

TEST DE EQUILIBRIO QUÍMICO III

41. En un alto horno se producen numerosos procesos químicos porque el carbón que alterna con el óxido férrico se combina con el oxígeno insuflado por las toberas, produciéndose CO y CO₂, a través de procesos tales como: CO+1/2 O₂ = CO₂ (K_{p1}) y C (grafito)+CO₂ (g)=2CO (g) (K_{p2}). Con los datos dados, dirás que K_p, para el proceso C(s)+ O₂ (g) = CO₂ (g), será:

- a) $\frac{K_{p1}^2}{K_{p2}}$ b) $\frac{K_{p2}^2}{K_{p1}}$ c) $K_{p2}^2 \cdot K_{p1}$ d) $K_{p1}^2 \cdot K_{p2}$

SOLUCIÓN

Para los procesos dados $K_{p1} = \frac{p_{CO_2}}{p_{CO} \cdot p_{O_2}^{1/2}}$; $K_{p2} = \frac{p_{CO}^2}{p_{CO_2}}$ y $K_p = \frac{p_{CO_2}}{p_{O_2}}$, por lo tanto si queremos eliminar la pCO, habrá que elevar al cuadrado K_{p1}, y multiplicarlo por K_{p2}, como se sugiere en d

42*. Aunque se creyó durante mucho tiempo que los gases nobles tenían valencia 0, en 1966, el inglés Bartlett, demostró que los más voluminosos se combinaban con el flúor, encontrando el difluoruro y el tetrafluoruro de xenón. Si a una determinada temperatura el xenón se combina con el flúor gas, formándose tetrafluoruro de xenón gas, de tal manera que partiendo de 0,4 moles del primero y el doble del segundo, en un recipiente de 2 litros, se obtiene un 60% de tetrafluoruro dirás que K_c vale:

- a) 25 b) 58 c) 0,25 d) 0,58

Si ΔH_R = -218 kJ/mol, dirás que:

- a) La reacción será exotérmica
 b) La reacción será endotérmica
 c) Si se duplica la temperatura la constante de equilibrio aumenta
 d) Si se enfría el sistema el equilibrio se desplaza hacia la derecha

SOLUCIÓN

Puesto que ΔH < 0, la reacción será exotérmica como se indica en a. Al ser exotérmica y aumentar

$$T, \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} > 0 \text{ dado que } K_2 = K_1 e^{\frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)}$$

por lo tanto K₂ < K₁, o sea la constante de equilibrio disminuye. Si se enfría el sistema al ser exotérmica, el equilibrio se desplazará hacia la derecha como se propone en d

V=2L	Xe + 2F ₂ ⇌ XeF ₄		
n.iniciales	0,4	0,8	
reaccionan	x	2x	
n.finales	0,4-x	0,8-2x	x
	0,16	0,32	0,6*0,4
n/V	0,08	0,16	0,12

$$K_c = \frac{0,12}{0,16^2 \cdot 0,08} = 58$$

43*. Todos los años puedes leer en la página de sucesos del periódico, el número de fallecimientos por ingerir bebidas adulteradas con alcohol metílico en vez del vínico. Una simple copa con 10 mL puede producir la ceguera por atacar el nervio óptico y después la muerte. Aquél, que inicialmente se extrajo de la madera, de ahí su nombre ("madera que emborracha"), es mucho más barato, pues se puede obtener por síntesis a partir de CO + 2H₂, todos gases. Si para este proceso la variación de energía libre es 24,7 kJ/mol, a 27°C, podrías asegurar que:

- a) La reacción se produce con un aumento de entropía
 b) La reacción es siempre exotérmica
 c) Se producirá mayor cantidad de metanol si aumenta la presión
 d) K_p vale 5,2.10⁻⁵

DATOS: R=8,31 J.K⁻¹.mol⁻¹

SOLUCIÓN

La reacción CO(g)+2H₂(g) ⇌ CH₃-OH(L), se produce con una disminución de entropía dado que disminuye el desorden por el estado físico en el que se encuentran las sustancias. Puesto que ΔH = ΔG + TΔS, si ΔG > 0, y ΔS < 0 no se puede asegurar que sea siempre exotérmica, sólo si el valor de |TΔS| > ΔG. Si se producirá un desplazamiento del

equilibrio al aumentar la presión, para producir mayor cantidad de metanol. Como $K = e^{\frac{\Delta G^0}{RT}} = 5,2 \cdot 10^{-5}$. Son correctas las propuestas c y d.

44*. La primera sistemática periódica fue realizada por Döbereiner y por ello es conocido. Lo que pocos saben es que este científico obtuvo por primera vez el etanal o acetaldehído en 1821. Este compuesto en estado puro se descompone al ser calentado. Así si introduces en un recipiente de 5 litros, previamente evacuado, que se mantiene a 154,6°C, en un baño de aceite, una determinada cantidad de etanal siendo la presión inicial de 363 tor se irá descomponiendo en metano y monóxido de carbono hasta que la presión se estabiliza en 450 mm.de Hg, alcanzándose el equilibrio. En esta situación dirás que:

a) *Queda un 76% de etanal sin reaccionar*

b) *Si el recipiente aumentara de volumen hasta 10 litros, el grado de disociación también aumentaría*

c) *Si aumentara la presión sobre el recipiente una vez alcanzado el equilibrio, se produciría más metano.*

d) *Kp sería de 2,2*

DATOS: $R=0,082 \text{ atm.L K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

SOLUCIÓN

Se pasan los tor a atm, y se sigue el problema según los cuadros dados. Si el grado de disociación es 0,24, quedará un 76% sin reaccionar. Si aumenta el volumen se favorece la descomposición ya que se producen mas moles de gases, tal como se propone en b, por ello la c no podrá ser.

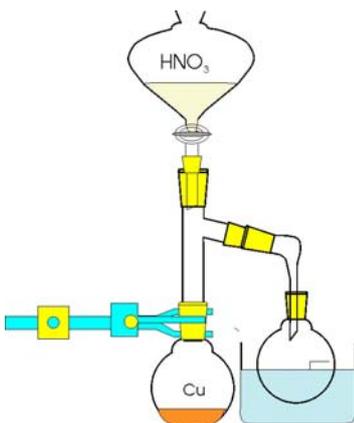
condiciones iniciales
$PV=nRT$
$0,48.5=n.0,082.427,6$
$n=0,068$

condiciones en el equilibrio
$PV=n(1+\alpha)RT$
$0,59.5=0,068(1+\alpha)0,082.427,6$
$\alpha =0,24$

$C_2H_4O \rightleftharpoons CO + CH_4$			
moles	n		
reaccionan	n α		
final	n(1- α)	n α	n α
frac.molar	$1-\alpha/1+\alpha$	$\alpha/(1+\alpha)$	$\alpha/(1+\alpha)$
pres.parcial.	$(1-\alpha/1+\alpha)P$	$\alpha P/(1+\alpha)$	$\alpha P/(1+\alpha)$

$$\Sigma = n(1+\alpha)$$

$K_p = \frac{p_{CO} p_{CH_4}}{p_{C_2H_4O}} = \frac{P\alpha^2}{(1-\alpha)(1+\alpha)} = \frac{P\alpha^2}{1-\alpha^2} = 0,036$



45*. En el montaje de la figura, al echar ácido nítrico sobre cobre, se va a producir dióxido de nitrógeno de color rojizo. Sin embargo si se sumerge en agua a 100°C, el tubo de ensayo se vuelve transparente, por formarse tetraóxido de dinitrógeno. Según eso, de la reacción $N_2O_4 = 2NO_2$ podrás asegurar que:

a) *Será endotérmica*

b) *Se volvería rojizo el color al aumentar la presión*

c) *Si a 60°C y 1 atm, el grado de disociación del N_2O_4 es del 53%, será del 67%, al disminuir la presión a la misma temperatura.*

d) *La presión a la que el grado de disociación es el 50% es 0,6 atm.*

SOLUCIÓN

Parece evidente que si el $NO_2(g)$ es rojizo mientras que el N_2O_4 , transparente, y al calentarlo se desplazó el equilibrio hacia la izquierda, quiere decir que la reacción es exotérmica. Al aumentar la presión se favorecerá la formación del N_2O_4 (ocupa menos volumen), que es transparente. Por lo tanto las propuestas a y b son falsas.

Como este equilibrio está realizado varias veces en estos test, prescindimos de desarrollarlo.

$$K_p = \frac{4P_1\alpha_1^2}{1-\alpha_1^2} = \frac{4P_2\alpha_2^2}{1-\alpha_2^2}. \text{ Si conocemos los grados de disociación, calculamos la presión para } \alpha_2, \text{ sustituyendo los valores}$$

en la expresión dada. $P_2=0,48 \text{ atm}$ y volveremos a emplearla para $\alpha_3 = 0,5$, dándonos $P_3=0,596 \text{ atm}$. como se propone en d.

46*. El pentacloruro de fósforo es uno de los compuestos en los cuales no se mantiene la teoría del octeto, propuesta por Lewis para justificar el enlace covalente, puesto que se rodea de 10 electrones y no de 8. Este compuesto se descompone al calentarlo en tricloruro de fósforo y cloro. Así, si calientas a volumen constante una cantidad determinada de pentacloruro de fósforo, hasta los 250°C, se alcanza el equilibrio cuando la relación entre las presiones parciales del cloro y del compuesto inicial es de 1,3. Si sabes que a esa temperatura K_p vale 1,8 y que el recipiente tiene una capacidad de 5 litros, podrás asegurar que :

- K_c vale 0,9
- La presión total en el equilibrio es de 7,4 atmósferas
- El equilibrio se desplaza hacia la derecha si se agrega cloro
- El equilibrio se desplaza hacia la izquierda si se enfría
- El grado de disociación es del 56%

DATOS: $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

SOLUCIÓN

Aplicando el principio de Le Chatelier la acción externa de agregar cloro, implicará que se desplace hacia la izquierda para contrarrestarla. La reacción es endotérmica según informa el enunciado, y por lo tanto si se enfría se desplazará hacia la izquierda. Las demás opciones b y e también son correctas, no así la a y la c

$\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$			
n.iniciales	n		
reaccionan	$n\alpha$		
n.finales	$n(1-\alpha)$	$n\alpha$	$n\alpha$
frac.molar	$\frac{1-\alpha}{1+\alpha}$	$\frac{\alpha}{1+\alpha}$	$\frac{\alpha}{1+\alpha}$
pres.parcial.	$\left(\frac{1-\alpha}{1+\alpha}\right)P$	$\left(\frac{\alpha}{1+\alpha}\right)P$	$\left(\frac{\alpha}{1+\alpha}\right)P$

$\Sigma = n(1+\alpha)$

$$\frac{p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{\left(\frac{\alpha}{1+\alpha}\right)P}{\left(1-\frac{\alpha}{1+\alpha}\right)P} = \frac{\alpha}{1-\alpha} = 1,3$$

$$\alpha = 0,56$$

$$K_p = \frac{p_{\text{PCl}_3} p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{PCl}_5}} = \frac{P\alpha^2}{(1-\alpha)(1+\alpha)} = \frac{P\alpha^2}{1-\alpha^2} = 1,8$$

$P = 7,43 \text{ atm}$

$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = 1,8(0,082 \cdot 523)^{-1} = 0,042$$

47*. A temperatura ligeramente superior a la ambiente, el yoduro de hidrógeno gas, tiene color violeta debido a la disociación en hidrógeno y yodo (que es violeta, de ahí su nombre). El color se hace más intenso al aumentar la temperatura a presión constante. Con este dato dirás que:

- La variación de entalpía en la reacción será mayor que 0
- Si K de equilibrio a 100°C = 0,00271, el % del yoduro de hidrógeno disociado será del 9,4%
- Si se mezcla con una cantidad equimolar de nitrógeno gas a temperatura ambiente y luego se calienta hasta 100°C, el grado de disociación aumenta
- Si se mezcla con hidrógeno gas el grado de disociación disminuye

SOLUCIÓN

La reacción es endotérmica según informa el enunciado, y por lo tanto es correcta la propuesta a. El nitrógeno gas no interviene en la reacción, pues es inerte, y la presión no afecta al equilibrio, en cambio el hidrógeno si lo afecta, desplazándose hacia la izquierda para consumirlo con lo que el grado de disociación deberá disminuir como se indica

$2\text{HI} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{I}_2$			
n.iniciales	n		
reaccionan	$n\alpha$		
n.finales	$n(1-\alpha)$	$\frac{n\alpha}{2}$	$\frac{n\alpha}{2}$
frac.molar	$1-\alpha$	$\frac{\alpha}{2}$	$\frac{\alpha}{2}$
pres.parcial.	$(1-\alpha)P$	$\left(\frac{\alpha}{2}\right)P$	$\left(\frac{\alpha}{2}\right)P$

$\Sigma = n$

$$K_p = 0,00271 = \frac{\alpha^2}{4(1-\alpha)^2}$$

$$\alpha = 0,094$$

48.El estaño se puede extraer de la casiterita, dióxido de estaño sólido cuyo nombre procede del nombre fenicio de las islas británicas:casitérides, puesto que en ellas se había encontrado un metal como el del país de Casites, zona alta de Asia Menor. En aquellas islas se denominaba stan, del indoeuropeo stag, gotear. Por que este metal que tiene bajo punto de fusión, y enseguida gotea al calentarse por eso se emplea para soldar (estañar). Se obtiene por reducción de la casiterita con hidrógeno gas, dando lugar también a agua gaseosa. Si a 500°C en un recipiente de 10L, se obtienen 1 mol de hidrógeno y otro del agua , dirás que Kc vale:

- a) 1 b) 0,1 c)10 d) 0,01

SOLUCIÓN

La reacción será $\text{SnO}_2(s) + 2\text{H}_2(g) \rightleftharpoons \text{Sn}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(g)$. Como el número de moles de gas es igual en ambos términos

del equilibrio, no se verá afectado por el volumen ni por la presión. $K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2}{[\text{H}_2]^2} = 1$

49.La reducción de los óxidos metálicos en un alto horno no se debe al carbón con que se mezclan sino al monóxido de carbono que se forma a alta temperatura en la reacción entre el carbono sólido y el dióxido de carbono gas. Si a 1000°C y 30 atm. el equilibrio del proceso es tal que el 17% de los gases son dióxido de carbono. Si la presión desciende a 20 atm, dirás que el % de dióxido de carbono es:

- a) 12% b) 10% c) 12,6% d) 13%

SOLUCIÓN

Es un equilibrio heterogéneo, en el que la fase sólida (el C, no se tiene en cuenta). Por lo tanto la fracción molar del CO_2 , en el equilibrio será 0,17, por lo que la del monóxido será $1-0,17=0,83$. A partir de aquí se calculan las presiones parciales y se sustituye en la expresión de K_p , aplicando a las nuevas condiciones como se indica en el cuadro adjunto

	$\text{C}_{(s)}$	$+$	CO_2	\rightleftharpoons	2CO	Σ
moles			n			
reaccionan			$n\alpha$			
final			$n(1-\alpha)$		$2n\alpha$	$n(1+\alpha)$
frac.molarX			$1-\alpha/1+\alpha$		$2\alpha/(1+\alpha)$	
datos X			0,17		0,83	1
pres.parcial			$(1-\alpha/1+\alpha)P$		$\alpha P/(1+\alpha)$	
pp/atm			5,1		24,9	30

$$K_p = \frac{p_{\text{CO}}^2}{p_{\text{CO}_2}} = 121,6$$

cambio de condiciones $P=20$ atm

$$121,6 = \frac{4P\alpha^2}{(1-\alpha)(1+\alpha)} = \frac{4 \cdot 20 \alpha^2}{1-\alpha^2} \quad \alpha = 0,776$$

$$1-\alpha/1+\alpha = 0,126 \quad \%=12,6$$

50*. El amoníaco, cuyo nombre de origen egipcio, es uno de los más antiguos de la química, se llama actualmente en la nueva nomenclatura sustitutiva, derivada de los sufijos orgánicos y de su nombre en el XVIII, azano. A 400°C y 1 atm de presión el amoníaco se encuentra disociado un 40% en nitrógeno e hidrógeno gaseosos, si la reacción: $\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 3/2 \text{H}_2(\text{g}) + 1/2 \text{N}_2(\text{g})$. Podrás decir

- La presión parcial del hidrógeno en el equilibrio 0,43 atm
- El volumen de la mezcla si se parte de 170g de amoníaco es de 773L
- Kp vale 0,25
- Kc vale 12

DATOS: Masas atómicas: N=14; H=1 R=0,082 atm.L K⁻¹.mol⁻¹

SOLUCIÓN

Se dan en los diferentes cuadros, calculando previamente los moles iniciales de amoníaco

$$n = 170\text{g} / 17\text{g mol}^{-1} = 10\text{mol}$$

$$PV = n(1 + \alpha)RT$$

$$1 \cdot V = 10(1 + 0,4)0,082 \cdot 673$$

$$V = 772,6\text{L}$$

$$K_p = \frac{p_{\text{N}_2}^{1/2} p_{\text{H}_2}^{3/2}}{p_{\text{NH}_3}} = \frac{0,43^2 \cdot 0,14^2}{0,43}$$

$$K_p = 0,25 \quad K_c = 0,0045$$

$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n} = 0,25 \cdot (0,082 \cdot 673)^{-1}$$

	$\text{NH}_3 \rightleftharpoons 3/2 \text{H}_2 + 1/2 \text{N}_2$		
n.iniciales	n		
reaccionan	nα		
n.finales	n(1-α)	3/2 nα	1/2 nα
frac.molar	$1 - \alpha / (1 + \alpha)$	$3\alpha / 2(1 + \alpha)$	$\alpha / 2(1 + \alpha)$
pres.parcial	$(1 - \alpha / (1 + \alpha))P$	$3\alpha P / 2(1 + \alpha)$	$\alpha P / 2(1 + \alpha)$
	0,6/1,4 = 0,43atm	1,2/2,8 = 0,43atm	0,4/2,8 = 0,14atm

$\Sigma = n(1 + \alpha)$

51*. Si en un recipiente de 25L se introducen 2 moles de hidrógeno, un mol de nitrógeno y 3,2 moles de amoníaco. Cuando se alcanza el equilibrio a 400°C, el número de moles de amoníaco se ha reducido a 1,8. Para la reacción $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$, dirás que

- El número de moles de nitrógeno en el equilibrio es 1,1
- El número de moles de hidrógeno en el equilibrio es 0,1
- Kc vale 152
- Kp vale 5

DATOS: R=0,082 atm.L K⁻¹.mol⁻¹

SOLUCIÓN

Se dan en los diferentes cuadros,

$$K_c = \frac{0,072^2}{0,044^3 \cdot 0,004} = 1,52 \cdot 10^4$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

$$K_p = 1,52 \cdot 10^4 \cdot (0,082 \cdot 673)^2 = 5$$

	$3\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$		
n.iniciales	2	1	3,2
reaccionan	x	x	
n.finales	2-x = 1,1	1-x = 0,1	2x = 1,8
n/V	$\frac{2-0,9}{25}$	$\frac{1-0,9}{25}$	$\frac{1,8}{25}$
mol/L	0,044	0,004	0,072

52. Escribe Lavoisier en el Tratado elemental de química de 1789, que el óxido de mercurio rojo es uno de los compuestos más apropiados para producir oxígeno, ya que en este óxido el mercurio tiene muy poca afinidad por él, y se separa al grado de temperatura en que comienza a ponerse el vidrio al rojo. En esta reacción, a 200°C, el óxido de mercurio II, sólido produce mercurio gas y oxígeno. Si ΔH_f^0 del HgO y Hg son en kJ/mol, 90,7 y 60,8, respectivamente y las ΔS_f^0 en J/K.mol, son respectivamente 72, y 174,9 y para el oxígeno, 205 J/K.mol) dirás que la constante de equilibrio en estas condiciones será:

- a) $1,1 \cdot 10^{-14}$ b) $1,1 \cdot 10^{14}$ c) $1 \cdot 10^{15}$ d) $1 \cdot 10^{-15}$

DATO: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

SOLUCIÓN

Teniendo en cuenta que $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$

y que $K = e^{-\frac{\Delta G^0}{RT}}$, se calculará en este caso para la presión. Es correcta la propuesta b.

	$\text{HgO} \rightleftharpoons \text{Hg(g)} + 0,5\text{O}_2$				
ΔH_f^0 kJ/mol	90,7	60,8	0	ΔH^0 kJ/mol	-30
ΔS_f^0 J/K.mol	72	175	0,5 \cdot 205	ΔS^0 J/K.mol	205
$\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0 = -127,05 \text{ kJ/mol}$ $K_p = e^{-\frac{\Delta G^0}{RT}} = 1,08 \cdot 10^{14}$					

53*. Priestley uno de los pocos ingleses simpatizantes de la revolución francesa, origen de su forzada emigración a Pensilvania, fue el bautizador del caucho en inglés: rubber, porque tenía la propiedad de borrar las manchas de lápiz, y también fue el que obtuvo por primera vez el gas de agua, haciendo reaccionar carbón al rojo con agua. Una de las reacciones características del gas de agua es $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 + \text{H}_2$, todos ellos gases. Si K_p a 690K vale 10 y a 800K, es 3,6 podrás decir de esta reacción que:

- a) Es exotérmica
 b) La energía de activación para la reacción directa es mayor que para la inversa
 c) Es exergónica
 d) La variación de entalpía en la reacción es -42,6 kJ/mol

DATO: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

SOLUCIÓN

Dado que $\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$, sustituyendo los valores; $\ln \frac{3,6}{10} = \frac{\Delta H^0}{8,31} \left(\frac{1}{690} - \frac{1}{800} \right)$, de lo que

$\Delta H = -42604 \text{ J/mol}$. Al ser $\Delta H < 0$, la reacción será exotérmica como se propone en a. Por ese motivo la energía final será menor que la inicial, y en consecuencia la energía de activación para la reacción inversa será mayor. Como $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$, y dado que la variación de entropía es despreciable pues todas las sustancias están en fase gaseosa, la reacción también será exergónica como se propone en c. También d es correcta.

54. En 1933, Lewis aunque no descubre el agua pesada, aporta la primera muestra del compuesto puro. Diez años después, este compuesto tendría una importancia mundial estratégica, en la moderación de neutrones de un incipiente reactor nuclear. Al igual que el agua normal, reacciona con el acetileno, intercambiando deuterio, y formando acetileno pesado C_2D_2 . La entalpía de reacción en este proceso vale 2,22 kJ/mol. Si a 25°C, $K_p = 0,820$, cuando un mol de etino reacciona con 3 de agua pesada, los moles de acetileno pesado que se formarán a 100°C, serán:

- a) 0,25 b) 0,50 c) 0,75 d) 0,1

DATO: $R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

SOLUCIÓN

Se calcula K_p a 100°C, a partir de:

$$K_2 = K_1 e^{-\frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)} = 0,82 e^{-\frac{2220 \frac{\text{J}}{\text{mol}}}{8,31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}} \left(\frac{1}{298\text{K}} - \frac{1}{373\text{K}} \right)} = 0,98$$

Se aplica al nuevo equilibrio. De esa forma se formarán 0,75 moles, como se indica en c

	$\text{C}_2\text{H}_2 + \text{D}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{D}_2 + \text{H}_2\text{O}$			
n. iniciales	1	3		
reaccionan	x	x		
n. finales	1-x	3-x	x	x
	0,25	2,25	0,75	0,75

$$K_c = K_p = 0,98 = \frac{x^2}{(1-x)(3-x)}$$

$$x = 0,75$$

55*. La molécula de dióxido de nitrógeno se dimeriza. Determina el calor de reacción para este proceso, sabiendo que K_p a 298K es 8,85 y a 373; 0,0792. Podrás asegurar que:

a) La reacción es exotérmica

b) Si calientas la reacción se desplaza hacia la izquierda

c) La constante de la reacción inversa a 298K es 0,11

d) Si en condiciones normales el grado de disociación en la reacción inversa es del 25%, la presión a que estaba sometido el sistema en el equilibrio es de 0,42 atm.

DATO: $R=8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

SOLUCIÓN

Operando como es test anteriores, $\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$ y $\ln \frac{0,0792}{8,85} = \frac{\Delta H^0}{8,31} \left(\frac{1}{298} - \frac{1}{373} \right)$, de lo que

$\Delta H = -58084 \text{ J/mol}$. Al ser $\Delta H < 0$, la reacción será exotérmica como se propone en a, y por ese motivo se desplazará hacia la izquierda al calentarla. $K_{\text{inversa}} = 1/K = 0,11$, como se propone en c. Como para este equilibrio inverso, según se

ha visto $K_p = \frac{4P\alpha^2}{1-\alpha} = 0,11$, si $\alpha = 0,25$, $P = 0,424 \text{ atm}$, como se propone en d.

56*. La mayoría de los libros de textos emplean la síntesis o descomposición del IH , como reacción modélica para estudiar la cinética y el equilibrio químico, debido al completo trabajo realizado por Boldestein en 1894. Para su proceso de descomposición K_p a 764K, vale 0,021, y a 667K, 0,0164. Si ambos procesos se desarrollaron a presión constante de 1 atm, dirás que:

a) La reacción es endotérmica

b) El grado de disociación a 764 K es del 98%

c) El grado de disociación aumenta al aumentar la temperatura

d) La presión parcial en el equilibrio del yoduro de hidrógeno disminuye al aumentar la temperatura

DATO: $R=8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

SOLUCIÓN

Como el equilibrio ya está desarrollado en test anteriores, $\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$ y $\ln \frac{0,021}{0,0164} = \frac{\Delta H^0}{8,31} \left(\frac{1}{667} - \frac{1}{764} \right)$,

de lo que $\Delta H = 10793,7 \text{ J/mol}$. La reacción será endotérmica, como se propone en a. Como para este proceso,

$K_p = \frac{\alpha^2}{4(1-\alpha^2)} = 0,021$; $\alpha = 0,225$, por lo tanto, estará disociado el 22,5%. Al ser endotérmica, el equilibrio se

desplazará hacia la derecha al calentar, y por lo tanto el grado de disociación deberá aumentar. como se propone en c.

Como $p_{\text{HI}} = (1-\alpha)P$. Si aumenta el grado de disociación, la presión parcial disminuye, como se indica en d.

57*. Dado el proceso $3\text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s}) \Leftrightarrow 2\text{Mn}_3\text{O}_4 + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$, y con los datos de la tabla adjunta, podrás

asegurar que:

a) El proceso es endotérmico

b) La variación de energía libre es 100 kJ/mol

c) K_p estándar vale $5,72 \cdot 10^{-19}$

d) La temperatura a la que K_p vale 0,45, es 1100K

DATO: $R=8,31 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

	ΔG_r^0 (kJ/mol)	ΔS^0 (J/Kmol)
$\text{O}_2(\text{g})$	0	204,82
$\text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s})$	-887,41	93,38
$\text{Mn}_3\text{O}_4(\text{s})$	-1279,08	148,39

SOLUCIÓN

Calculando a partir de $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$, la variación de energía libre 104,1 kJ/mol y la de entalpía, da 139,5 kJ/mol.

Como $K = e^{-\frac{\Delta G^0}{RT}}$, para estos valores, da $5,72 \cdot 10^{-19}$, como se propone en c. Aplicando $\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$, se puede

calcular T_2 , para $K_2 = 0,45$, $\ln \frac{0,45}{5,72 \cdot 10^{-19}} = \frac{139547}{8,31} \left(\frac{1}{298} - \frac{1}{T_2} \right)$, obteniéndose un valor para T_2 de 1108K. Por lo tanto son correctas todas las propuestas.

58*. Los valores de la variación de entalpía y energía libre de Gibbs, para el yoduro de hidrógeno, yodo gas e hidrógeno gas a 25°C, son respectivamente (26,5; 62,4 y 0kJ/mol) y (1,7; 19,3 y 0) kJ/mol. Según eso dirás que, si estos valores permaneces constantes, en la disociación en fase gaseosa del yoduro de hidrógeno en yodo e hidrógeno:

- La variación de entropía en el proceso es de 20 J/K.mol
- Kp a 25°C es 0,0016
- El grado de disociación del yoduro de hidrógeno a 25°C es 7,5%
- Kc a 200°C es 0,0066
- El grado de disociación aumenta en un 50% al aumentar la temperatura hasta 200°C

DATO: R=8,31 J.K⁻¹.mol⁻¹

SOLUCIÓN

Teniendo en cuenta que $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T\Delta S^0$

y que $K = e^{-\frac{\Delta G^0}{RT}}$, se calculará ΔS^0 y Kp

Para T=298K, Kp=0,0016, con lo que, como se ha explicado en test anteriores para este proceso

$$K_p = \frac{\alpha^2}{4(1-\alpha)^2}, \text{ de lo que } \alpha = 0,075.$$

Se calcula Kp a 200°C, a partir de:

$$K_2 = K_1 e^{\frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)} = 0,016.e^{\frac{9400 \frac{J}{mol}}{8,31 \frac{J}{K.mol}} \left(\frac{1}{298K} - \frac{1}{473K} \right)} = 0,0066, \text{ volviendo a calcular el nuevo grado de}$$

disociación, tal como antes. (Se recuerda que en este proceso Kp=Kc). Así $\alpha_2 = 0,14$. Por lo que el aumento del grado de disociación es de casi el 100%. Por lo tanto sólo son correctas las propuestas b,c y d.

	$2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$				
ΔH_f^0 kJ/mol	2.26,5	0	62,4	ΔH^0 kJ/mol	9,4
ΔG_f^0 kJ/K.mol	2.1,7	0	19,3	ΔG^0 J/K.mol	15,9
$\Delta S^0 = \frac{\Delta H^0 - \Delta G^0}{T} = -0,0218 \text{ kJ/mol}$					

59*. A principios del siglo XX la mayoría de los explosivos se confeccionaban a base de nitratos, y la fuente natural de ellos era el nitro de Chile. Durante la primera guerra mundial, la armada británica bloqueó la importación de nitratos por parte de Alemania, y muy mal lo hubiera pasado sino hubiera mejorado Haber, la síntesis del amoniaco a partir del cual se producía un nitrato barato. Así consiguió el Nobel en 1918. Conociendo Kp a 350°C y 450°C, 0,026 y 0,00659 para dicha síntesis podrás asegurar que dicha obtención mejorará su rendimiento si

- Se calienta la reacción
- Se enfría la cámara de obtención
- Aumenta la presión sobre el sistema
- Se extrae continuamente amoniaco

DATO: R=8,31 J.K⁻¹.mol⁻¹

SOLUCIÓN

Como el equilibrio ya está desarrollado en test anteriores, $\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{\Delta H^0}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$ y $\ln \frac{0,00659}{0,026} = \frac{\Delta H^0}{8,31} \left(\frac{1}{623} - \frac{1}{723} \right)$,

de lo que $\Delta H = -9254,4 \text{ J/mol}$. La reacción será exotérmica y por lo tanto al calentar una vez alcanzado el equilibrio, se obtendrá menos amoniaco. Por lo tanto la a es errónea y la b, cierta. Si aumenta la presión al producirse menos moles de gas, se producirá mayor cantidad de amoniaco, por lo tanto son correctas la c y la d

60. Al ser calentado el hidrógeno carbonato sódico sólido hasta 110°C, se descompone en carbonato sódico sólido y dióxido de carbono y agua. La presión de equilibrio es de 1,25 atmósferas. Según eso la variación de la energía libre en este proceso, será en J/mol.

- 3000
- 2992
- 2992
- 3000

DATO: R=8,31 J.K⁻¹.mol⁻¹

SOLUCIÓN

Dado el equilibrio heterogéneo $2NaHCO_3(s) = Na_2CO_3(s) + CO_2(g) + H_2O(g)$, observamos que dado que sólo hay dos sustancias en fase gaseosa, la presión se reparte por igual entre ambas, esto es 1,25/2, y $K_p = p_{CO_2} \cdot p_{H_2O} = 0,39$

Como $\Delta G^0 = -RT \ln K_p = -8,31 \frac{J}{K.mol} \cdot 383K \cdot \ln 0,39 = -2992 \frac{J}{mol}$, como se propone en c.