

## TEST DE EQUILIBRIO QUÍMICO II

21. En 1934, un catedrático de química de la Sorbonne de París, es nombrado doctor en ciencias por la universidad de Madrid. Era muy conocido por sus trabajos con metales y sus aleaciones, sin embargo los estudiantes de química le recuerdan por lo que él llamó en 1885, Principio del Equilibrio Móvil, que luego tomaría su nombre, como de Le Chatelier. Este principio enunciado también y de forma independiente, al año siguiente por el alemán Braun, permite desplazar el equilibrio en el sentido que más nos convenga al objeto de obtener el mayor rendimiento en una reacción química, dado que se moverá de forma que contrarreste cualquier acción externa que se efectúe sobre él. Así en una hipotética reacción en equilibrio en estado gaseoso:  $A + 2B = 2C + D + \text{calor}$ , el rendimiento de D se verá aumentado si se:

- a) *Aumenta la presión*
- b) *Aumenta el volumen*
- c) *Enfría la reacción*
- d) *Extrae la sustancia c*

*Solución*

*Dado que el número de moles en fase gaseosa, según el ajuste dado, es igual en los reaccionantes que en los productos, el equilibrio no se verá afectado por cualquier modificación de presión y volumen. La reacción es exotérmica puesto que transfiere calor en el sentido dado, por lo tanto si se enfría, el equilibrio tenderá a contrarrestar dicha acción desprendiendo energía, desplazándose hacia la derecha y por lo tanto produciendo mayor cantidad de D. Lo mismo ocurre si se extrae la sustancia C, para contrarrestarlo, va a producir también D. Son correctas c y d.*

22. Cuando alguna sustancia en equilibrio se encuentra en diferente estado físico que las demás, este se denomina heterogéneo, influyendo en su modificación, las fases que poseen mayor desorden. Esto te hará pensar que el principio de Le Chatelier se deberá aplicar a:

- a) *Las reacciones entre gases solamente*
- b) *Todas las reacciones químicas*
- c) *Las reacciones químicas en equilibrio*
- d) *Las reacciones entre líquidos*

*Solución*

*Se aplica a todas las reacciones químicas en equilibrio al margen del estado físico en que se encuentren.*

23. El equilibrio heterogéneo que te dan:

$3\text{Fe}(s) + 4\text{H}_2\text{O}(g) = \text{Fe}_3\text{O}_4(s) + 4\text{H}_2(g)$ ,  $\Delta H < 0$ , se desplazará hacia la izquierda al:

- a) *Disminuir la presión*
- b) *Calentar*
- c) *Consumir hidrógeno*
- d) *Aumentar el volumen*

*Solución*

*Las modificaciones de presión y volumen sólo afectan a las sustancias en fase gaseosa, y dado que hay igual número de moles en dicho estado no le afectan los cambios de presión y volumen. Si se consume hidrógeno, el sistema producirá más, desplazándose hacia la derecha. Como la reacción es exotérmica, al calentar se desplazará hacia la izquierda como se indica en b.*

24\*. El cloruro de nitrosilo ( $\text{NOCl}_2$ ) es un gas amarillo anaranjado, que se desprendía en el tratamiento de los metales nobles con agua regia. Fue descubierto por Gay Lussac, en 1848. Este gas es inestable y descompone en óxido nítrico y cloro.

Considere el equilibrio  $2\text{NOCl}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ . Asegurarás que se obtiene más cantidad de cloro si:

- Se añade  $\text{NOCl}$
- Disminuye el volumen del recipiente
- Se añade  $\text{NO}$ .
- Se pone un catalizador.

Solución

Aplicando el Principio de Le Chatelier, de forma que el equilibrio se desplaza para contrarrestar la acción externa que se ejerza sobre él

Si la concentración de  $\text{NOCl}$  aumenta, se desplaza  $\Rightarrow$  por lo que aumenta el nº de moles de  $\text{Cl}_2$

Si el volumen disminuye, se desplaza hacia donde hay menos moles gaseosas  $\Leftarrow$ , por lo que disminuye el nº de moles de  $\text{Cl}_2$

Si aumenta la concentración de  $\text{NO}$ , el equilibrio se desplaza hacia la izquierda por lo que disminuye el nº de moles de  $\text{Cl}_2$ . Un catalizador no modifica el equilibrio.

25\*. A diferencia del compuesto anterior, el bromuro de nitrosilo, es en condiciones normales un líquido pardo negro que se descompone al calentarse, llegando al siguiente equilibrio:

$2\text{NOBr}(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g})$ , En este asegurarás que disminuirá el número de moles de bromo en el recipiente si:

- Se añade  $\text{NOBr}$
- Aumenta el volumen del recipiente
- Se añade  $\text{NO}$
- Se usa un catalizador

Solución

Aplicando el Principio de Le Chatelier, de forma que el equilibrio se desplaza para contrarrestar la acción externa que se ejerza sobre él

Si la concentración de  $\text{NOBr}$  aumenta, se desplaza  $\Rightarrow$  por lo que aumenta el nº de moles de  $\text{Br}_2$

Si el volumen aumenta, se desplaza hacia donde hay más moles gaseosas  $\Rightarrow$ , por lo que aumenta el nº de moles de  $\text{Br}_2$

Si aumenta la concentración de  $\text{NO}$ , el equilibrio se desplaza hacia la izquierda por lo que disminuye el nº de moles de  $\text{Br}_2$ . Un catalizador no modifica el equilibrio.

26. Una de las reacciones fundamentales para obtener el ácido sulfúrico, compuesto cuya producción suele medir la capacidad industrial de un país, es la siguiente:  $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$ . En esta reacción:

- Un aumento de la presión conduce a una mayor producción de  $\text{SO}_3$ .
- Una vez alcanzado el equilibrio dejan de reaccionar las moléculas de  $\text{SO}_2$  y  $\text{O}_2$  entre sí.
- El valor de  $K_p$  es superior al de  $K_c$  a temperatura ambiente.
- La expresión de la constante de equilibrio en función de las presiones parciales es  $K_p = p^2(\text{SO}_2) \cdot p(\text{O}_2) / p^2(\text{SO}_3)$

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

Solución

a) Al aumentar la presión deberá disminuir el volumen (Ley de Boyle), y el sistema siguiendo el principio de Le Chatelier, deberá evolucionar desplazándose para contrarrestar dicha acción, por lo cual se desplazará hacia la derecha (menor número de moles gaseosas), produciéndose más  $\text{SO}_3$ . Es por lo tanto correcta.

b) La reacción continúa una vez alcanzado el equilibrio, solo se igualan las velocidades de reacción directa e inversa. Es Falsa.

c)  $K_c = K_p(RT)^{-n} = K_p(0,082 \cdot 298)^{-1} = K_p/24$ . Por lo tanto es superior, y correcta.

d) La expresión es incorrecta porque siempre es la presión de los productos partido por la de los reaccionantes.

27. En las reacciones de descomposición suele darse muchas veces el grado de disociación de la sustancia cuya descomposición proporciona el equilibrio, teniendo el mismo significado que poseía en la determinación del factor de Van't Hoff. Así, si en un recipiente de 1 litro, introduces un mol de bromo y calientas hasta 483°C, observando que se disocia el 1% del bromo, dirás que la constante de equilibrio  $K_c$ , vale:

- a)  $2,30 \cdot 10^{-7}$       b)  $4,04 \cdot 10^{-4}$       c)  $3,3 \cdot 10^{-5}$       d)  $6,16 \cdot 10^{-3}$

Solución

$\text{Br}_2 \rightleftharpoons 2\text{Br}$		
n.iniciales	1	
reaccionan	$\alpha$	
n.finales	$(1-\alpha)$	$2\alpha$
concentración mol/L	$\frac{(1-\alpha)}{V}$	$\frac{2\alpha}{V}$

$$K_c = \frac{\left(\frac{2\alpha}{V}\right)^2}{\frac{(1-\alpha)}{V}} = \frac{4\alpha^2}{V(1-\alpha)} = 4,04 \cdot 10^{-4}$$

Si alfa vale 0,01 y  $V=1L$ , sustituyendo en la expresión de  $K_c$ , se obtiene un valor que coincide con el indicado en b.

28\*. En un recipiente vacío, se introducen 5 moles de agua, y 4 de monóxido de carbono. Cuando se establece el equilibrio a 1000C:  $\text{H}_2\text{O} + \text{CO} = \text{H}_2 + \text{CO}_2 + 41,8 \text{ kJ}$ , existen 2 moles de  $\text{CO}_2$ , por lo que entonces dirás que en él:

- a) Hay 2 moles de  $\text{H}_2$ , y otros 2 de  $\text{CO}$   
 b)  $K_c$  vale 0,67 y es igual a  $K_p$   
 c) El equilibrio no es afectado por  $P$ , ni por  $V$   
 d) si  $T > 1000 \text{ K}$ ,  $K_c < 0.6$

Solución

Dado que el número de moles en fase gaseosa es igual a ambos lados del equilibrio, este no se ve afectado por variaciones de  $P$  y  $V$ , y  $K_c = K_p$ . En el equilibrio hay 2 moles de  $\text{CO}$  y otros 2 de hidrógeno como se proponen a, y  $K_c = K_p = 0,67$ , como se indica en b. Si aumenta la temperatura, se supone que se le suministra calor al sistema y puesto que la reacción es exotérmica se desplazara hacia la izquierda, por lo que la concentración de los reaccionantes será mayor y  $K_c$  menor, como se sugiere en d.

$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$				
n.iniciales	4	5		
reaccionan	x	x		
n.finales	4-x	5-x	x	x
	4-2=2	5-2=3	2	2

$$K_c = \frac{2^2}{2 \cdot 3} = 0,67 = K_p$$

29\*. La industria del blanqueado de la ropa, comenzó en Francia en 1789, por iniciativa de Berthelot, que empleaba el llamado ácido muriático oxigenado (ácido hipocloroso), ya que prácticamente hasta el siglo XIX todos los ácidos derivados del cloro, eran muriáticos, pues la palabra latina muria, se aplicó a la sal mariana, de la que se extraían dichos compuestos. Este ácido hipocloroso surge incluso cuando se efectúa la electrólisis del cloruro sódico, a través de la reacción de equilibrio:  $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{L}) = \text{HCl}(\text{ac}) + \text{HClO}(\text{ac})$ . Si queremos producir más ácido hipocloroso, tendremos que:

- a) Aumentar la presión sobre el sistema  
 b) Agregar nitrato de plata  
 c) Echar un poco de sal común  
 d) Diluir el sistema

Solución

El equilibrio solo contiene una sustancia en fase gaseosa, por lo tanto al aumentar la presión, el sistema evolucionará hacia donde hay menos volumen o sea hacia la derecha, produciendo más ácido hipocloroso. Al agregar sal común introduces iones  $\text{Cl}^-$ , que ya existen en los productos ( $\text{HCl}$ ), por lo que el equilibrio se desplazará hacia la izquierda, al contrario que si agregamos  $\text{AgNO}_3$  que al combinarse con el  $\text{HCl}$ , extraerá producto de la disolución, provocando que el equilibrio lo contrarreste, desplazándose hacia la derecha y produciendo más ácido hipocloroso. También se desplaza así el equilibrio al diluir, agregando agua, al sistema en equilibrio, dado que éste lo contrarrestará así.

30. El fosgeno, descubierto por Davy en 1810, recibe su nombre, por haber sido engendrado por acción de la luz sobre cloro y monóxido de carbono. Sin embargo en esta reacción se produce el equilibrio:  $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) = \text{COCl}_2(\text{g})$  podrás decir que:

- a) Si  $P$  aumenta, también lo hace el volumen  $V$
- b)  $K_c$  aumenta si  $P$  disminuye
- c)  $K_p$  disminuye si  $V$  también lo hace
- d)  $K_p$  aumenta, si  $T$  aumenta

Solución

La reacción para producirse necesita de aporte de energía en forma de radiación luminosa, por lo tanto es endotérmica. Si el sistema recibe aporte energético se producirán mas cantidad de productos por lo tanto  $K_c$  aumenta, pero la  $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$ ,  $K_p$  y  $K_c$  son proporcionales, también debe aumentar como se indica en d. La Constante de equilibrio no depende de la  $P$  ni del  $V$ , sólo de la temperatura, por lo tanto b y c son erróneas. Por otra parte  $P$  y  $V$  son inversamente proporcionales, con lo que a también lo es

31. Aunque posiblemente no lo creas el tetraóxido de dinitrógeno, llamado antiguamente peróxido de nitrógeno es sólido a  $-9^\circ\text{C}$  formando unos cristales amarillentos, pero por encima de  $22^\circ\text{C}$ , ya es gas que se encuentra en equilibrio con el dióxido correspondiente. Para determinar la presión parcial de los gases en un sistema en equilibrio, necesitas saber la que ejercen todo el sistema sobre el recipiente que lo contiene y las fracciones molares de los gases, aunque a veces no sea necesario. Así, si en este equilibrio de descomposición del tetraóxido de dinitrógeno en el dióxido correspondiente,  $K_p=0,14$  y la presión parcial del  $\text{NO}_2=0,66$  atm, asegurarás que la presión parcial del tetraóxido de dinitrógeno vale en atmósferas:

- a) 3,1
- b) 4,7
- c) 1
- d) 0,21

Solución

Según lo resuelto aplicando directamente la L.A.M. el valor obtenido coincide con la propuesta a

$$K_p = \frac{p_{\text{NO}_2}^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

$$p_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{p_{\text{NO}_2}^2}{K_p} = \frac{0,66^2}{0,14} = 3,1 \text{ atm}$$

32. La palabra éster, y su catalogación como derivado de un ácido fue creada por Gmelin en 1848. Proviene del alemán Essig (vinagre) y Ather (éter), o sea "éter del vinagre". 14 años después Berthelot, que sería ministro de Educación y de Exteriores de Francia, al realizar la esterificación del ácido acético con etanol encontró que la reacción era bimolecular y que tomando un mol de acético y otro de etanol, obtenía 2/3 moles de agua y quedaba 1/3 de mol de ácido. Si partiera de 2 moles de cada reaccionante, dirás que:

- a) Los productos obtenidos serían los mismos
- b) La constante  $K_c$  de equilibrio vale 4
- c) La constante  $K_p$  es 0
- d) La cantidad final de moles de éster será de 4/9

Solución

Es evidente que  $K_c=4$ . No se puede definir una  $K_p$  dado que el estado de reaccionantes y productos es líquido. La cantidad de moles de acetato de etilo obtenida es 2/3. La única propuesta correcta es la b.

		REACCIONANTES $\rightleftharpoons$ PRODUCTOS		
moles	alcohol	ácido	éster	agua
iniciales	1	1		
reaccionan	x	x		
finales	1-x	1-x	x= 2/3	x=2/3
finales	1/3	1/3	2/3	2/3

33\*. Si 60 g.de n-propanol reaccionan con 60 g.de ácido acético cuando se alcanza el equilibrio, sobra el 40% de cada reactivo, lo que te llevará a afirmar que:

- Han reaccionado  $2,4 \cdot 10^{23}$  moléculas de propanol
- Se produce un éster de peso molecular 102
- Reaccionan 0,6 moles de propanol
- Kc vale 4
- El equilibrio no se modifica con variaciones de presión o de volumen

DATOS: Número de Avogadro= $6,023 \cdot 10^{23} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas: C,12/H,1/O,16

Solución

Dado que las masas molares de los reaccionantes son ambas  $60 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , tendremos 1 mol inicial de cada uno. Como al final quedan 24g o sea 0,4 moles, han reaccionado 0,6 moles de cada uno, como se indica en c, lo que implica  $0,6 \cdot 6 \cdot 10^{23}$  moléculas que no coincide con a. Se produce un éster, el propanoato de etilo cuya masa molar es  $102 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , como se propone en b. Kc no vale 4, y el equilibrio no se ve afectado por variaciones de presión y volumen

		REACCIONANTES $\rightleftharpoons$ PRODUCTOS			
		alcohol	ácido	éster	agua
iniciales/g		60g	60g		
moles iniciales		1	1		
reaccionan		x	x		
finales		1-x	1-x	x	x
finales		24g=0,4mol	24g=0,4mol	x=0,6mol	x=0,6mol

$$K_c = \frac{0,6^2}{0,4^2} = 2,25$$

34\*.El 1 de mayo de 1424, en las puertas de Antequera, se dio "La batalla de los cuernos", ganada por Rodrigo de Narváez a las huestes de Helin Zulema. La victoria fue conseguida quemando cuernos, sebo y pieles, de forma que "el ayre favorable llevó aquel humo de mal olor que produjo la desbandada en los moros". Así se inició el uso de los "gases de guerra", uno de los cuales de nombre Iperita, empleado por los alemanes el 17 de junio de 1917 en el sitio de Iprès, se obtiene a partir del fosgeno  $\text{COCl}_2$ , que también produce al ser respirado, sofoco y hasta la muerte pues se descompone en CO y  $\text{Cl}_2$ , gases altamente venenosos. Si la Kc, para ésta es 0,33 a  $27^\circ\text{C}$  y 1 atm de presión. Dirás que:

- Kp vale 0,01
- El grado de disociación del fosgeno en estas condiciones es 0,94
- La presión parcial del fosgeno es mayor que la del cloro
- La presión parcial del cloro es de 0,49 atm.

Solución

Sólo son correctas la b y la c, según lo desarrollado en los recuadros

		$\text{COCl}_2 \rightleftharpoons \text{CO} + \text{Cl}_2$		
moles		n		
reaccionan		n $\alpha$		
final		n(1- $\alpha$ )	n $\alpha$	n $\alpha$
frac.molar		$\frac{1-\alpha}{1+\alpha}$	$\frac{\alpha}{1+\alpha}$	$\frac{\alpha}{1+\alpha}$
pres.parcial.		$(1-\alpha)P$	$\alpha P$	$\alpha P$
pres.parcial atm		0,030	0,485	0,485

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0,33 (0,082 \cdot 300)^1$$

$$K_p = 8,1$$

$$K_p = \frac{p_{\text{CO}} p_{\text{Cl}_2}}{p_{\text{COCl}_2}} = \frac{P \alpha^2}{(1-\alpha)(1+\alpha)}$$

$$K_p = \frac{P \alpha^2}{1-\alpha^2} = \frac{1 \alpha^2}{1-\alpha^2} = 8,1$$

$$\alpha = 0,94$$

35\*. Si en una vasija de 2 litros se introducen 2 moles de pentacloruro de fósforo (g), se cierra herméticamente y se calienta hasta 500K, aumenta la presión debido a la disociación térmica, en tricloruro de fósforo y cloro, hasta alcanzar en el equilibrio 50 atm. Por todo ello asegurarás que:

- a) El grado de disociación del pentacloruro de fósforo es 0,22
- b)  $K_p$  vale 2,53
- c)  $K_c$  valdrá 102,5
- d) Si la presión se reduce a la mitad, el grado de disociación aumentará.

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

Solución

Se calcula primero en grado de disociación a partir de las condiciones de equilibrio, dadas en el cuadro inferior

$\text{PCl}_5 \rightleftharpoons \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$			
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.	$\left(\frac{1-\alpha}{1+\alpha}\right)P$	$\left(\frac{\alpha}{1+\alpha}\right)P$	$\left(\frac{\alpha}{1+\alpha}\right)P$

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

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

$$50.2 = 2(1+\alpha)0,082.500$$

$$\alpha = 0,22$$

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

$$K_p = \frac{P\alpha^2}{1-\alpha^2} = \frac{50\alpha^2}{1-\alpha^2} = 2,53$$

Cambio de condiciones  $P_2 = 25 \text{ atm}$

$$2,53 = \frac{25\alpha_2^2}{1-\alpha_2^2} \quad \alpha_2 = 0,30$$

$$K_c = K_p(RT)^{-n} = 2,53(0,082 \cdot 500)^{-1} = 0,06$$

Parece lógico que se la presión disminuye, el equilibrio se desplazará hacia donde hay mas volumen, esto es hacia la derecha (2 moles de gases), y por lo tanto alfa debe aumentar, como se comprueba con el cálculo numérico. Solo es incorrecta la propuesta c

36. El pentabromuro de fósforo descubierto por Rose en 1825, se descompone en tribromuro y bromo, similar a como lo hace el pentacloruro de fósforo. Si su grado de disociación es del 29%, a 182°C y 1 atm. Según eso dirás que la presión a la cuál el grado de disociación es del 60%, a dicha temperatura es en atmósferas:

- a) 0,51
- b) 0,16
- c) 1
- d) 0,25

Solución

$\text{PBr}_5 \rightleftharpoons \text{PBr}_3 + \text{Br}_2$			
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.	$\left(\frac{1-\alpha}{1+\alpha}\right)P$	$\left(\frac{\alpha}{1+\alpha}\right)P$	$\left(\frac{\alpha}{1+\alpha}\right)P$

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

$$K_p = \frac{p_{\text{PBr}_3} p_{\text{Br}_2}}{p_{\text{PBr}_5}} = \frac{P\alpha^2}{(1-\alpha)(1+\alpha)}$$

$$K_p = \frac{P\alpha^2}{1-\alpha^2} = \frac{1.0.29^2}{1-0,29^2} = 0,092$$

Cambio de condiciones  $\alpha_2 = 0,6$

$$0,092 = \frac{P_2 0,6^2}{1-0,6^2} \quad P_2 = 0,163 \text{ atm}$$

La propuesta correcta es la b.

37. En 1873, Wurtz, notable químico orgánico, y no sólo, volatilizó en un matraz para densidades de vapor, inventado por Dumas, pentacloruro de fósforo y calculó la densidad del equilibrio de descomposición en tricloruro de fósforo y cloro molecular, a 250°C y 1 atm dando un valor de 2,7g/litro. Con este dato podrás asegurar que el grado de disociación del pentacloruro de fósforo en estas condiciones es:

- a) 0,2      b) 0,4      c) 0,8      d) 1

MASAS ATOMICAS: Cl=35,5/ P=31

Solución

PCl <sub>5</sub> ⇌ PCl <sub>3</sub> + Cl <sub>2</sub>			
n.iniciales	n		
reaccionan	nα		
n.finales	n(1-α)	nα	nα
g finales	208,5n(1-α)	137,5nα	71nα

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

Como  $d=M/V$ , se calcula la masa en el equilibrio, conociendo las masas molares del PCl<sub>5</sub>, PCl<sub>3</sub> y Cl<sub>2</sub>, respectivamente 208,5; 135,7 y 71 g.mol<sup>-1</sup>. Se encuentra una relación n/V, a través del concepto de densidad, y después se compara con el obtenido por aplicación de la ecuación de los gases ideales al estado de equilibrio.

$$d = \frac{m}{V} = \frac{208,5n(1-\alpha) + 137,5n\alpha + 71n\alpha}{V} = 2,7 \text{ g.L}^{-1}$$

$$\frac{n}{V} = \frac{2,7 \text{ g.L}^{-1}}{208,5(1-\alpha) + 137,5\alpha + 71\alpha \text{ g.mol}^{-1}}$$

**α=0,8**

$$PV = n(1+\alpha)RT \quad \frac{n}{V} = \frac{P}{(1+\alpha)RT} = \frac{1 \text{ atm}}{(1+\alpha) \cdot 0,082 \text{ atm.L.K}^{-1}\text{mol}^{-1}}$$

38. Aunque no lo creas el ácido benzoico se descubrió 56 años antes que Faraday lo hiciera con el benceno, nada menos que en 1769, extrayéndolo Scheele de la planta del benjui, de ahí su nombre. Cuando 1 mol de este ácido se mezcla con 3 de etanol, calentando hasta 200°C, se obtiene un equilibrio con el éster formado y agua, de forma que se consume el 87% del ácido. Si reaccionara sólo un mol de benzoico con 4 de etanol, el % de ácido que se consumiría sería del:

- a) 80%      b) 76%      c) 73%      d) 90%

Solución

REACCIONANTES		PRODUCTOS		
ANTES	alcohol	ácido	éster	agua
moles iniciales	3	1		
reaccionan	x	x		
finales	3-x	1-x	x	x
finales	2,13	0,13	0,87	0,87

$$K_c = \frac{0,87^2}{2,13 \cdot 0,13} = 2,733$$

Teniendo en cuenta que el porcentaje de ácido que se consume es lo que reacciona de 100 moles, para un mol, será 0,87=x. A partir de aquí se halla K<sub>c</sub>, y con ella se aplica a otras condiciones como las dadas en el problema. La propuesta correcta es la c.

REACCIONANTES		PRODUCTOS		
Después	alcohol	ácido	éster	agua
moles iniciales	4	1		
reaccionan	x	x		
finales	4-x	1-x	x	x
finales				

$$K_c = \frac{x^2}{(4-x) \cdot (1-x)} = 2,733$$

$$x = 0,73$$

39\*. El monóxido de carbono difiere del dióxido en que es altamente venenoso, porque se combina con la hemoglobina de la sangre, uniéndose para formar un enlace covalente coordinado con el  $Fe^{2+}$ , de aquella, con preferencia al oxígeno, que no es transportado por la sangre, muriéndonos por asfixia interna. Sin embargo tiene la ventaja de que es menos denso que el aire, y que por lo tanto no se acumula en las zonas superficiales en las que respiramos, salvo que estemos en un local cerrado y sin ventilación. En el equilibrio gaseoso que te dan, intervienen ambos óxidos, según la reacción:  $CO + H_2O = H_2 + CO_2$ . Si en el mismo reaccionan un mol de monóxido con otro de agua, formándose la cantidad de hidrógeno suficiente para hidrogenar 19,6 g. de eteno, podrás asegurar que:

- El equilibrio no será afectado por cualquier modificación de presión
- La reacción directa es de segundo orden
- El % de conversión de monóxido en dióxido es del 30%
- La constante de equilibrio  $K_c$  vale 5,44

Solución

	$CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$			
n.iniciales	1	1		
reaccionan	x	x		
n.finales	1-x	1-x	x	x
	0,3	0,3	0,7	0,7
$K_c = \frac{0,7^2}{0,3^2} = 5,44$				

Primero se calculan los moles de hidrógeno necesarios para hidrogenar 19,6 g de eteno =  $19,6 \text{ g} / 28 \text{ g.mol}^{-1} = 0,7$  moles. Dada la estequiometría de la reacción de hidrogenación  $C_2H_4 + H_2 = C_2H_6$ , se necesitarían 0,7 moles de hidrógeno. Con este valor se va a el cuadro del equilibrio, obteniéndose una  $K_c = 5,44$ , como se propone en d. El % de conversión de monóxido en dióxido, es del 70%. Como el número de moles en fase gaseosa de los reaccionantes es igual al de los productos no se verá afectado por cualquier modificación de P. Solo si los coeficientes estequiométricos coinciden con los cinéticos se puede asegurar que la reacción es de segundo orden. En este caso:  $v = k[CO][H_2O]$

40\*. El bromuro de carbonilo  $COBr_2$ , se forma por la acción de la luz sobre una mezcla de vapor de bromo y monóxido de carbono, pero la reacción es reversible. De esa forma si se introducen 2 moles de  $COBr_2$  en un recipiente de 2L y se calienta hasta  $73^\circ C$ . El valor de  $K_c$  para el equilibrio  $COBr_2(g) = CO(g) + Br_2(g)$  es 0,09. Por ello puedes decir que :

- En el equilibrio hay 2,7 moles
- $K_p$  vale 0,032
- El grado de disociación del bromuro de carbonilo en estas condiciones es 0,35
- La presión total sobre el sistema es de 37,9 atmósferas

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

Solución

La suma de moles en equilibrio es 2,7 como se propone en a. También son correctas la c y la d.

	$COBr_2 \rightleftharpoons CO + Br_2$		
n.iniciales	n		
reaccionan	$n\alpha$		
n.finales	$n(1-\alpha)$	$n\alpha$	$n\alpha$
concentración mol/L	$\frac{n(1-\alpha)}{V}$	$\frac{n\alpha}{V}$	$\frac{n\alpha}{V}$
n.finales para $n=2$ $\alpha=0,348$	1,304	0,696	0,696

$$K_c = \frac{\frac{n\alpha}{V} \frac{n\alpha}{V}}{\frac{n(1-\alpha)}{V}} = \frac{n\alpha^2}{V(1-\alpha)} = \frac{2\alpha^2}{2(1-\alpha)} = 0,09$$

$$\alpha = 0,348 \quad PV = n(1+\alpha)RT$$

$$P \cdot 2 = 2(1+0,348) \cdot 0,082 \cdot 343 \quad P = 37,9 \text{ atm}$$

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

$$K_p = 0,09 \cdot (0,082 \cdot 343) = 2,53$$