



Evaluación de Recuperación Transformaciones Químicas Trimestre 11-I

Nombre del alumno: _____ Matrícula _____

- Calcula la masa de carbono (C) que hay en 10.0 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$.
 - Determina el número de átomos de carbono correspondientes a esa masa de glucosa.
 - ¿Qué porcentaje de carbono hay en la glucosa?
- La síntesis industrial del amoníaco se lleva a cabo mediante la siguiente reacción química:
$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightarrow 2NH_3(g) \quad \Delta_r H^\circ = -92 \text{ kJ/mol.}$$
Se colocan en un reactor 20.0 moles de nitrógeno gas (N_2) y 50.0 moles de hidrógeno gas (H_2).
 - Si la temperatura del reactor es 573.0 K y el volumen del mismo es de 33.0 L, calcula la presión en el reactor antes de que inicie la reacción.
 - Especifica si hay un reactivo limitante y, en su caso, cuál es.
 - Suponiendo un rendimiento de 100%, determina cuántas moles de amoníaco gas (NH_3) se producen.
 - Especifica si la reacción es endotérmica o exotérmica; justifica tu respuesta.
- El pH de una solución 0.50 M de ácido fluorhídrico (HF), un ácido débil, es 1.72.
 - Calcula la concentración de ácido clorhídrico (HCl), un ácido fuerte, que se requiere para obtener una solución con el mismo valor de pH que la solución anterior de HF.
 - Escribe las reacciones de disociación de ambos ácidos y, basándote en ellas, brinda una explicación sobre la diferencia en la concentración de estas dos soluciones ácidas.
 - Considerando las reacciones que escribiste en el inciso b y las reacciones de hidrólisis correspondientes, indica con cuál de los ácidos podrías formar una solución amortiguadora y porqué.
- Para la reacción entre cobre y ácido nítrico diluido (HNO_3):
$$3Cu(s) + 8HNO_3(ac) \rightleftharpoons 3Cu(NO_3)_2(ac) + 2NO(g) + 4H_2O(l)$$
 - Especifica el estado de oxidación del cobre (Cu) y del nitrógeno (N) en cada sustancia.
 - Determina cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.
 - Si se aumenta la concentración de HNO_3 , indica si el equilibrio se desplaza hacia productos o reactivos. Justifica tu respuesta.
- El carbamato de amonio, $NH_4CO_2NH_2$, se descompone según la reacción:
$$NH_4CO_2NH_2(s) \rightleftharpoons 2NH_3(g) + CO_2(g).$$
Si se inicia la reacción únicamente con el sólido, se encuentra que la presión final (una vez alcanzado el equilibrio) de la mezcla de los gases (NH_3 y CO_2), a 40.00 °C, es de 0.36 atm. Calcula la constante de equilibrio K_p .

Datos: Masas molares: C: 12.0 g/mol H: 1.0 g/mol O: 16.0 g/mol
R = 0.082 atmL/(molK)