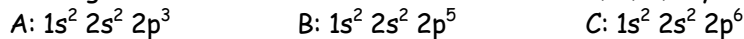


**QUÍMICA 2º BACHILLERATO**  
**EXAMEN GLOBAL TEMAS 1 y 2 21/01/2010**

Los ejercicios 1, 2 y 3 están suficientemente comentados en apuntes y ejercicios anteriores.

1.- Escribe la estructura electrónica en estado fundamental de los átomos de los siguientes elementos: Boro, Azufre, Fósforo y Cobre (Z = 29) (1)

2.- Si las configuraciones electrónicas de los elementos A, B, C, D y E son:



Indica razonadamente:

a) ¿de qué elementos se trata?. (0,5)

e) Ordénalos en función de la primera energía de ionización explicando la razón. (1)

3.- Sean los elementos de números atómicos 8, 36, 35 y 20.

a) Escribe los símbolos de los mismos. (0'5)

b) Explica la variación del radio atómico y clasifícalos en orden creciente. (1)

c) ¿Cuáles son los estados de oxidación más estables de ellos?. ¿Qué tipo de enlaces se puede formar entre ellos?. (1)

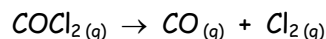
3.- Una disolución de ácido sulfúrico  $H_2SO_4$  de densidad  $1,066 \text{ g/cm}^3$  contiene un 10% en peso del ácido. Calcula el volumen que se necesita de la misma para preparar  $500 \text{ cm}^3$  de disolución de  $H_2SO_4$  0,5 M. (1)

Hay dos disoluciones por lo que debemos distinguir disol 1 y disol 2

Conociendo el volumen y la molaridad de disol 2 se puede calcular el número de moles necesarios de soluto (por fórmula  $n = M \cdot V$  o por factores de conversión que permiten hacer todos los cálculos en una línea)

$$500 \text{ cm}^3 \text{ disol 2} \times \frac{0,5 \text{ moles soluto}}{1000 \text{ cm}^3 \text{ disol 2}} \times \frac{98,1 \text{ g soluto}}{1 \text{ mol soluto}} \times \frac{100 \text{ g disol 1}}{10 \text{ g soluto}} \times \frac{1 \text{ cm}^3}{1,066 \text{ g disol 1}} = 230 \text{ cm}^3 \text{ disol 1} = 2 \cdot 10^2 \text{ cm}^3 \text{ disol 1}$$

4. - El fosgeno ( $COCl_2$ ) es un producto gaseoso que se descompone en monóxido de carbono y cloro según el proceso:



En un recipiente de 250 ml de capacidad se introducen 0,213 g de fosgeno a  $27^\circ C$ .

a) Calcula la presión final a  $27^\circ C$  si se supone que todo el fosgeno se descompone. (0'5)

b) Calcula el porcentaje de fosgeno que se ha descompuesto cuando la presión total sea 230 mm Hg. (1)

c) Calcula la presión parcial de cada gas presente en este último caso. (0,5)

a) Si se descompone todo el fosgeno se puede calcular el número de moles de gases totales: por cada mol de fosgeno se obtienen 2 moles de gases (1 de CO y 1 de  $Cl_2$ ). Por tanto se obtienen  $2 \cdot 0,213/99,0$  moles de gases = 0'00430 moles totales de gases lo que produce una presión:  $P = 0'00430 \cdot 0'082 \cdot 298 / 0'250 = 0'421 \text{ atm}$

b) Plantear un cuadro para la reacción aclara la resolución del problema:

	$\text{COCl}_2(g)$	$\rightarrow$	$\text{CO}(g)$	$+$	$\text{Cl}_2(g)$
Moles iniciales	0'00215		0		0
Reacción	x		x		x
En cualquier momento	0'00215 - x		x		x

Por tanto el número de moles de gases en cualquier momento será  $0'00215 - x + x + x = 0'00215 + x$

Cuando la presión total es 230 mm Hg (0'303 atm) el número total de moles de gases se determina por la ecuación general de gases:

$$n = 0'303 \cdot 0'250 / 0'082 \cdot 298 = 0'00310 \text{ moles lo que permite calcular } x:$$

$$x = 0'00310 - 0'00215 = 0'00095 \text{ moles}$$

Es decir, cuando la presión total es 230 mm Hg el valor de x es 0'00095 moles. Han reaccionado en ese momento 0'00095 moles de fosgeno (inicialmente hay 0'00215 moles) por lo que el porcentaje de fosgeno que ha reaccionado hasta ese momento será  $0'00095 \cdot 100 / 0'00215 = 44\%$

c) En ese momento los moles de cada gas se pueden calcular fácilmente con la ayuda del cuadro (  $x= 0'00095$  moles) y determinar cada una de las presiones parciales:

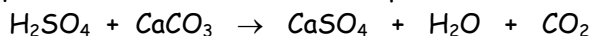
Para fosgeno: quedan 0'0012 moles que produce una presión de 0'117 atm

Para el monóxido de carbono: quedan 0'00095 moles que produce una presión de 0'0929 atm

Para el cloro: quedan 0'00095 moles que produce una presión de 0'0929 atm

(se puede comprobar que la presión total en ese momento es 0'303 atm : OJO CIFRAS SIGNIFICATIVAS)

5.- Un recipiente contiene 250 cc de disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0'5 M. Se echa en el mismo una muestra de 10 g de caliza que contiene un 90% de  $\text{CaCO}_3$ , produciéndose la reacción:



a) ¿Cuál es el reactivo limitante del proceso?. (1)

b) ¿Qué volumen de dióxido de carbono se obtiene medido a 25 °C y 1 atm?. (0'5)

planteamos cuadro general reacción (previamente hay que calcular moles iniciales de cada reactivo):

	$\text{H}_2\text{SO}_4$	$+$	$\text{CaCO}_3$	$\rightarrow$	$\text{CaSO}_4$	$+$	$\text{H}_2\text{O}$	$+$	$\text{CO}_2$
Moles iniciales	0'125		0'090		0		0		0
Reacción	x		x		x		x		x
En cualq mom	0'125 - x		0'090 - x		x		x		x

a) La reacción transcurre hasta que se agote uno de los reactivos (el limitante), es decir hasta que

$$0'125 - x = 0 \quad \text{ó} \quad 0'090 - x = 0$$

habrá que elegir la menor de las soluciones ya que la mayor daría lugar a cantidades negativas.

Por tanto el máximo de reacción se consigue para  $x = 0'090$  moles siendo el  $\text{CaCO}_3$  reactivo limitante

b) El volumen de  $\text{CO}_2$  se calcula por la ecuación general de gases aplicada a un momento determinado (en este caso al final de la reacción). Se obtienen x moles de  $\text{CO}_2$ , es decir 0'090 moles lo que supone:

$V_{\text{CO}_2} = 0'090 \cdot 0'082 \cdot 298 / 1 = 2'20 \text{ L}$  (como hay medidas en los datos con una cifra significativa habría que dar el resultado con una sola cifra: 2 L)