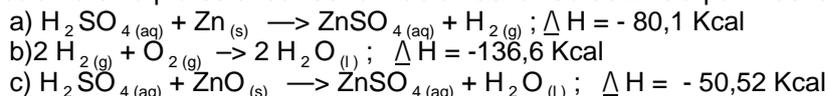


2º C-D BACHILLERATO - QUÍMICA - 2ª evaluación - 11-MARZO-2011

1º - Calcular la entalpía estándar de formación del óxido de zinc a partir de los datos siguientes:



2º - El Ozono (O_3) es un alótropo de oxígeno que se puede obtener en un reactor al someter el oxígeno molecular a una radiación UV de 240 nm. Si la presión inicial de O_2 es 101 kPa a 25°C y al finalizar el proceso la presión en el reactor ha descendido a 95 kPa a la misma temperatura ¿Cual es la concentración del ozono en el reactor cuando se alcanza el equilibrio?. Calcule el valor de Kc para este equilibrio.

3º - 200 ml de una disolución acuosa al 35% de cloruro de hidrogeno y densidad 1,180 g/ml se diluyen hasta un volumen de 1 litro. Calcule el pH de la disolución resultante si la densidad de la misma es de 1,040 g/ml

4º - ¿Qué concentración debería tener una disolución acuosa de un ácido monoprótico HA, cuya constante de ionización es $K_a = 1,5 \cdot 10^{-5}$, para tener el mismo pH que una disolución acuosa de ácido clorhídrico 10^{-2} M .

5º - Para la reacción: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$ $K_p = 4,3 \times 10^{-3}$ a 300°C. a) ¿Cuál es el valor de Kp para la reacción inversa? b) ¿Qué pasaría a las presiones en el equilibrio de N_2 , H_2 y NH_3 , si añadimos un catalizador? c) ¿Qué pasaría a la Kp, si aumentamos el volumen?

DATOS: PESOS ATOMICOS: C = 12,0 ; H = 1,0 ; Cl = 35,5 ; N = 14,0 ; Ne = 20,0 ; O = 16,0 ; S = 32,0

velocidad de la luz: $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$. ; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; Constante de Plank $\implies h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$

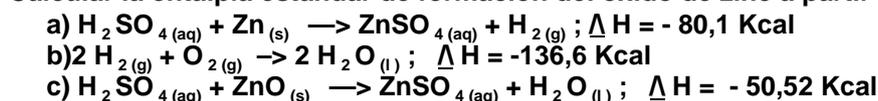
Constante de Rydberg: $R_H = 109700 \text{ cm}^{-1}$; $1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$; Masa del electrón = $9,1 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$;

Calor específico del platino = $0,0324 \text{ cal/g}\cdot^\circ\text{C}$; Calor de formación del agua a 0°C.: $\Delta H = -284,58 \text{ KJ/mol}$

$1 \text{ julio} = 0,24 \text{ cal}$; $1 \text{ atm} = 101396 \text{ Pa}$

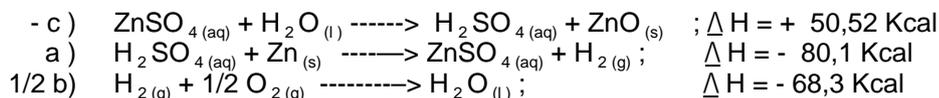
SOLUCIONES

1º - Calcular la entalpía estándar de formación del óxido de zinc a partir de los datos siguientes:



RESOLUCIÓN

La reacción de formación del óxido de zinc es: $\text{Zn}(\text{s}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{ZnO}(\text{s})$. Y esta reacción se obtiene a partir de las reacciones anteriores combinandolas de forma que se anulen los compuestos que no entran a formar parte de la reacción pedida. Se combinan de la forma siguiente:



2º - El Ozono (O_3) es un alótropo de oxígeno que se puede obtener en un reactor al someter el oxígeno molecular a una radiación UV de 240 nm. Si la presión inicial de O_2 es 101 kPa a 25°C y al finalizar el proceso la presión en el reactor ha descendido a 95 kPa a la misma temperatura ¿Cual es la concentración del ozono en el reactor cuando se alcanza el equilibrio?. Calcule el valor de Kc

RESOLUCIÓN

En este caso, dado que no nos dan el volumen, vamos a trabajar con concentraciones, por lo que en el inicio y en el equilibrio calcularemos el número de moles/litro que hay. (Este procedimiento es equivalente a suponer un

volumen de 1 litro) El número de moles/L al inicio y al final del proceso lo determinamos aplicando la ecuación

$$\text{general de los gases, } P.V = n.R.T \Rightarrow P = \frac{n}{V}.R.T,$$

$$\text{Condiciones iniciales (solamente hay } O_2): T = 25^\circ\text{C} = 298^\circ\text{K}; P = 101\text{kPa} = \frac{101000}{101396} = 0,996 \text{ atm}$$

$$0,996 = \frac{n}{V}.0,082.298 \Rightarrow [O_2] = 0,0408 \text{ mol/L de } O_2$$

La reacción que tiene lugar es:

	$3 O_2$	\rightleftharpoons	$2 O_3$
Inicial	0,0408		---
En equilibrio	$0,0408 - x$		$\frac{2.x}{3}$

Siendo: "0,0408" el N° inicial de moles/L de O_2

"x": n° de moles/L de O_2 que reaccionan. Con este valor, el número de moles/L de O_3 que se forman será:

$$\left. \begin{array}{l} 3\text{mol}O_2 \text{ --- } 2\text{mol}O_3 \\ X \text{ --- } \text{---} \text{---} y \end{array} \right\} y = \frac{2.x}{3} \text{ mol/L de } O_3 \text{ formados}$$

Cuando se alcanza el equilibrio, el n° de mol/L totales será la suma de los mol/L de O_2 más los mol/L de O_3 , que

$$\text{es: } \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)_{\text{TOTALES}} = (0,0408 - X + \frac{2.X}{3}) = \frac{0,1224 - 3.X + 2.X}{3} = \frac{0,1224 - X}{3}$$

aplicando otra vez la ecuación general de los gases, teniendo en cuenta que la temperatura es la misma ($25^\circ\text{C} =$

$$298 \text{ K}) \text{ y que la presión es: } P = 95 \text{ kPa} = \frac{95000}{101396} = 0,937 \text{ atm}$$

$$0,937 = \left(\frac{0,1224 - x}{3} \right).0,082.298, \text{ de donde}$$

$$x = 7,365.10^{-3} \text{ mol/L de } O_2 \text{ que reaccionan}$$

Por tanto, las concentraciones en el equilibrio son:

$$[O_2] = 0,0408 - 7,365.10^{-3} = 0,0334 \text{ Molar en } O_2$$

$$[O_3] = \frac{2}{3}.7,365.10^{-3} = 4,91.10^{-3} \text{ Molar en } O_3$$

$$\text{La fracción molar de } O_3 \text{ es } = \frac{4,91.10^{-3}}{0,0334 + 4,91.10^{-3}} = 0,128 \text{ (equivale al 12,8\%)}$$

$$Kc = \frac{[O_3]^2}{[O_2]^3} = \frac{[4,91.10^{-3}]^2}{[0,0334]^3}; \quad Kc = 0,647$$

3º - 200 ml de una disolución acuosa al 35% de cloruro de hidrogeno y densidad 1,180 g/ml se diluyen hasta un volumen de 1 litro. Calcule el pH de la disolución resultante si la densidad de la misma es de 1,040 g/ml

RESOLUCIÓN

La cantidad de soluto que tenemos en la disolución inicial es la que tendremos en la disolución final que vamos a preparar, y la calculamos teniendo en cuenta los datos que nos dan: 35% y $d = 1,180 \text{ g/ml}$

Soluto	Disolvente	Disolución	
82,6	+ 153,4	= 236	g
		200	mL

Con la densidad: $1,180 = \frac{g}{200}$; $g = 236$ g

de los que el 35% es soluto: $236 \cdot \frac{35}{100} = 82,6$ g de **soluto**

Y estos 82,6 g de soluto serán los que tenemos en la segunda disolución, los cuales se han diluido hasta un volumen total de 1 litro añadiéndole más agua. La masa total de esta disolución se puede determinar a partir de la densidad de la misma, aunque es un dato que no necesitamos

Soluto	Disolvente	Disolución	
82,6	+ 153,4	= 236	g
		1000	mL

Con la densidad: $1,040 = \frac{g}{1000}$; $g = 1040$ g

La Molaridad de esta segunda disolución es: $M = \frac{g_{SOLUTO}}{Pm_{SOLUTO} \cdot L_{DISOLUC}} = \frac{82,6}{36,51} = 2,26$ M

Dado que el ácido clorhídrico es un ácido fuerte, estará completamente disociado, por lo que:

	HCl	\rightleftharpoons	H ⁺ +	Cl ⁻
Inicial	2,26		---	---
En equilibrio			2,26	2,26

pH = -lg[H⁺]

pH = -lg 2,26 ; **pH = - 0,35**

4º - ¿Qué concentración debería tener una disolución acuosa de un ácido monoprótico HA, cuya constante de ionización es $K_a = 1,5 \cdot 10^{-5}$, para tener el mismo pH que una disolución acuosa de ácido clorhídrico 10^{-2} M.

Solución:

El ácido clorhídrico es un ácido fuerte totalmente disociado, como consecuencia la concentración de protones será:

	HCl	\rightleftharpoons	H ⁺ +	Cl ⁻
Inicial	10^{-2}		----	-----
En equilibrio	----		10^{-2}	10^{-2}

y su $pH = -\log[H^+] = -\log 10^{-2} = 2$

El ácido HA es un ácido débil, la concentración de protones será debida a su disociación, en efecto:

	HA	\rightleftharpoons	H ⁺ +	A ⁻
Inicial	10^{-2}		----	-----
En equilibrio	$a - 10^{-2}$		10^{-2}	10^{-2}

$$K_a = \frac{[H^+].[A^-]}{[HA]}$$

considerando $[H^+] = [A^-] = 10^{-2}$ y

Y dado que la constante de disociación es muy pequeña, podríamos despreciar 10^{-2} frente a la concentración inicial, por lo que la expresión de la constante de disociación nos queda:

$$1,5 \cdot 10^{-5} = \frac{10^{-2} \cdot 10^{-2}}{a} \quad \text{Y de ahí: } a = \frac{10^{-4}}{1,5 \cdot 10^{-5}} = \mathbf{6,67 \text{ Molar}}$$

Si no hubiéramos despreciado 10^{-2} frente a "a", nos hubiera quedado:

$$1,5 \cdot 10^{-5} = \frac{10^{-2} \cdot 10^{-2}}{a - 10^{-2}} \quad \text{Y de ahí: } a - 10^{-2} = \frac{10^{-4}}{1,5 \cdot 10^{-5}} ; \mathbf{a = 6,68 \text{ Molar}}$$

5º - Para la reacción: $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(g)}$ $K_p = 4,3 \times 10^{-3}$ a 300°C .

a) ¿Cuál es el valor de K_p para la reacción inversa?

b) ¿Qué pasaría a las presiones en el equilibrio de N_2 , H_2 y NH_3 , si añadimos un catalizador?

c) ¿Qué pasaría a la K_p , si aumentamos el volumen?

RESOLUCIÓN

Las expresiones de K_p para las reacciones directa e inversa son, respectivamente:

REACCIÓN DIRECTA	REACCIÓN INVERSA
$\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(g)}$	$2 \text{NH}_{3(g)} \rightleftharpoons \text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)}$
$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3}$	$K'_p = \frac{P_{\text{N}_2} \cdot P_{\text{H}_2}^3}{P_{\text{NH}_3}^2}$

A) Donde podemos ver que son inversas, es decir, la relación entre ambas constantes es:

$$K'_p = \frac{1}{K_p} = \frac{1}{4,3 \cdot 10^{-3}} = \mathbf{232,56}$$

B) Los catalizadores se añaden a las reacciones para modificar su velocidad. Actúan modificando la energía de activación de los reactivos, por lo que si disminuyen esta energía de activación, la reacción será más rápida, mientras que si la aumentan, disminuirán la velocidad de la reacción. Todas las demás variables de la reacción no se modifican, entre ellas, las presiones parciales en el equilibrio de todas las especies presentes.

C) Si aumentamos el volumen, se modifican las presiones parciales, por lo que, inicialmente, también lo hace K_p , aunque, dado que se trata de una CONSTANTE, el equilibrio se desplazará hasta conseguirse la recuperación del valor de K_p , el cual **NO CAMBIA**, pues solamente depende de la temperatura y esta no nos indican que se modifique.. En este caso, si se aumenta el volumen, el equilibrio se desplazará hacia aquel miembro en el cual exista mayor número de moles de gas, en esta reacción concreta, se desplazará hacia el primer miembro de la misma (hay 3 moles de gas frente a los 2 moles de gas existentes en los productos)