


| | | | |
|---|---|--------------------------------------|-----------------------------------|
|  | Pruebas de Acceso a las Universidades de Castilla y León | QUÍMICA Septiembre - 2002 | Texto para los alumnos |
|---|---|--------------------------------------|-----------------------------------|

CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN.

El alumno deberá contestar a uno de los dos bloques A o B con sus problemas y cuestiones. Cada bloque consta de cinco preguntas.

Cada una de las preguntas puntuará como máximo dos puntos.

La calificación máxima la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis, la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc.

DATOS GENERALES.

Los valores de las constantes de equilibrio que aparecen en los problemas deben entenderse que hacen referencia a presiones expresadas en atmósferas y concentraciones expresadas en mol/L.

Constantes universales:

$$N_A = 6,0221 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} \quad F = 96.485 \text{ C mol}^{-1} \quad u = 1,6605 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

$$1 \text{ atm} = 1,0133 \times 10^5 \text{ N m}^{-2} \quad e = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$R = 8,3145 \text{ J K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Masas atómicas: C = 12,00 ; Cl = 35,45 ; Fe = 56,0 ; H = 1,00 ; He = 4 ; K = 39 ; Mg = 24,31 ; N = 14,00 ; Na = 23,0 ; Ne = 20,0 ; O = 16,00 ; P = 31,0 ; S = 32,06 ; Zn = 65,37

BLOQUE A

- Se desea preparar 10,0 L de ácido fosfórico, H_3PO_4 , 2,00 M.
 - Determinese el volumen de ácido fosfórico de densidad 1,53 g/mL y 80% en peso que debe tomarse.
 - Considere si la proposición siguiente es cierta: La fracción molar de H_3PO_4 depende de la temperatura".
- Una mezcla que contiene 10 moles de dióxido de azufre y 90 moles de oxígeno se pone en contacto con un catalizador produciéndose la reacción $2 \text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{SO}_{3(g)}$. El 90% del dióxido de azufre se transforma en trióxido de azufre a 575 °C Calcule la constante de equilibrio, Kp, de la reacción si la presión total es de 1 atm.
- ¿Qué son las proteínas, consideradas como compuestos químicos?
 - La insulina es un oligopolímero natural de masa molecular aproximada 6500. Indicar el número de monómeros que constituyen la molécula de insulina, suponiendo que el monómero que da lugar a esta proteína es el ácido 2-aminopentanoico.
- Señale y razone el tipo de enlace que debe romperse para:
 - Fundir hielo.
 - Fundir cloruro de cesio.
 - Evaporar oxígeno líquido.
 - Fundir níquel.
- Determine si, en condiciones estándar, es posible oxidar el ion ferroso mediante ácido nítrico, que se reduciría hasta óxido nítrico (NO).
 - Ajuste el proceso redox por el método del ión electrón.

DATOS: Potenciales estándar de reducción: $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) / \text{Fe}^0(\text{sol}) = -0,44 \text{ V}$. $\text{Fe}^{3+}(\text{ac}) / \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) = 0,77 \text{ V}$.;

$\text{NO}_3^-(\text{ac}) / \text{NO}(\text{g}) = 0,96 \text{ V}$.

SOLUCIONES - BLOQUE A

A - 1º - Se desea preparar 10,0 L de ácido fosfórico, H_3PO_4 , 2,00 M.

- Determinese el volumen de ácido fosfórico de densidad 1,53 g/mL y 80% en peso que debe tomarse.**
- Considere si la proposición siguiente es cierta: La fracción molar de H_3PO_4 depende de la temperatura".**

RESOLUCIÓN

A) Haciendo un balance de materia, hemos de tener en cuenta que todo el H_3PO_4 existente en la disolución a preparar hemos de tomarlo del reactivo comercial de que se dispone, añadiéndole después la cantidad de agua que sea necesaria.

Por ello, vamos a determinar la cantidad de H_3PO_4 puro necesario para preparar los 10,0 Litros de la disolución 2,00 Molar utilizando la expresión que nos define la Molaridad, en la cual conocemos la Molaridad (2,00) el volumen a preparar (10,0 Litros) y la masa molecular del soluto H_3PO_4 ($3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98$) y así:

$$M = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{P_{m_{\text{SOLUTO}}} \cdot V_{\text{DISOLUC}}} ; 2,00 = \frac{g_{\text{SOLUTO}}}{98,10,00} ; g_{\text{SOLUTO}} = 1960 \text{ g. de } H_3PO_4 \text{ puro}$$

y estos 1960 g hemos de tomarlos del reactivo comercial del que se dispone: del 80% en peso y $d = 1,53 \text{ g/ml}$.

Se determina primero la masa del reactivo comercial teniendo en cuenta que tiene un 80% de riqueza:

$$80 = \frac{1960 \cdot 100}{g_{\text{REACTIVO}}} ; g_{\text{REACTIVO}} = \frac{1960 \cdot 100}{80} = 2450 \text{ g de reactivo comercial}$$

y, conociendo la densidad de este reactivo comercial, podemos calcular el volumen del mismo que se necesita:

$$d = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}} ; 1,53 = \frac{2450}{V} ; V = \frac{2450}{1,53} ; \mathbf{V = 1601,3 \text{ mL se necesitan}}$$

B) La fracción molar se define como el cociente entre el n° de moles de un componente de una mezcla y el número

$$\text{total de moles de la misma.: } X_i = \frac{N^{\circ} \text{ moles del componente } i}{N^{\circ} \text{ total de moles}}, \text{ por lo que dado que el } n^{\circ} \text{ de}$$

moles se refiere a "cantidad de materia", ésta será la misma, sea cual sea la temperatura, ya que las posibles dilataciones o contracciones que produce la variación de la temperatura influirán sobre el volumen que ocupen esas sustancias, pero no sobre la cantidad de las mismas.

A - 2^o - Una mezcla que contiene 10 moles de dióxido de azufre y 90 moles de oxígeno se pone en contacto con un catalizador produciéndose la reacción $2 SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2 SO_{3(g)}$. El 90% del dióxido de azufre se transforma en trióxido de azufre a 575 °C Calcule la constante de equilibrio, K_p , de la reacción si la presión total es de 1 atm.

RESOLUCIÓN

Si se transforma el 90% del dióxido de azufre, la cantidad transformada será el 90% de 10 moles, es decir: $x = 90\%$ de 10 = 9 moles de SO_2 se transforman.

Por tanto el equilibrio que establece es:

| | $2 SO_{2(g)} +$ | $O_{2(g)} \rightleftharpoons$ | $2 SO_{3(g)}$ |
|---------------|--|---|--------------------------------|
| Inicial | 10 | 90 | --- |
| En equilibrio | $10 - x = 10 - 9 = \mathbf{1 \text{ mol}}$ | $90 - x/2 = 90 - 4,5 = \mathbf{85,5 \text{ moles}}$ | $\mathbf{x = 9 \text{ moles}}$ |

Siendo $X = N^{\circ}$ moles de SO_2 que reaccionan, que como hemos visto es 9.

La expresión de la constante K_p para este equilibrio es:

$$K_p = \frac{P_{SO_3}^2}{P_{SO_2}^2 \cdot P_{O_2}}, \text{ y la presión parcial de cada uno de los gases es: } P_i = X_i \cdot P_{\text{TOTAL}}, \text{ donde } X_i \text{ es la}$$

fracción molar de cada uno

$$SO_2 \Rightarrow X_{SO_2} = \frac{1}{(1 + 85,5 + 9)} = 1,047 \cdot 10^{-2} ; P_{SO_2} = X_{SO_2} \cdot P_{\text{TOTAL}} = 1,047 \cdot 10^{-2} \cdot 1 = \mathbf{1,047 \cdot 10^{-2} \text{ atm}}$$

$$O_2 \Rightarrow X_{O_2} = \frac{85,5}{(1 + 85,5 + 9)} = 0,895 ; P_{O_2} = X_{O_2} \cdot P_{\text{TOTAL}} = 0,895 \cdot 1 = \mathbf{0,895 \text{ atm}}$$

$$SO_3 \Rightarrow X_{SO_3} = \frac{9}{(1 + 85,5 + 9)} = 9,424 \cdot 10^{-2} ; P_{SO_3} = X_{SO_3} \cdot P_{\text{TOTAL}} = 9,424 \cdot 10^{-2} \cdot 1 = \mathbf{9,424 \cdot 10^{-2} \text{ atm}}$$

$$\text{Y así: } K_p = \frac{(9,424 \cdot 10^{-2})^2}{(1,047 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,895} ; \mathbf{K_p = 90,524}$$

A - 3º - a) ¿Qué son las proteínas, consideradas como compuestos químicos?

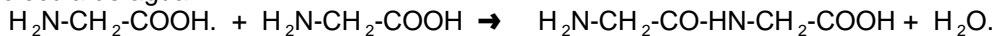
b) La insulina es un oligopolímero natural de masa molecular aproximada 6500. Indicar el número de monómeros que constituyen la molécula de insulina, suponiendo que el monómero que da lugar a esta proteína es el ácido 2-aminopentanoico.

RESOLUCIÓN

A) Las **proteínas** son polímeros naturales cuyas unidades estructurales son los aminoácidos.

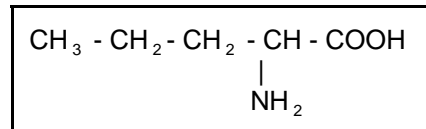
Los aminoácidos son compuestos que contienen al menos un grupo amino (-NH₂) y al menos un grupo carboxilo (-COOH). El más simple de todos es la GLICINA (Ácido 2-aminoetanoico): H₂N-CH₂-COOH.

En total son 20 los aminoácidos que entran a formar parte de las proteínas. Las reacciones de condensación se dan entre el grupo carboxilo de una molécula con el grupo amino de otra, eliminándose una molécula de agua:



Cuando se produce la condensación de dos aminoácidos, la molécula formada es un dipéptido, si se unen tres, tripéptido, etc hasta llegar a los polipéptidos (polímeros formados por muchos aminoácidos).

B) El monómero de la insulina es el ác. 2-aminopentanoico:



Y su peso

molecular es: 5.12 + 11.1 + 1.14 + 2.16 = 117

Al producirse la reacción de polimerización, cada dos moléculas de aminoácido se elimina una molécula de agua (18 g) por lo que a cada una de las dos moléculas le corresponderá la mitad: 9 g.

Así, la aportación de cada monómero a la masa molecular total de la proteína será: 117 - 9 = 108.

Si la masa molecular aproximada de la insulina es de 6500, el nº de monómeros es: $\frac{6500}{108} = 60,18$, por lo que el nº de monómeros será el número entero más cercano:

La insulina está formada por 60 unidades de su monómero

A - 4º - Señale y razone el tipo de enlace que debe romperse para:

a) Fundir hielo.

b) Fundir cloruro de cesio.

c) Evaporar oxígeno líquido.

d) Fundir níquel.

RESOLUCIÓN

En los cuatro casos, se trata de procesos de cambio de estado, por lo que la sustancia de la que se trata sigue siendo la misma.

A) Al fundir el hielo, el agua pasa de estado sólido a líquido. Dado que el agua es un compuesto covalente, el estado físico de la misma se debe a los enlaces intermoleculares por puente de Hidrógeno, por lo que en este proceso de fusión del hielo se producirá una ruptura de enlaces intermoleculares por puente de Hidrógeno

B) El cloruro de cesio es un compuesto fuertemente iónico. En estado sólido, cada ion (Cloruro: Cl⁻ o Cesio Cs⁺) se rodea de un cierto número de iones de signo opuesto, con los que queda unido por atracción electrostática. Cuando se funde, se rompen parte de estos enlaces de manera que cada ion queda libre, rompiéndose por tanto sus uniones con los demás iones que lo rodeaban; en este caso se rompen enlaces iónicos

C) Cuando el oxígeno se encuentra en estado líquido, las moléculas de O₂ se encuentran unidas por medio de enlaces por fuerzas de Van der Waals, las cuales no existen prácticamente en estado gaseoso. Dado que la evaporación es el paso de estado líquido a estado gaseoso, los enlaces que deben romperse son enlaces intermoleculares por fuerzas de Van der Waals

D) El níquel es un metal, y sus átomos se encuentran unidos por enlace metálico, por lo que al fundirlo (pasa de estado sólido a líquido) se romperán parte de sus enlaces con otros átomos vecinos, es decir, se rompen enlaces metálicos.

A - 5º - a) Determine si, en condiciones estándar, es posible oxidar el ion ferroso mediante ácido nítrico, que se reduciría hasta óxido nítrico (NO).

b) Ajuste el proceso redox por el método del ión electrón.

DATOS: Potenciales estándar de reducción: $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) / \text{Fe}^0(\text{sol}) = -0,44 \text{ V}$. $\text{Fe}^{3+}(\text{ac}) / \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) = 0,77 \text{ V}$; $\text{NO}_3^-(\text{ac}) / \text{NO}(\text{g}) = 0,96 \text{ V}$.

RESOLUCIÓN:

Para predecir un determinado proceso redox, tenemos que comparar los potenciales normales de reducción de las especies que intervienen.

En este caso, si ponemos en contacto el ácido nítrico con el ion Fe^{2+} , podrían suceder dos cosas: que el hierro(II) se comportara como oxidante, pasando él a Fe^0 ($E = -0,44 \text{ v}$) pero para ello tendría que oxidar al ion Nitrato (NO_3^-) lo cual no es posible ya que éste se encuentra en su estado de oxidación máximo.

La otra opción es que el ion nitrato (NO_3^-) fuera el oxidante, pasando a NO ($E = 0,96 \text{ v}$) y para ello tendría que oxidar al hierro(II) hasta hierro(III) ($E = 0,77 \text{ v}$) lo cual SÍ ES POSIBLE, ya que su potencial es mayor que el del hierro. Por tanto el hierro(II) se oxidará a hierro(III) al tratarlo con ác. Nítrico.

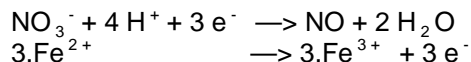
La reacción que tiene lugar es: $\text{Fe}^{2+} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{NO}$

Las semirreacciones correspondientes al oxidante y reductor son:

OXIDANTE: $\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$

REDUCTOR: $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 1 \text{e}^-$

Para igualar el número de electrones ganados al de perdidos, multiplicamos la segunda por 3:



 $3.\text{Fe}^{2+} + \text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + 3.\text{Fe}^{3+} + 2 \text{H}_2\text{O}$, que es la reacción iónica que tiene lugar