular o atómica) que contendrá $6,023 \cdot 10^{23}$ partículas (moléculas o átomos):

$$\left(\frac{160 \text{ g Br}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Br}_2} \right) \left(\frac{1 \text{ molécula Br}_2}{2 \text{ átomos Br}} \right) = 1,33 \cdot 10^{-22} \text{ g/át} ; \left(\frac{80 \text{ g Br}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Br}} \right) = 1,33 \cdot 10^{-22} \text{ g/át}$$

- Como cada molécula tiene dos átomos, cada mol de moléculas tendrá 2 moles de átomos:

$$(3,25 \text{ mol O}_2) \left(\frac{2 \text{ mol átomos O}}{1 \text{ mol O}_2} \right) = 6,5 \text{ moles de átomos de O}$$

- Sabiendo que un mol de hierro hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos del mismo:

$$(5 \text{ g Fe}) \left(\frac{1 \text{ mol Fe}}{56 \text{ g B}} \right) \left(\frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos B}}{1 \text{ mol Fe}} \right) = 5,38 \cdot 10^{22} \text{ átomos Fe}$$

3 A partir de los átomos A y B de configuraciones electrónicas respectivas: $1s^2 2s^2 2p^2$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

- Explique la posible existencia de las moléculas: AB, B₂ y AB₄.
- Justifique la geometría de la molécula AB₄.
- Discuta la existencia o no de momento dipolar en AB₄.

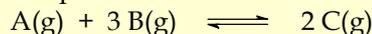
- El elemento A es el carbono (Z = 6) y el B es el cloro (Z = 17). Es imposible formar la molécula AB, ya que el carbono puede disponer de dos o de cuatro electrones desapareados y el cloro sólo tiene uno. Si existirá la molécula de B₂ (molécula de cloro, Cl₂) y se formará compartiendo un electrón cada átomo de B (cada cloro). También existirá la de AB₄ que se formará compartiendo el átomo de A sus cuatro electrones con otros cuatro de sendos átomos de B (CCl₄, tetracloruro de carbono).
- Según el método de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia, la molécula es del tipo AB₄, con cuatro pares de electrones compartidos y ninguno sin compartir, razón por la cual su geometría será tetraédrica regular.
- Aunque el cloro es más electronegativo que el carbono, originando cuatro enlaces polares, la geometría de la molécula hace que los cuatro momentos dipolares se anulen resultando un momento dipolar total nulo. La molécula será apolar.

4 Calcule los datos necesarios para completar la tabla e indique, en cada caso, si la disolución es ácida o básica.

	pH	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ (M)	$[\text{OH}^-]$ (M)
a.	1		
b.		$2 \cdot 10^{-4}$	
c.			$2 \cdot 10^{-5}$

	pH	[H ₃ O ⁺] (M)	[OH ⁻] (M)	Carácter
a.	1	[H ₃ O ⁺] = 10 ^{-pH} = 10 ⁻¹ = 0,1	[OH ⁻] = K _w /[H ₃ O ⁺] = 10 ⁻¹³	Ácido pH < 7
b.	pH = -log[H ₃ O ⁺] = 3,70	2 · 10 ⁻⁴	[OH ⁻] = K _w /[H ₃ O ⁺] = 5 · 10 ⁻¹¹	Ácido pH < 7
c.	pH = -log[H ₃ O ⁺] = 9,30	[H ₃ O ⁺] = K _w /[OH ⁻] = 5 · 10 ⁻¹⁰	2 · 10 ⁻⁵	Básico pH > 7

- 5 En un recipiente de 10 litros de capacidad se introducen 2 moles del compuesto A y 1 mol del compuesto B. Se calienta a 300°C y se establece el siguiente equilibrio:



Cuando se alcanza el equilibrio, el número de moles de B es igual al de C. Calcule:

- El número de moles de cada componente en el equilibrio.
- El valor de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

Dato: R = 0'082 atm · L · K⁻¹ · mol⁻¹

a.

Moles	A(g)	B(g)	C(g)	Totales
Iniciales	2	1	-	3
Desaparecen	x	3x Por cada mol que desaparece de A desaparecen 3 moles de B	-	4x
Aparecen	-	-	2x Por cada mol que desaparece de A aparecen 2 moles de C	2x
Equilibrio	2 - x	1 - 3x	2x	2 - x + 1 - 3x + 2x = 3 - 2x

Como el número de moles de B y C en el equilibrio es el mismo:
1 - 3x = 2x; x = 1/5 = 0,2

Equilibrio	1,8	0,4	0,4	2,6
------------	-----	-----	-----	-----

- b. Como se conocen los moles en equilibrio y también el volumen del reactor, se puede calcular K_c:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = \frac{\left(\frac{0,4 \text{ mol}}{10 \text{ L}}\right)^2}{\left(\frac{1,8 \text{ mol}}{10 \text{ L}}\right) \left(\frac{0,4 \text{ mol}}{10 \text{ L}}\right)^3} = 138,9 (\text{mol/L})^{-2}$$

Teniendo en cuenta que K_p y K_c están relacionadas según K_p = K_c (RT)^{Δn}:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 138,9 (\text{mol/L})^{-2} \cdot [(0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K mol}) 573 \text{ K}]^{-2} = 0,063 \text{ atm}^{-2}$$

- 6 Al realizar la electrolisis de ZnCl₂ fundido, haciendo pasar durante cierto tiempo una corriente de 3 A a través de una celda electrolítica, se depositan 24'5 g de cinc metálico en el cátodo. Calcule:

- El tiempo que ha durado la electrolisis.
- El volumen de cloro liberado en el ánodo, medido en condiciones normales.

Datos: F = 96500 C. Masa atómica: Zn = 65'4.



- a. Se calcula primero la carga que ha circulado por la celda electrolítica aplicando la segunda ley de Faraday y, a continuación, aplicando la definición de intensidad, se calcula el tiempo que ha transcurrido:

$$(24,5 \text{ g Zn}) \cdot \left(\frac{2 \text{ eq-g Zn}}{65,4 \text{ g Zn}}\right) \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ eq-g Zn}} = 7235 \text{ C}$$

$$Q = I t; 7235 \text{ C} = 3 \text{ A } t; t = \frac{7235 \text{ C}}{3 \text{ A}} = 2412 \text{ s} = 6 \text{ h } 42 \text{ min } 5 \text{ s.}$$

- b. Mediante moles (por cada mol de Zn, se produce otro de cloro) o mediante equivalente (por cada equivalente de Zn, se produce otro de cloro):

$$(24,5 \text{ g Zn}) \cdot \left(\frac{2 \text{ eq-g Zn}}{65,4 \text{ g Zn}}\right) \cdot \left(\frac{1 \text{ eq-g Cl}_2}{1 \text{ eq-g Zn}}\right) \cdot \left(\frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ eq-g Cl}_2}\right) \cdot \left(\frac{22,4 \text{ L Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2}\right) = 8,39 \text{ L Cl}_2$$