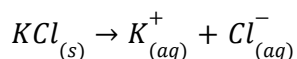
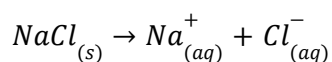


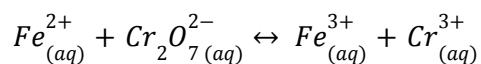
Guía Química Preu Antumapu con resolución.

1. Calcule %m/v de la Sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$ en la bebida Monster.
2. Calcule la molaridad (concentración molar) de etanol $[CH_3C(OH)H_2]$ de una disolución acuosa con una graduación alcohólica de 45° , considerando que el etanol tiene una densidad de 0,79 g/mL y que al mezclar etanol con agua no exista aumento o disminución de volumen.
3. La **solubilidad** de la sacarosa en agua es de 2,04 g/mL. Calcule:
 - a) Gramos de sacarosa que se necesitan para preparar medio Litro de una disolución saturada.
 - b) Concentración molar de la disolución resultante en a).
 - c) Volumen de agua necesario para diluir hasta un tercio de la concentración obtenida en b).
4. Considerando la disociación de Cloruro de Sodio y Cloruro de Potasio en agua, calcule la **molaridad (M)** del Potasio (K^+), Cloruro (Cl^-), y Sodio (Na^+) resultante luego de mezclar 300 mL de **NaCl 0,7 M** con 700 mL de **KCl 0,3 M**.

*Reacciones de disociación:



5. Equilibrar la siguiente ecuación química



Respuestas

1. Según la información nutricional de Monster, en 100 mL hay 11 g de azúcar, por lo tanto:

$$\% m/v = \frac{11\text{ g}}{100\text{ mL}} \cdot 100 = 11\%$$

2. La **graduación alcohólica** es lo mismo que un **porcentaje volumen-volumen**, por lo tanto, se puede escribir como:

$$\frac{45\text{ mL etanol}}{100\text{ mL disolución}} \cdot 100 = 45\%$$

En otras palabras, por cada 100 mL de bebida alcohólica (disolución) hay 45 mL de etanol.

Considerando la **densidad** del etanol podemos convertir de mililitros de etanol a gramos de etanol:

$$45\text{ mL} \cdot \frac{0,79\text{ g}}{\text{mL}} = 35,55\text{ g de etanol}$$

Luego calculamos la **masa molar** del etanol a partir de su **fórmula molecular** $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ y la usamos para calcular los **moles** de etanol.

$$(12 \cdot 2 + 1 \cdot 6 + 16) = 46\text{ g/mol}$$

$$\frac{35,55\text{ g}}{\frac{46\text{ g}}{\text{mol}}} = \frac{35,55\text{ g} \cdot \text{mol}}{46\text{ g}} = 0,77\text{ mol de etanol}$$

Finalmente, calculamos la **molaridad** del etanol considerando que los cálculos los hemos realizado para 100 mL de bebida alcohólica.

$$\frac{0,77\text{ mol}}{0,1\text{ L}} = 7,7\text{ M}$$

3. a) La solubilidad de una sustancia nos dice la cantidad máxima de masa que se puede disolver por volumen de disolución, por lo tanto, si nos piden calcular los gramos de soluto para 500 mL de disolución, simplemente multiplicamos:

$$\frac{2,04\text{ g}}{\text{mL}} \cdot 500\text{ mL} = 1,020\text{ g} \approx 1\text{ Kg}$$

Esto quiere decir que teóricamente en 500 mL de agua podemos disolver aproximadamente 1 Kg de azúcar.

b) En este punto ya sabemos que tenemos aproximadamente 1 Kg de azúcar en 500 mL de disolución, por lo tanto necesitamos la masa molar de la sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y convertir los gramos de azúcar a moles de azúcar y de mililitros de disolución a litros de disolución:

Masa molar $C_{12}H_{22}O_{11}$:

$$12 \cdot 12 + 1 \cdot 22 + 16 \cdot 11 = 342 \text{ g/mol}$$

Gramos de azúcar a moles de azúcar:

$$\frac{1020 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} = \frac{1020 \text{ g} \cdot \text{mol}}{342 \text{ g}} = 2,98 \text{ mol}$$

mL de disolución a L de disolución:

$$500 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0,5 \text{ L}$$

En este punto ya tenemos los datos que necesitamos para calcular la molaridad:

$$\left[C_{12}H_{22}O_{11} \right]_b = \frac{2,98 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 5,96 \text{ mol/L}$$

c) Ya sabemos que nuestra disolución contiene 2,98 mol de azúcar, por lo tanto podemos escribir una ecuación simple de nuestra nueva concentración donde pondremos el volumen como valor incógnito y lo igualamos a la concentración que nos piden:

$$\frac{2,98 \text{ mol}}{x \text{ L}} = \frac{1}{3} \cdot 5,96 \text{ mol/L}$$

Reordenando y despejando x:

$$\frac{2,98 \cdot 3 \text{ mol}}{5,96 \text{ mol/L}} = x \text{ L} = 1,5 \text{ L}$$

El volumen que acabamos de calcular es el **volumen total** de la disolución, por lo tanto, le debemos restar el volumen de disolución que teníamos inicialmente:

$$(1,5 - 0,5) \text{ L} = 1 \text{ L}$$

Por lo tanto, para diluir la disolución obtenida en b) hasta un tercio de su concentración debemos agregar aproximadamente 1 L de agua.

4. En primer lugar, debemos considerar la **estequiometría** de las disociaciones de las sales con las que estamos trabajando. En este caso ambas disociaciones se producen en una proporción 1:1 esto quiere decir que 1 mol de sal libera un mol de iones positivos y un mol de iones negativos a la disolución. Luego es conveniente saber los **moles de cada ión por separado**, partiremos con los moles de Potasio y Cloruro que aporta el KCl.

$$0,3 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,7 \text{ L} = 0,21 \text{ mol KCl} = 0,21 \text{ mol K}^+ = 0,21 \text{ mol Cl}^-$$

Como decíamos antes, la estequiometría de la disociación del KCl sigue una proporción de 1:1, por lo tanto 0,21 mol de KCl al disociarse produce 0,21 mol de K^+ y 0,21 mol de Cl^- respectivamente.

Luego hacemos lo mismo para el NaCl:

$$0,7 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,3 \text{ L} = 0,21 \text{ mol NaCl} = 0,21 \text{ mol Na}^+ = 0,21 \text{ mol Cl}^-$$

En este punto ya hemos calculado los moles de iones que aporta cada sal al ser disuelta. Solamente nos falta el volumen final de la mezcla para calcular las concentraciones molares que nos piden.

$$V_f = 300 \text{ mL} + 700 \text{ mL} = 1000 \text{ mL} = 1 \text{ L}$$

Finalmente calculamos las concentraciones molares de cada ion. **Importante:** sumar los moles de **cloruro** ya que es un ión común para ambas sales.

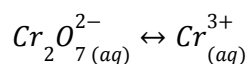
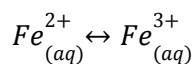
$$[\text{Cl}^-] = \frac{0,21 \text{ mol} + 0,21 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,42 \text{ mol/L}$$

$$[\text{K}^+] = \frac{0,21 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,21 \text{ mol/L}$$

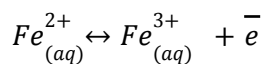
$$[\text{Na}^+] = \frac{0,21 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,21 \text{ mol/L}$$

5. En primer lugar notamos que el estado de oxidación del Hierro cambia de 2+ a 3+ en la reacción, por lo tanto estamos frente a una reacción de tipo **óxido-reducción**. **Importante:** La estrategia que usaremos para equilibrar esta ecuación sólo es válida para reacciones de oxidorreducción en disolución acuosa.

El primer paso es dividir la ecuación en dos semirreacciones: la oxidación del Hierro y la reducción del Dicromato:

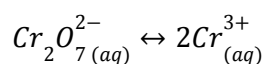


Partiremos con la del Hierro: si nos damos cuenta, los moles de Hierro a la izquierda son los mismos que los de la derecha, sin embargo, su carga es distinta, por lo tanto, debemos equilibrar las cargas con electrones.

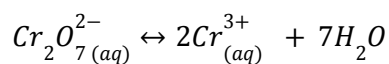


¿Por qué pusimos al lado derecho al electrón? Si nos fijamos, al lado izquierdo tenemos una carga 2+ mientras que al lado derecho tenemos una carga 3+ a la cual se le resta la carga del electrón la cual es negativa. De esta manera, a ambos lados queda una carga 2+ y queda equilibrada.

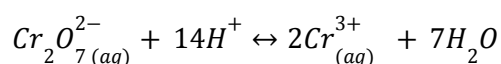
Sigamos con la semirreacción del dicromato: En primer lugar debemos equilibrar los moles de Cromo (Cr) los cuales inicialmente al lado izquierdo eran dos y al derecho era 1.



Luego, seguimos con los oxígenos agregando tantas aguas como oxígenos necesitemos: recordar que cada molécula de agua tiene un oxígeno, por lo tanto debemos agregar 7 aguas a la derecha.



En este punto ya hemos equilibrado los oxígenos pero nos falta equilibrar los Hidrógenos. Para ello debemos agregar Hidrógenos positivos al lado izquierdo. ¿Cuántos? 14, ya que 7 aguas aportan 14 hidrógenos.



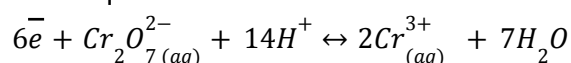
En este punto ya hemos equilibrado todos los elementos de la reacción, pero recordemos que las cargas también deben estar equilibradas. Para comprobar, sumamos todas las cargas de la derecha y todas las cargas de la izquierda y las comparamos. Si son iguales no hay que hacer nada. Si son distintas se debe agregar electrones donde sea necesario.

$$\text{Lado izq: } (-2) + 14 = 12$$

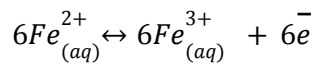
$$\text{Lado der: } 2 \cdot 3 = 6$$

$$12 + x = 6 \Rightarrow x = 6 - 12 = -6$$

A partir de la ecuación simple que acabamos de realizar, debemos agregar 6 electrones al lado izquierdo.



En este punto ya hemos equilibrado tanto moles de elementos como cargas. El último paso es igualar los electrones de cada semirreacción los cuales son seis en la semirreacción del dicromato y sólo 1 en la del Hierro. Por lo tanto debemos amplificar la de Hierro por 6:



Finalmente combinamos ambas semirreacciones en una ecuación global:

