UNIVERSIDADES ARAGONESAS / P.A.U. – LOGSE – SEPTIEMBRE 2011 / ENUNCIADOS

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Contesta razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Qué elemento tiene mayor radio atómico el de Z = 13 o el de Z = 15?
b) ¿Cuál es el orden creciente de las primeras energías de ionización de los elementos de Z = 13, Z = 15 y Z = 37?
c) ¿Cuál es la configuración electrónica del ión más probable para el elemento de Z = 37?

CUESTIÓN 2.- Dadas las siguientes reacciones:

$I_2 + 10\ HNO_3 \rightarrow 2\ HIO_3 + 10\ NO_2 + 4\ H_2O$

$BaCO_3 \rightarrow BaO + CO_2$

$Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Determina justificadamente:

a) Cuáles de estas reacciones corresponden a procesos redox.
b) Señale en cada caso la especie oxidante, la especie reductora, la especie que se oxida y la especie que se reduce.

CUESTIÓN 3.- Dadas las siguientes moléculas: H_2O, PCl_3 y CH_4:

a) Describa la geometría molecular de acuerdo con la teoría de repulsión de pares electrónicos.
b) Indique, justificando la respuesta, si alguna de ellas es polar.
c) Indique, justificando la respuesta, si alguna presenta enlace de hidrógeno.

PROBLEMA 1.- Para preparar 0,50 L de una disolución de amoniaco 1,5 M se dispone de una disolución de amoniaco comercial 16 M. Calcula:

a) El volumen de disolución de amoniaco comercial para preparar la disolución deseada.
b) El pH de la disolución preparada.

DATOS: $K_B\ (NH_3) = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$.

Resultado: a) V = 46,9 L; b) pH = 12,72.

PROBLEMA 2.- A 1800 ºC se establece el siguiente equilibrio con un valor para Kp = 4

$CO_2\ (g) + H_2\ (g) \leftrightarrows CO\ (g) + H_2O\ (g)$.

En un recipiente de 2 L se introducen 1 mol de cada una de las sustancias que intervienen en el equilibrio y se calienta el conjunto hasta 1800 ºC.

a) Determina si el sistema está en equilibrio.
b) En caso contrario, indique en qué sentido va a evolucionar.
c) Calcula las concentraciones de todas las sustancias cuando se alcance el equilibrio.

Resultado: c) $[CO_2] = [H_2] = 0{,}335$ M; $[CO] = [H_2O] = 0{,}665$ M.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Dado el siguiente equilibrio: $2\ SO_2\ (g) + O_2\ (g) \leftrightarrows 2\ SO_3\ (g)$, contesta razonadamente a las cuestiones siguientes:

a) ¿Cómo influye un aumento de presión sobre el equilibrio?
b) Sabiendo que la disminución de la temperatura favorece la formación de productos, deduzca si se trata de un proceso endotérmico o exotérmico.
c) ¿Cómo influye la adición de un catalizador sobre el equilibrio?

CUESTIÓN 2.- Razona si son ciertas las siguientes afirmaciones:

a) El etanol presenta una temperatura de ebullición superior a la del etano.
b) Las moléculas NF_3 y BF_3 presentan la misma geometría y las dos son polares.

CUESTIÓN 3.- Contesta razonadamente a las cuestiones siguientes:

a) ¿Es cierto que a una reacción exotérmica siempre le corresponde una variación de energía libre negativa?
b) ¿En qué casos una reacción endotérmica puede ser espontánea?

www.yoquieroaprobar.es

PROBLEMA 1.- Se mezclan 25,0 mL de disolución de dicromato de potasio 0,12 M y 40 mL de una disolución de yoduro de potasio 1,40 M, sabiendo que la reacción que se produce es:

$K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + I_2 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$

a) Escribe la ecuación iónica ajustada mediante el método del ión-electrón.
b) ¿Qué reactivo se encuentra en exceso?
c) ¿Qué masa de yodo se formará?

DATOS: A_r (I) = 127 u.

Resultado: b) El KI; b) 2,29 g I_2.

PROBLEMA 2.- a) Calcula qué concentración tiene que tener una disolución de ácido acético para que su pH sea de 2,72.

b) Calcula la masa de ácido acético del 96% en peso necesaria para preparar 500mL de dicha disolución.

DATOS: Ka (CH_3COOH) = 1,8 10^{-5}; A_r (C)= 12 u; A_r (O)= 16 u.

Resultado: a) [CH_3COOH] = 0,2 M; b) 6,25 g.

www.yoquieroaprobar.es

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Contesta razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Qué elemento tiene mayor radio atómico el de Z = 13 o el de Z = 15?

b) ¿Cuál es el orden creciente de las primeras energías de ionización de los elementos de Z = 13, Z = 15 y Z = 37?

c) ¿Cuál es la configuración electrónica del ión más probable para el elemento de Z = 37?

Solución:

a) El radio atómico es una propiedad periódica que disminuye al avanzar en un período al avanzar en él de izquierda a derecha. Se debe a que al situarse el electrón diferenciador en el mismo nivel energético e ir creciendo la carga nuclear efectiva, crece la fuerza atractiva núcleo-electrón y ello provoca una contracción del volumen atómico, es decir, una disminución del radio atómico.

Por ello, al encontrarse el elemento de Z = 13 antes que el de Z = 15, y ambos en el 2º período, es el elemento de Z = 13, el aluminio, el que posee un mayor radio atómico.

b) La energía de ionización es también una propiedad periódica que aumenta al avanzar en un período de izquierda a derecha. La razón es la misma que la expuesta en el apartado anterior, pues al encontrarse el electrón diferenciador más fuertemente atraído por el núcleo, se hace necesario aplicar más cantidad de energía para arrancarlo.

Al bajar en un grupo el electrón, al situarse en un nivel energético cada vez más alejado del núcleo, la fuerza atractiva núcleo-electrón va disminuyendo y, por ello, se necesita aplicar menos cantidad de energía para arrancarlo.

Luego, por encontrarse el elemento de Z = 37 en el 5º período, grupo 1, mientras que los elementos de Z = 13 y Z = 15 se encuentran en el período 2º, grupos 13 y 15, respectivamente, se ve con claridad, que el orden creciente de energía de ionización es: E. I. (Z = 37) < E.I. (Z = 13) < E.I. (Z = 15).

c) El elemento Z = 37, rubidio, Rb, es un alcalino que pierde fácilmente su último electrón para formar el ión Rb^+, siendo su configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6$.

CUESTIÓN 2.- Dadas las siguientes reacciones:

$I_2 + 10\ HNO_3 \rightarrow 2\ HIO_3 + 10\ NO_2 + 4\ H_2O$

$BaCO_3 \rightarrow BaO + CO_2$

$Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Determina justificadamente:

a) Cuáles de estas reacciones corresponden a procesos redox.

b) Señale en cada caso la especie oxidante, la especie reductora, la especie que se oxida y la especie que se reduce.

Solución:

a) Una reacción es de oxido-reducción cuando uno de los elementos de la reacción sufre una perdida de electrones y se oxida, y otro una ganancia de electrones y se reduce, es decir, se produce una transferencia de electrones.

En la reacción $I_2 + 10\ HNO_3 \rightarrow 2\ HIO_3 + 10\ NO_2 + 4\ H_2O$, el I^0 es el elemento que gana electrones y se transforma en el I^{5+} del HIO_3, y el N^{5+} del HNO_3 es el que gana electrones y pasa a N^{4+} en el compuesto NO_2, luego, esta reacción es de oxido-reducción.

En la reacción $Zn + 2\ HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$, el Zn^0 pierde electrones y se convierte en Zn^{2+}, y el $2\ H^+$ gana un electrón cada uno y se transforma en H_2. Luego por haber una transferencia de electrones es también una reacción de oxido-reducción.

Las reacción que queda $BaCO_3 \rightarrow BaO + CO_2$, es de descomposición de una sal, y por no producirse una transferencia de electrones, no es una reacción de oxido-reducción.

b) En la primera reacción redox, la especie oxidante es la que propicia la oxidación de otra, el HNO_3, reduciéndose ella, mientras que la especie reductora es la que causa la reducción de otra, el I_2, oxidándose ella. La especie que se oxida es el I_2 y la que se reduce el HNO_3.

En la segunda reacción redox, la especie oxidante es el HCl y la reductora el Zn, siendo la especie que se reduce es el H^+ y la que se oxida el Zn.

www.yoquieroaprobar.es

PROBLEMA 2.- A 1800 ºC se establece el siguiente equilibrio con un valor para Kp = 4

CO_2 (g) + H_2 (g) ⇆ CO (g) + H_2O (g).

En un recipiente de 2 L se introducen 1 mol de cada una de las sustancias que intervienen en el equilibrio y se calienta el conjunto hasta 1800 ºC.

a) Determina si el sistema está en equilibrio.
b) En caso contrario, indique en qué sentido va a evolucionar.
c) Calcula las concentraciones de todas las sustancias cuando se alcance el equilibrio.

Solución:

a) Para conocer si la mezcla se encuentra en equilibrio se determina el cociente de reacción Q_c. Las concentraciones iniciales de cada una de las especies de la mezcla son:

$[CO_2] = [H_2] = [CO] = [H_2O] = \frac{moles}{V} = \frac{1\,mol}{2\,L} = 0{,}5$ M, que llevadas a la constante de equilibrio y operando se obtiene el valor del cociente de reacción:

$Q_c = \frac{[CO]\cdot[H_2O]}{[CO_2]\cdot[H_2]} = \frac{0{,}5\cdot 0{,}5}{0{,}5\cdot 0{,}5} = 1$, lo que indica que el sistema no se encuentra en equilibrio.

b) Al ser $Q_c < K_c$, significa que la concentración de los reactivos ha de disminuir y aumentar la de los productos de reacción, por lo que, el sistema ha de evolucionar haciendo reaccionar CO_2 (g) con H_2 (g), con el fin de disminuir sus concentraciones, para producir más CO (g) y H_2O y así aumentar sus concentraciones, es decir, el equilibrio se desplaza hacia la derecha.

Si se llama x a los moles de CO_2 (g) y H_2 (g) que reaccionan para producir x moles de CO (g) y H_2O (g), los moles al inicio y en el equilibrio son:

	CO_2 (g)	+ H_2 (g)	⇆ CO (g)	+ H_2O (g)
Moles iniciales:	1	1	1	1
Moles en el equilibrio:	1 – x	1 – x	1 + x	1 + x

siendo las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio: $[CO_2] = [H_2] = \frac{(1-x)\,moles}{2\,L}$ M; $[CO] = [H_2O] = \frac{(1+x)\,moles}{2\,L}$ M, y llevando estos valores a la constante de equilibrio K_c y resolviendo la ecuación de segundo grado que aparece, obtiene para x los valores:

$$K_c = \frac{[CO]\cdot[H_2O]}{[CO_2]\cdot[H_2]} \Rightarrow 4 = \frac{(1+x)^2}{(1-x)^2} \Rightarrow 4\cdot(1+x^2-2\cdot x) = 1+x^2+2\cdot x \Rightarrow 3\cdot x^2 - 10\cdot x + 3 = 0$$

x_1 = 3 moles, que se desecha por ser superior a los introducidos, y x_2 = 0,33 moles, que es el resultado que se toma como válido. Luego, las concentraciones de cada especie en el equilibrio son:

$[CO_2] = [H_2] = \frac{(1-0{,}33)\,moles}{2\,L} = 0{,}335$ M; $[CO] = [H_2O] = \frac{(1+0{,}33)\,moles}{2\,L} = 0{,}665$ M.

Resultado: c) $[CO_2] = [H_2] = 0{,}335$ M; $[CO] = [H_2O] = 0{,}665$ M.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Dado el siguiente equilibrio: 2 SO_2 (g) + O_2 (g) ⇆ 2 SO_3 (g), contesta razonadamente a las cuestiones siguientes:

a) ¿Cómo influye un aumento de presión sobre el equilibrio?
b) Sabiendo que la disminución de la temperatura favorece la formación de productos, deduce si se trata de un proceso endotérmico o exotérmico.
c) ¿Cómo influye la adición de un catalizador sobre el equilibrio?

Solución:

www.yoquieroaprobar.es

a) Un aumento de la presión provoca una disminución del volumen y, como consecuencia, un incremento de la concentración molar de los gases, o lo que es lo mismo, un aumento del número de moléculas por unidad de volumen.

Esta perturbación creada en el equilibrio, la corrige el sistema haciendo que se reaccionen moléculas de SO_2 (g) y O_2 (g) para producir más moléculas de SO_3 (g), con el objeto de disminuir el número de moléculas por unidad de volumen. El sistema desplaza el equilibrio hacia la derecha, hacia donde aparece un menor número de moles de gases.

b) Si se disminuye la temperatura se absorbe calor del sistema, que contrarresta la perturbación producida desprendiendo calor. Luego, si con esta acción se favorece la formación de productos, ello indica que la reacción es exotérmica.

d) La adición de un catalizador no influye en el equilibrio, lo que produce es un incremento de las velocidades de reacción directa e inversa y el efecto es que se alcanza el equilibrio con más rapidez.

CUESTIÓN 2.- Razona si son ciertas las siguientes afirmaciones:

a) El etanol presenta una temperatura de ebullición superior a la del etano.

b) Las moléculas NF_3 y BF_3 presentan la misma geometría y las dos son polares.

Solución:

a) Verdadero. La razón se encuentra en que en el etanol, sus moléculas se unen entre sí por enlaces de hidrógeno, mucho más fuerte que las débiles fuerzas de Van der Waals que unen las moléculas de etano, lo que exige un mayor aporte de energía para separar las moléculas de etanol que las de etano.

b) Falsa. La molécula de NF_3 posee una estructura de Lewis en la que el átomo central, el N, se encuentra rodeado de tres pares de electrones compartidos y un par de electrones libres, por lo que, la teoría RPECV asigna una geometría piramidal trigonal a la molécula, mientras que en el compuesto BF_3, su estructura de Lewis indica que el átomo central, el B, solo se encuentra rodeado por tres pares de electrones compartidos, lo que hace que la geometría de la molécula, según la misma teoría anterior, sea plana trigonal.

En la molécula NF_3, los enlaces N — F se encuentran polarizados, con una carga parcial positiva sobre el átomo de N y otra parcial negativa sobre el átomo de F, lo que unido a su geometría piramidal trigonal, hace que el momento dipolar resultante de los momentos dipolares de los enlaces sea distinto de cero, siendo la molécula polar. Por el contrario, en la molécula BF_3, a pesar de que los enlaces B — F también se encuentran polarizados en el mismo sentido que los enlaces N — F, debido a su geometría plana triangular, el momento dipolar resultante de los momentos dipolares de los enlaces es cero, lo que hace que la molécula sea apolar.

PROBLEMA 1.- Se mezclan 25,0 mL de disolución de dicromato de potasio 0,12 M y 40 mL de una disolución de yoduro de potasio 1,40 M, sabiendo que la reacción que se produce es:

$$K_2Cr_2O_7 + KI + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + I_2 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$$

a) Escribe la ecuación iónica ajustada mediante el método del ión-electrón.

b) ¿Qué reactivo se encuentra en exceso?

c) ¿Qué masa de yodo se formará?

DATOS: A_r (I) = 127 u.

Solución:

a) Semirreacción de reducción: $Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7\ H_2O$.

Semirreacción de oxidación: $2\ I^- - 2\ e^- \rightarrow I_2$

Multiplicando la semirreacción de oxidación por 3 para igualar los electrones y sumándolas para eliminarlos, se obtiene la reacción iónica ajustada:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ + 6\ e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7\ H_2O$$
$$6\ I^- - 6\ e^- \rightarrow 3I_2$$
$$Cr_2O_7^{2-} + 6\ I^- + 14\ H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3I_2 + 7\ H_2O$$

Llevando los coeficientes de la reacción iónica a la molecular, teniendo presente que los 14 H^+ se reparten 6 para 6 HI y 8 para 4 H_2SO_4, se tiene la reacción ajustada:

$$K_2Cr_2O_7 + 6\ KI + 7\ H_2SO_4 \rightarrow 4\ K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3\ I_2 + 7\ H_2O.$$

b) Para conocer el reactivo que se encuentra en exceso, hay que conocer primero los moles de dicromato y de yoduro que se emplean, y ello, junto al conocimiento de la estequiometría de la reacción, permite determinar el reactivo que se encuentra en exceso.

En efecto, los moles de dicromato de potasio y yoduro de potasio que se utilizan son:

n ($K_2Cr_2O_7$) = M · V = 0,12 moles $\cancel{\cdot L}^{-1}$ · 0,025$\cancel{L}$ = 0,003 moles;

n (KI) = M · V = 1,4 moles $\cancel{\cdot L}^{-1}$ · 0,04$\cancel{L}$ = 0,056 moles.

Como por cada mol de dicromato se consumen 6 de yoduro, multiplicando los 0,003 moles de dicromato por 6 se obtienen los moles de yoduro necesarios para que la reacción sea completa.

0,003 · 6 = 0,018 moles de yoduro que se consumen en la reacción con los 0,003 moles de dicromato, luego quedan moles de yoduro sin reaccionar, por lo que el reactivo en exceso es el yoduro potásico.

c) Como se consumen todos los moles de dicromato y por cada mol de dicromato se forman 3 moles de yodo, multiplicando los moles de dicromato consumidos por 3 se obtienen los moles de yodo que se forman, y pasando los moles a gramos se obtiene su masa.

$$0{,}003\,\cancel{\text{moles } K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{3\,\cancel{moles\ I_2}}{1\,\cancel{mol\ K_2Cr_2O_7}} \cdot \frac{254\ g\ I_2}{1\,\cancel{mol\ I_2}} = 2{,}29 \text{ g de } I_2.$$

Resultado: b) El KI; b) 2,29 g I_2.

www.yoquieroaprobar.es