

PRUEBAS EBAU QUÍMICA

Juan P. Campillo Nicolás

14 de octubre de 2017

1. EL ÁTOMO. ENLACE QUÍMICO.

1. Para los elementos H, He, O, F y Ca: a) ¿Cuál es su estado de agregación a temperatura ambiente y presión atmosférica?. ¿Forman moléculas homonucleares? b) Escriba cuatro posibles compuestos entre ellos indicando el tipo de enlace que presentan y si alguno de ellos será polar.

Respuesta:

a) Todos los elementos, salvo el calcio, que es sólido a temperatura ambiente, son gases. El H, O y F forman moléculas diatómicas. El He forma moléculas homonucleares, mientras que el calcio, que está unido por medio de enlace metálico, no forma verdaderas moléculas.

b) Entre los distintos compuestos que pueden formarse entre estos elementos, podemos citar: CaH_2 (enlace iónico); H_2O (enlace covalente polar); HF (enlace covalente polar) y CaF_2 (enlace iónico)

2. Dados los elementos de números atómicos 19, 22 y 34: a) Escriba la configuración electrónica en el estado fundamental, identifique cada elemento así como el periodo y grupo al que pertenece. b) Explique si el elemento de $Z = 16$ pertenece al mismo periodo y/o grupo de alguno de los elementos anteriores. c) ¿Qué elemento de los 4 posee el mayor radio atómico? y ¿cuál es el elemento más electronegativo?.

Respuesta:

a) Las características de cada elemento pueden verse en la siguiente tabla:

Z	Conf. electr.	G	P	Elemento
19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	1	4	K
22	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	4	4	Ti
34	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$	16	4	Se
16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	16	3	S

b) como puede verse, el elemento de número atómico 16 pertenece al mismo grupo que el de número atómico 34.

c) El elemento de mayor radio atómico es el **potasio**, al encontrarse en la parte izquierda de la tabla periódica. El elemento más electronegativo será el **azufre**, al estar situado en la parte derecha de la tabla periódica y por encima de otro elemento del su grupo, el selenio.

3. Considere los siguientes compuestos: BaO , BaBr_2 , Br_2 , H_2O . a) Razone el tipo de enlace de cada uno y ordene de mayor a menor sus puntos de fusión. b) ¿Qué compuestos conducen la corriente eléctrica en estado sólido o fundido?. ¿Cuál o cuáles no lo harán en ningún caso?

Respuesta:

a) **Los enlaces para los dos compuestos de bario son de tipo iónico**, al existir una elevada diferencia de electronegatividad, tanto entre el Ba y el O, como entre el Ba y el Br. Los otros dos compuestos presentan **enlace covalente**, al compartirse pares de electrones entre los átomos enlazados. El mayor punto de fusión corresponderá al compuesto donde la diferencia de electronegatividades sea mayor, en este caso, el BaO . De los dos compuestos covalentes, el de mayor punto de fusión es el agua, debido a los enlaces por puente de hidrógeno entre sus moléculas. Por tanto el orden decreciente de puntos de fusión es: $\text{BaO} > \text{BaBr}_2 > \text{H}_2\text{O} > \text{Br}_2$

b) Conducen la corriente en estado fundido **los dos compuestos iónicos** mencionados. El Br_2 , al tratarse de un compuesto apolar, no conducirá la corriente en ningún caso

4. Para los elementos Mg, O, P y Ne: a) ¿Cuántos electrones desapareados tienen en su estado fundamental y en qué orbitales? b) ¿Cuál tendrá mayor radio atómico? ¿Cuál mayor energía de ionización? c) Escriba

las especies de Mg, O y P que sean isoelectrónicas con el gas noble más próximo.

Respuesta:

a) Las respectivas configuraciones electrónicas son las siguientes:



El Mg **no posee electrones desapareados** al encontrarse sus dos últimos electrones en el orbital 2s. El oxígeno posee **dos electrones desapareados**, pues los cuatro últimos electrones ocupan los tres orbitales p del nivel 2. El fósforo posee **tres electrones desapareados**, al ocupar sus tres últimos electrones los tres orbitales 3p. Por último, el neón **no tiene electrones desapareados**, al tener el nivel 2 completo.

b) El radio atómico aumenta de derecha a izquierda y de arriba hacia abajo en la tabla periódica, por lo que el elemento de mayor radio atómico será el **Mg** pues su último nivel es el más alto, junto con el P, pero posee un menor número atómico, lo que se traduce en una menor atracción del núcleo sobre los electrones más externos. La variación de la energía de ionización es la opuesta a la del radio atómico, por lo que el **Ne** será el elemento con mayor energía de ionización.

c) Las especies isoelectrónicas de cada elemento respecto al gas noble más próximo son, respectivamente:



2. ESTEQUIOMETRÍA.

3. CINÉTICA DE REACCIONES.

1. Se ha demostrado experimentalmente que la reacción $2A + B \rightarrow C$ tiene una ecuación de velocidad $v = k[A][B]$. a) ¿Cuáles serán los órdenes parciales y el orden total en la reacción? ¿Cómo influirá un aumento de la temperatura en la velocidad? b) La adición de un catalizador, ¿influirá en la velocidad de la reacción. en la cantidad de productos obtenidos o en la variación de entalpía de la reacción?

Respuesta:

a) Los órdenes parciales de la reacción son **1**, tanto para el reactivo A como para el B. El orden total será $1 + 1 = 2$. Un aumento en la temperatura produce un aumento en la constante de velocidad ($k = A \cdot e^{-(E_a/RT)}$) y, por tanto, un incremento en la velocidad de reacción.

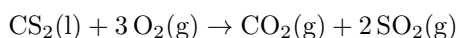
b) **Sólo afectaría a la velocidad de la reacción**, no variando la cantidad de productos obtenidos ni la entalpía de la reacción.

4. TERMOQUÍMICA.

1. El disulfuro de carbono líquido reacciona con O_2 desprendiendo dióxido de carbono y dióxido de azufre, ambos gaseosos. a) Escriba la ecuación de dicha reacción y calcule su entalpía estándar. b) Calcule la cantidad de energía involucrada cuando 20 gramos de disulfuro de carbono reaccionan con 24 L de O_2 , medidos a $25^\circ C$ y 740 mm Hg. c) Calcule los moles de H_2O (l) que podrán vaporizar con la energía del apartado b. Datos: ΔH° formación ($KJ \cdot mol^{-1}$): disulfuro de carbono (l) = 86,3; dióxido de carbono (g) = -393,5; dióxido de azufre (g) = -296,1; H_2O (l) = -285,8; H_2O (g) = -241,9. $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} K^{-1}$. Masas atómicas: C = 12; S = 32.

Respuesta:

a) La reacción será la siguiente:



La entalpía estándar será la siguiente:

$$\Delta H^0 = 2 \Delta H^0(\text{SO}_2) + \Delta H^0(\text{CO}_2) - \Delta H^0(\text{CS}_2) = 2(-296,1) + (-393,5) - 86,3 = -1072 \text{ kJ}$$

b) Para hacer este cálculo, debemos conocer el reactivo limitante. para ello, calculamos, en primer lugar, el número de moles de CS_2 y de O_2 :

$$n_{\text{CS}_2} = \frac{20}{44} = 0,45 \quad \frac{740}{760} 24 = n_{\text{O}_2} 0,082 \cdot 298 \quad \text{de donde : } n_{\text{O}_2} = 0,96$$

Según la reacción ajustada, podremos escribir lo siguiente:

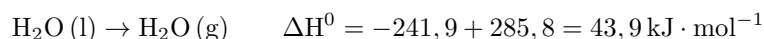
$$\frac{1 \text{ mol CS}_2}{0,45 \text{ mol CS}_2} = \frac{3 \text{ mol O}_2}{x \text{ mol O}_2}$$

Obteniéndose $x = 0,78$ moles de O_2 . Por tanto, el reactivo limitante es el CS_2 . Así pues, podremos escribir la siguiente relación:

$$\frac{1 \text{ mol CS}_2}{0,45 \text{ mol CS}_2} = \frac{-1072 \text{ kJ}}{x \text{ kJ}}$$

El resultado es: $x = -281,94 \text{ kJ}$

c) En el proceso de vaporización del agua, tendremos:



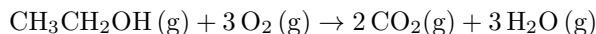
$$\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{43,9 \text{ kJ}} = \frac{x \text{ mol H}_2\text{O}}{281,94 \text{ kJ}}$$

Obteniéndose $x = 6,42$ moles H_2O (equivalentes a $115,60 \text{ g}$)

2. Responda de forma razonada a las siguientes preguntas: a) ¿Cuál de los siguientes procesos conduce a un aumento de la entropía: la condensación del vapor de agua o la combustión del etanol en fase gaseosa?. Escriba las ecuaciones correspondientes. b) ¿Cuál de las siguientes especies tiene la entalpía de formación estándar igual a 0: $\text{O}_2(\text{g})$, $\text{Fe}(\text{l})$?

Respuesta:

a) En el proceso: $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, hay un menor grado de desorden en el producto, por lo que se producirá una **disminución** de entropía. En la combustión del etanol en fase gaseosa:



El número de moles de sustancias gaseosas es mayor en los productos que en los reactivos, por lo que se produce un **aumento** de entropía..

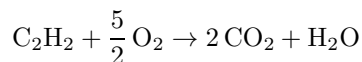
b) El **oxígeno**, puesto que en su estado estándar es un gas, mientras que el hierro, en su estado estándar es un sólido.

3. En la combustión de 52 g de acetileno (etino) a 25°C se desprenden 621 kcal. a) Determine la entalpía estándar de formación del acetileno, sabiendo que las entalpías estándar de formación del dióxido de carbono gaseoso y del agua líquida son: $-94,0 \text{ Kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$ y $-68,3 \text{ Kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$ respectivamente. b) Calcule el volumen de aire, medido en condiciones normales, necesario para quemar los 52 gramos de acetileno. Considere que el aire contiene 21 % en volumen de oxígeno. Datos: Masas atómicas: $\text{C} = 12$; $\text{H} = 1$.

Respuesta:

a) Para calcular la entalpía estándar de formación del acetileno, necesitamos conocer la entalpía de

combustión de esta sustancia, expresada en kcal/mol. Para ello, y teniendo en cuenta la reacción que se produce es:



podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{26 \text{ g C}_2\text{H}_2}{52 \text{ g C}_2\text{H}_2} = \frac{\Delta H^0 \text{ kcal}}{-621 \text{ kcal}} \quad \Delta H^0 = -312,5 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Con este dato, podremos plantear lo siguiente:

$$\Delta H^0 = 2 \Delta H_{\text{CO}_2}^0 + \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^0 - \Delta H_{\text{C}_2\text{H}_2}^0$$

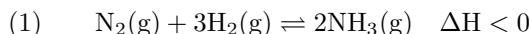
Sustituyendo valores, tendremos: $\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_2}^0 = 2 \Delta H_{\text{CO}_2}^0 + \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}^0 - \Delta H^0 = 2(-94) + (-68,3) - (-312,5) = 56,2 \text{ kcal} \cdot \text{mol}^{-1}$

b) De la reacción de combustión se puede deducir la siguiente relación:

$$\frac{26 \text{ g C}_2\text{H}_2}{52 \text{ g C}_2\text{H}_2} = \frac{2,5 \cdot 22,41 \text{ O}_2}{x \text{ L O}_2} \quad x = 112 \text{ L O}_2 \quad \text{Correspondientes a : } V = 112 \frac{100}{21} = 533,3 \text{ L aire}$$

5. EQUILIBRIO QUÍMICO.

1. Justifique para los siguientes equilibrios:



a) Qué constante es mayor K_p o K_c . b) Qué equilibrio se desplazará hacia la formación de reactivos al aumentar el volumen. c) Cómo se verán afectados con un aumento de la temperatura a volumen constante.

Respuesta:

a) La relación entre K_p y K_c es la siguiente:

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

En la **reacción (1)**, $K_c > K_p$, puesto que $\Delta n = 2 - (1+3) = -2$, mientras que en la **reacción (2)**, $K_p > K_c$, ya que $\Delta n = 1-1-0 = 2$

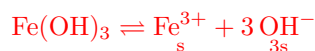
b) Se desplazará hacia la formación de reactivos **el equilibrio (1)**, debido a que, según el Principio de Le Chatelier, al aumentar el volumen, el equilibrio tenderá a desplazarse hacia donde el número de moles gaseosos sea mayor, en este caso, hacia la izquierda.

c) Aplicando el mismo Principio, un aumento de temperatura desplazará el equilibrio hacia donde la reacción sea endotérmica. En nuestro caso, **el equilibrio (1)** se desplazará hacia la **izquierda**, mientras que **el equilibrio (2)** lo hará hacia la **derecha**.

2. Sabiendo que $\text{Fe}(\text{OH})_3$ es un compuesto poco soluble: a) Escriba su correspondiente equilibrio de disolución y la expresión del producto de solubilidad. b) Justifique si la disolución del mismo se favorecerá tras la adición de alguna de las siguientes sustancias: FeCl_3 , HCl . Datos: $K_{ps}(\text{Fe}(\text{OH})_3) = 1,1 \cdot 10^{-36}$.

Respuesta:

a) El equilibrio de disolución es el siguiente:



Su producto de solubilidad será:

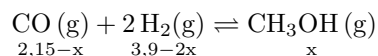
$$K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^{-}]^3 = s(3s)^3 27s^4$$

b) Al añadir FeCl_3 , estamos introduciendo un ion común, como es el Fe^{3+} , lo que **no favorece** la solubilidad del cloruro férrico, Por el contrario, la adición de HCl **favorecerá** la solubilidad del compuesto, debido a que se retiran iones OH^{-} de la disolución al reaccionar con el ácido.

3. La formación del metanol sigue la reacción: $\text{CO}(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$. Si se introducen 3,9 moles de hidrógeno y 2,15 moles de CO en un recipiente de 4 litros y se calientan a 210°C , se encuentra que en condiciones de equilibrio se tienen los mismos moles de metanol que de H_2 . Calcule: a) Las presiones parciales de todas especies en el equilibrio. b) Las constantes K_c y K_p a 210°C .) Datos: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Respuesta:

a) El equilibrio puede ser planteado de la siguiente forma:



Puesto que, en el equilibrio, podemos poner: $3,9 - 2x = x$, obtendremos $x = 1,3$ moles. Para calcular las presiones parciales, debemos calcular, en primer lugar, la presión total, utilizando la ecuación de los gases perfectos:

$$P \cdot 4 = (2,15 - 1,3 + 3,9 - 2,6 + 1,3) 0,082 \cdot 483 \quad P = 34,16 \text{ atm}$$

La fracción molar de cada una de las especies es:

$$\chi_{\text{CO}} = \frac{2,15 - 1,3}{3,45} = 0,246 \quad \chi_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{1,3}{3,45} = 0,377 \quad \chi_{\text{H}_2} = \frac{3,9 - 2 \cdot 1,3}{3,45} = 0,377$$

Las presiones parciales serán:

$$p_{\text{CO}} = 34,16 \cdot 0,246 = 8,40 \text{ atm} \quad p_{\text{CH}_3\text{OH}} = p_{\text{H}_2} = 34,16 \cdot 0,377 = 12,87 \text{ atm}$$

b) Las constantes son:

$$K_p = \frac{p_{\text{CH}_3\text{OH}}}{p_{\text{CO}} \cdot p_{\text{H}_2}^2} = \frac{12,87}{12,87^2 \cdot 8,40} = 9,25 \cdot 10^{-3}$$

$$K_c = K_p (RT)^{-\Delta n} = 9,25 \cdot 10^{-3} (0,082 \cdot 483)^2 = 14,51$$

4. Para el equilibrio: $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NOCl}(\text{g})$, justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones: a) En el momento de equilibrio se cumple que $[\text{NO}]_{\text{eq}} = [\text{NOCl}]_{\text{eq}}$. b) Al aumentar la presión, sin variar la temperatura, aumenta la concentración de NOCl . c) Una vez alcanzado el equilibrio, la adición de $\text{Cl}_2(\text{g})$ aumentará K_c .

Respuesta:

a) La frase es **incorrecta**: en el equilibrio, el número de moles de NO será $a - 2x$, siendo a el número de moles iniciales de NO , mientras que el número de moles de NOCl será $2x$.

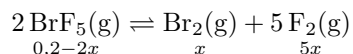
b) La frase es **correcta**: al aumentar la presión, el equilibrio se desplaza hacia el miembro en el que el número de moles de especies gaseosas sea menor, en este caso, la formación de NOCl .

c) La frase es **incorrecta**: el valor de K_c no es afectado por las concentraciones de reactivos o productos.

5. A 1500 K el pentafluoruro de bromo descompone de acuerdo con el siguiente equilibrio: $2 \text{BrF}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Br}_2(\text{g}) + 5 \text{F}_2(\text{g})$. Si se inyectan 0,2 moles de BrF_5 en un recipiente cerrado de 10 L, cuando llega al equilibrio la presión de todos los gases asciende a 6,40 atm. Calcule: a) Las concentraciones de todos los gases en el equilibrio. b) Las constantes K_p y K_c a 1500 K. Datos: $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$.

Respuesta:

- a) En el equilibrio tendremos:



El número total de moles en el equilibrio será: $n = 0,2 - 2x + x + 5x = 0,2 + 4x$. Aplicando la ecuación de estado de los gases ideales, tendremos:

$$6,40 \cdot 10 = (0,2 + 4x) 0,082 \cdot 1500 \quad x = 0,08 \text{ moles}$$

Con este dato, las concentraciones serán:

$$[\text{BrF}_5] = \frac{0,2 - 2 \cdot 0,08}{10} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{Br}_2] = \frac{0,08}{10} = 8 \cdot 10^{-3} \text{ M} \quad [\text{F}_2] = \frac{5 \cdot 0,08}{10} = 0,04 \text{ M}$$

- b) Las constantes K_c y K_p tendrán los valores respectivos:

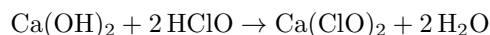
$$K_c = \frac{8 \cdot 10^{-3} (0,04)^5}{(4 \cdot 10^{-3})^2} = 5,12 \cdot 10^{-5} \quad K_p = 5,12 \cdot 10^{-5} (0,082 \cdot 1500)^4 = 1,17 \cdot 10^4$$

6. ÁCIDOS Y BASES.

1. Se adicionan 7,4 gramos de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sobre 500 mL de una disolución acuosa de HClO 0,2 M, sin producir aumento de volumen. a) Calcule la concentración de todas las sustancias al producirse la reacción. Escriba la ecuación ajustada. b) Calcule el pH de la disolución inicial de ácido hipocloroso 0,2 M. Datos: Masas atómicas: Ca = 40; Cl = 35,5; O = 16, H = 1. $K_a(\text{HClO}) = 3 \cdot 10^{-8}$.

Respuesta:

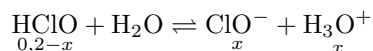
- a) La reacción (ajustada) que se producirá es la siguiente:



El número de moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ será: $= m/P_m = 7,4/74 = 0,1$, mientras que el número de moles de HClO será: $n_{\text{HClO}} = V \cdot M = 0,5 \cdot 0,2 = 0,1$. De la reacción anterior se deduce que un mol de hidróxido de calcio reacciona con 2 moles de ácido hipocloroso, por lo que, tras producirse la reacción, todo el HClO se consumirá, quedando un residuo de 0,05 moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Puesto que, por cada mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se produce un mol de $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, el número de moles de éste que se obtienen es de 0,05. Así pues, las concentraciones serán las siguientes:

$$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = [\text{Ca}(\text{ClO})_2] = \frac{0,05}{0,5} = 0,1$$

- b) El equilibrio de disociación del HClO es el siguiente:



Aplicando la constante de equilibrio:

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} = \frac{x^2}{0,2-x} \simeq \frac{x^2}{0,2}$$

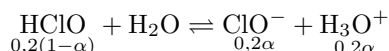
Resolviendo la ecuación, tendremos:

$$x = 7,75 \cdot 10^{-5} \quad \text{pH} = -\log 7,75 \cdot 10^{-5} = 4,11$$

2. Una disolución de HClO 0,2 M tiene un pH de 4,11. Calcule: a) El grado de disociación y la constante de acidez del ácido. b) El volumen de una disolución de NaOH 0,12 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución anterior. Escriba la correspondiente ecuación de neutralización.

Respuesta:

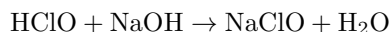
- a) La disociación del HClO puede ser representada de la siguiente forma:



sabiendo que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,11} = 7,76 \cdot 10^{-5}$, podremos escribir: $0,2\alpha = 7,76 \cdot 10^{-5}$, y $\alpha = 3,88 \cdot 10^{-4}$. La constante de acidez será:

$$K_a = \frac{0,2 \cdot 3,88 \cdot 10^{-4}}{1 - 3,88 \cdot 10^{-4}} = 7,76 \cdot 10^{-5}$$

- b) La ecuación de neutralización será:



El volumen de base se calcula partiendo de la igualdad: $V_a M_a = V_b M_b$, es decir: $50 \cdot 0,2 = V_b \cdot 0,12$, por lo que: $V_b = 83,3 \text{ mL}$

3. Considerando los siguientes ácidos y teniendo en cuenta el dato de su constante de acidez: HCOOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$), HBrO ($K_a = 2,5 \cdot 10^{-9}$) y CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) a) Justifique cuál es el ácido más fuerte. b) Calcule el valor de K_b para la base conjugada más fuerte. c) ¿Qué pH (ácido, básico o neutro) se obtendrá al hacer reaccionar los mismos moles de HBrO con NaOH? Escriba la reacción.

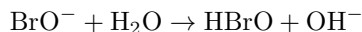
Respuesta:

- a) El ácido más fuerte será aquel cuya constante K_a sea la mayor, en este caso, el **HCOOH**.

- b) La base conjugada más fuerte corresponderá al ácido más débil (HBrO). La constante K_b será:

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{2,5 \cdot 10^{-9}} = 4 \cdot 10^{-6}$$

- c) El pH será **básico**, formarse una sal de ácido débil y base fuerte, que experimentará el siguiente proceso de hidrólisis:

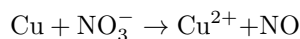


7. OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN.

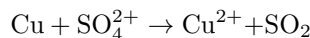
1. A partir de los datos de los siguientes potenciales de reducción: $\epsilon^0 (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $\epsilon^0 (\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V}$; $\epsilon^0 (\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2) = 0,17 \text{ V}$: a) Justifique cuál de los siguientes ácidos: HNO_3 o H_2SO_4 será capaz de oxidar una barra de Cu metálico a Cu^{2+} a temperatura ambiente. b) Ajuste la ecuación iónica global anterior que sea espontánea, señalando el agente oxidante y el reductor.

Respuesta:

a) En el primer caso, la reacción (sin ajustar):

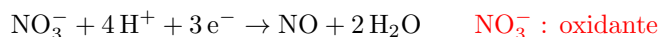
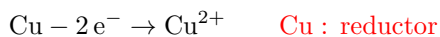


Tiene un potencial: $\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,96 - 0,34 = +0,62 \text{ V}$, por tanto la reacción es **espontánea**.
En cambio, la reacción:



Tiene un potencial: $\varepsilon^0 = \varepsilon_{\text{cátodo}}^0 - \varepsilon_{\text{ánodo}}^0 = 0,17 - 0,34 = -0,17 \text{ V}$, por tanto la reacción **no es espontánea**.

b) El ajuste de la reacción espontánea es el siguiente:



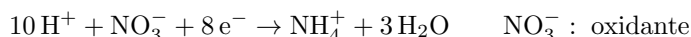
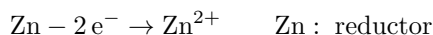
Multiplicando la primera semirreacción por 3, la segunda por 2, y sumando ambos resultados, tendremos:



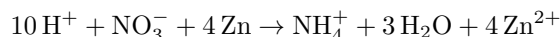
2. El cinc en polvo reacciona con ácido nítrico dando nitrato de cinc(II), nitrato de amonio y agua. a) Escriba la ecuación y ajústela por el método del ion-electrón. Señale el agente oxidante y el reductor. b) Calcule el volumen de ácido nítrico de riqueza 33 % y densidad 1,200 g/mL para obtener 100 mL de disolución de nitrato de cinc(II) 1,5 M. Datos: Masas atómicas: N = 14; O = 16, H = 1.

Respuesta:

a) Las respectivas semirreacciones de oxidación y de reducción son las siguientes:



Multiplicando la primera semirreacción por 4, y sumándole la segunda, tendremos:



En forma molecular:



b) El número de moles de nitrato de zinc que queremos obtener es: $n = V \cdot M = 0,1 \cdot 1,5 = 0,15$. A partir de la ecuación ajustada:

$$\frac{10 \cdot 63 \text{ g HNO}_3}{x \text{ g HNO}_3} = \frac{4 \text{ moles Zn}(\text{NO}_3)_2}{0,15 \text{ moles Zn}(\text{NO}_3)_2}$$

Obtenemos $x = 23,63 \text{ g}$ de HNO_3 puro, que se encontrará en una masa de disolución:

$$m = 23,63 \frac{100}{33} = 71,61 \text{ g}$$

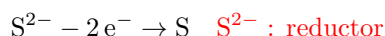
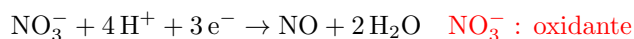
Siendo el volumen:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{71,61}{1,2} = 59,67 \text{ mL}$$

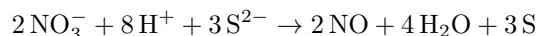
3. El sulfuro de cobre(II) reacciona con ácido nítrico obteniéndose nitrato de cobre(II), azufre elemental sólido, monóxido de nitrógeno gas y agua. a) Escriba la ecuación química ajustada por el método del ión-electrón e indique el agente oxidante y el reductor. b) Calcule el volumen de una disolución de ácido nítrico del 65 % de riqueza en peso y densidad 1,4 g/mL necesario para que reaccione una muestra de 50 gramos que contiene un 92,8 % de sulfuro de cobre (II). c) ¿Qué volumen de monóxido de nitrógeno gas recogido a 25°C y 750 mm Hg se obtendrá? Datos: Masas atómicas: S = 32; Cu = 63,5; O = 16; H = 1; N = 14. R = 0,082 atm L mol⁻¹ K⁻¹.

Respuesta:

- a) Las semirreacciones que tienen lugar son las siguientes:



Multiplicando por dos la primera semirreacción, y sumándole el producto de la segunda por tres, y sumando, se obtiene:



En forma molecular:



- b) La muestra contiene una cantidad de $50 \cdot 0,928 = 46,4$ g de CuS puro. Sabiendo que las masas moleculares de CuS y HNO₃ son, respectivamente 95,5 y 63 g/mol, podremos establecer la siguiente relación:

$$\frac{8 \cdot 63 \text{ g HNO}_3}{3 \cdot 95,5 \text{ g CuS}} = \frac{x \text{ g HNO}_3}{46,4 \text{ g CuS}} \quad x = 81,62 \text{ g HNO}_3 \text{ puro}$$

Esta cantidad de ácido puro se encuentra en una masa de HNO₃ del 65 % en peso de:

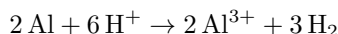
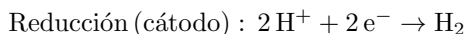
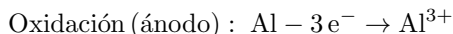
$$m = \frac{81,62 \cdot 100}{65} = 125,57 \text{ g disolución} \quad \text{Siendo el volumen : } V = \frac{125,57}{1,4} = 89,69 \text{ mL}$$

c)

4. Responda a las siguientes preguntas, teniendo en cuenta los siguientes datos de potenciales de reducción estándar: $\epsilon^0(\text{H}_2/\text{H}^+) = 0,0$ V; $\epsilon^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34$ V; $\epsilon^0(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,50$ V; $\epsilon^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66$ V y $\epsilon^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25$ V: a) ¿Se producirá la oxidación de Al o de Au si sobre una barra de ambos metales adicionamos HCl? Escriba la posible ecuación iónica ajustada por el método del ion-electrón. b) ¿Cómo construiría una pila con un electrodo de níquel y otro de cobre?. Escriba un esquema de la misma, señalando el cátodo y el ánodo y calcule su potencial.

Respuesta:

- a) El Al será oxidado, ya que el potencial de la pila formada ($\text{H}_2/\text{H}^+ || \text{Al}^{3+}/\text{Al}$, $\epsilon^0 = 0 - (-1,66)$) será positivo. Por el contrario, el Au no será oxidado, al ser positivo su potencial de reducción. La reacción es la siguiente:



- b) El ánodo estaría constituido por el elemento más reductor, es decir, el níquel. Como cátodo actuaría el cobre. La pila estaría formada por un electrodo de níquel sumergido en una disolución 1 M de Ni²⁺ y otro electrodo de cobre, sumergido en una disolución 1 M de Cu²⁺, unidas ambas disoluciones por medio de un puente salino. El potencial sería: $\epsilon_{pila}^0 = \epsilon_{cátodo}^0 - \epsilon_{ánodo}^0 = 0,34 - (-0,25) = +0,59$ V

8. QUÍMICA ORGÁNICA.