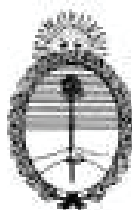


Auspicio y financiación



Ministerio de Educación



UNIVERSIDAD DE BUENOS AIRES
FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES

19ª OLIMPIADA ARGENTINA DE QUÍMICA
1 DE OCTUBRE DE 2009
CERTAMEN ZONAL NIVEL 1

(Utiliza la información de tu tabla periódica para obtener los datos atómicos que consideres necesarios.)

EJERCICIO 1.

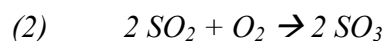
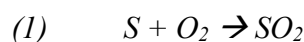
El ácido sulfúrico, de fórmula H_2SO_4 , es un líquido incoloro, muy corrosivo. Tiene un punto de fusión de $10\text{ }^\circ\text{C}$, un punto de ebullición de $340\text{ }^\circ\text{C}$ y es soluble en agua en cualquier proporción. En solución acuosa se comporta como un ácido fuerte en su primera disociación y como un ácido débil en la segunda.

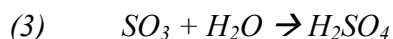
- (a) Dibujar una estructura de Lewis para la molécula de H_2SO_4 y predecir la geometría molecular en torno al átomo de azufre, en base a la TREPEV.

Se tiene 1,00 mL de ácido sulfúrico de concentración 96,5 % p/p y densidad 1,80 g/mL. En ciertos casos, puede suponerse que cuando el ácido sulfúrico se disuelve en agua, libera dos moles de H^+ por mol de ácido.

- (b) Calcula a qué volumen final habrá que diluirlo para obtener una solución acuosa cuya concentración de H^+ es $3,16 \times 10^{-2}\text{ mol}\times\text{L}^{-1}$.

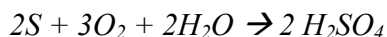
El Sulfúrico es el ácido mineral de uso más frecuente en la industria, y su consumo se utiliza como indicador del grado de industrialización de un país. Industrialmente puede obtenerse a partir de las reacciones esquematizadas en las siguientes ecuaciones:





- (c) Sabiendo que la primera reacción tiene un rendimiento de 95,0 %, la segunda, de 98,5 % y la tercera, de 99,0 %, ¿Cuántos kg de ácido sulfúrico se obtendrán a partir de 120 kg de azufre con una pureza del 90,0 %?

Teniendo en cuenta que la reacción general del proceso es:



- (d) ¿Cuál será el mínimo volumen de aire (el cual contiene un 20,0 % v/v de O_2), medido a 90,0 °C y 735 torr, requerido para obtener la cantidad de ácido sulfúrico calculada en (c) en este proceso?

EJERCICIO 2.

La *malaquita* es un mineral oxidado: $Cu_2CO_3(OH)_2$. Su nombre viene del latín *malachites*, en alusión a su color verde oscuro. En la antigüedad era usada como colorante, pero hoy en día su uso es más bien como piedra semi-preciosa.

- (a) Calcular el contenido de cobre en la malaquita, expresado como % p/p de Cu.
- (b) Este mineral es fácilmente soluble en ácidos. Representar mediante una ecuación química balanceada la reacción que tiene lugar al disolver malaquita en ácido sulfúrico.
- (c) Se tiene una muestra de mineral de 364,6 mg. Calcular el mínimo volumen de solución de ácido sulfúrico $0,100 \text{ mol} \times L^{-1}$ que será necesario para disolver dicha muestra.

EJERCICIO 3.

Cuando se realiza la combustión completa de 1,00 g de etanol (C_2H_5OH) en presencia de cantidad suficiente de oxígeno a 298,15 K, se liberan 29,80 kJ, mientras que la combustión completa de 1,00 g de etanal (C_2H_4O) en iguales condiciones, libera 26,53 kJ.

- (a) Representar mediante ecuaciones químicas balanceadas las reacciones de combustión de ambos combustibles en presencia de exceso de oxígeno.
- (b) Calcular la entalpía de reacción molar ($\Delta_r H_m$) a 298,15 K para la reacción de oxidación parcial del alcohol:

