

## XXIX OLIMPIADA QUÍMICA 2016

Número de control .....

### SEGUNDO EJERCICIO

Se trata de resolver los problemas propuestos así como el caso práctico. Para cada uno de ellos, debe usarse la hoja en que está redactado, sin mezclar uno con otro. Las operaciones, tanteos o cualquier otra anotación que haya de realizarse conviene hacerla en la hoja correspondiente, en un margen acotado o al dorso.

### PUNTUACIONES:

PROBLEMA NUM. 1 \_\_\_\_\_

PROBLEMA NUM. 2 \_\_\_\_\_

PROBLEMA NUM. 3 \_\_\_\_\_

CASO PRÁCTICO \_\_\_\_\_

CALIFICACIÓN \_\_\_\_\_

**Problema 1.-** Una muestra sólida que contiene mayoritariamente óxido de hierro(III) junto con algunas impurezas inertes y cuya masa total es 4,3 g reacciona con ácido clorhídrico comercial de densidad 1,19 g/mL y del 35 % en peso para dar cloruro de hierro(III) y agua.

- a) Escriba y ajuste la reacción que tiene lugar.
- b) Calcule la molaridad de la disolución comercial de ácido clorhídrico.
- c) Calcule la pureza de la muestra de óxido de hierro(III) si en su reacción se consumen exactamente 10,6 ml del ácido comercial.
- d) ¿Qué cantidad máxima (en g) de cloruro de hierro(III) puede obtenerse?

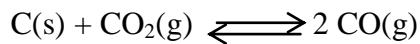
**Datos:** Masas atómicas: Fe = 55,8; Cl = 35,45; O = 16; H = 1

**Problema 2.-** Se quieren preparar 500 mL de disolución de amoníaco de concentración 0,1 M. Para ello se dispone de una botella comercial de amoníaco del 30 % de riqueza y 0,9 g/mL de densidad. Calcule:

- a) El volumen de amoníaco de la botella necesario para preparar dicha disolución.
- b) El pH de la nueva disolución.
- c) El pH resultante al adicionar 2,41 g de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  a 250 mL de la disolución 0,1 M.

**Datos:** Masas atómicas: Cl = 35,45; N = 14;  $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$

**Problema 3.-** En un reactor de 1 litro de volumen se introducen 6 g de carbono y 8,8 g de CO<sub>2</sub>(g). La mezcla se calienta a 1000 °C estableciéndose la siguiente reacción:



Si en el momento del equilibrio la presión del interior del reactor es 26,1 atm:

- Determine el valor de la constante del equilibrio y el valor de  $\Delta G^\circ$  en las condiciones anteriores.
- La cantidad de gramos de cada una de las sustancias involucradas en el equilibrio.
- ¿Cuál sería la cantidad de CO<sub>2</sub> gaseoso que tendríamos que haber introducido para que en el equilibrio quedasen únicamente 3,6 gramos de carbono?

**Datos:** Masas atómicas: C = 12; O = 16; R = 0,082 atm L K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>; R = 8,314 J K<sup>-1</sup> mol<sup>-1</sup>

## Caso práctico

Para estudiar la cinética de una reacción entre los reactivos A y B para dar C se dispone del siguiente material:

- 100 mL de una disolución del reactivo A de concentración 1 M
- 100 mL de una disolución del reactivo B de concentración 1 M
- Agua destilada
- Un erlenmeyer de 100 mL en el que se va a llevar a cabo la reacción
- Un dispositivo que nos permite detectar la formación del producto C cuando se alcanza una concentración 0,08 M del mismo
- Un cronómetro

Se quieren estudiar los siguientes puntos:

1. Variación de la velocidad de la reacción con respecto al reactivo A (manteniendo constante la concentración del reactivo B), lo que nos dará el orden parcial respecto al reactivo A
2. Variación de la velocidad de la reacción con respecto al reactivo B (manteniendo constante la concentración del reactivo A), lo que nos dará el orden parcial respecto al reactivo B
3. Cálculo de la constante de velocidad a la temperatura a la que llevamos a cabo el estudio (en este caso, 25 °C)

El método experimental es el que sigue:

- 1.- Se añaden en el erlenmeyer los volúmenes concretos de las disoluciones de A y B
- 2.- Se añade agua destilada al Erlenmeyer hasta completar 100 mL de volumen total
- 3.- Se pone el cronómetro en marcha y se mide el tiempo que tarda en detectarse la aparición del producto C en una concentración 0,08 M.
- 4.- Con esos datos de tiempo y concentración del producto C podemos conocer la velocidad inicial de la reacción ( $v = [C]/t$ )
- 5.- Los datos experimentales son los siguientes:

Experimento 1: cuando añadimos 10 mL de disolución A y 10 mL de disolución B, el tiempo en que empieza a observarse el producto C ( $[C] = 0,08 \text{ M}$ ) es de 120 segundos

Experimento 2: cuando añadimos 20 mL de disolución A y 10 mL de disolución B, el tiempo en que empieza a observarse el producto C ( $[C] = 0,08 \text{ M}$ ) es de 60 segundos

Experimento 3: cuando añadimos 10 mL de disolución A y 20 mL de disolución B, el tiempo en que empieza a observarse el producto C ( $[C] = 0,08 \text{ M}$ ) es de 30 segundos

Experimento 4: cuando añadimos 20 mL de disolución A y 20 mL de disolución B, el tiempo en que empieza a observarse el producto C ( $[C] = 0,08 \text{ M}$ ) es de 15 segundos

Con los datos obtenidos experimentalmente se completa una tabla con las siguientes entradas:

Experimento	[A] inicial (mol/litro)	[B] inicial (mol/litro)	v inicial (mol/litro min)

De la comparación y estudio de los datos experimentales recogidos en la tabla anterior:

- a) Determina los órdenes parciales y el orden total de la ecuación de la velocidad
- b) Escribe la ecuación de velocidad de la reacción
- c) Calcula el valor de la constante de velocidad a 25 °C y pon las unidades
- d) Calcula la velocidad inicial de la reacción si [A] = 0,2 mol/litro y [B] =  $4 \times 10^{-3}$  mol/litro.