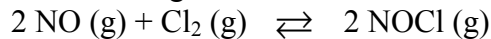


1.- Dado el equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) \quad \Delta H^0 = -92'22 \text{ kJ}$

Justifique la influencia sobre el mismo de:

- Un aumento de la presión total.
- Una disminución de la concentración de N_2 .
- Una disminución de la temperatura.

2.- El cloruro de nitrosilo se forma según la reacción:



El valor de K_c es $4'6 \cdot 10^4$ a 298 K. Cuando se alcanza el equilibrio a esa temperatura, en un matraz de 1'5 litros hay 4'125 moles de NOCl y 0'1125 moles de Cl_2 . Calcule:

- La presión parcial de NO en el equilibrio.
- La presión total del sistema en el equilibrio.

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

3.- El hidrogenosulfuro de amonio, NH_4SH se descompone a temperatura ambiente según:



El valor de K_p es 0'108, a 25 °C. En un recipiente, en el que se ha hecho el vacío, se introduce una muestra de NH_4SH a esa temperatura, calcule:

- La presión total en el equilibrio.
- El valor de K_c a esa temperatura.

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

4.- Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Para una reacción exotérmica, la energía de activación de la reacción directa es menor que la energía de activación de la reacción inversa.
- La velocidad de la reacción no depende de la temperatura.
- La acción de un catalizador no influye en la velocidad de reacción.

5.- En un recipiente de 1 litro de capacidad, en el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 6 g de PCl_5 . Se calienta a 250 °C y se establece el siguiente equilibrio:

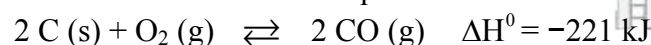


Si la presión total en el equilibrio es 2 atmósferas, calcule:

- El grado de disociación del PCl_5 .
- El valor de la constante K_p a esa temperatura.

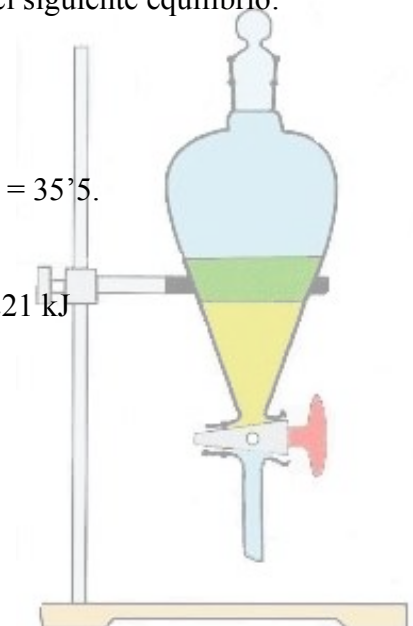
Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: P = 31; Cl = 35'5.

6.- En un recipiente cerrado se establece el equilibrio:



Razone cómo varía la concentración de oxígeno:

- Al añadir C (s).
- Al aumentar el volumen del recipiente.
- Al elevar la temperatura.



EQUILIBRIO QUÍMICO QCA 07 ANDALUCÍA

7.- En un recipiente vacío se introduce cierta cantidad de NaHCO_3 y a 120°C se establece el siguiente equilibrio:

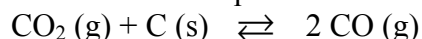


Si la presión en el equilibrio es 1720 mm de Hg, calcule:

- Las presiones parciales de CO_2 y H_2O en el equilibrio.
- Los valores de las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

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

8.- Considérese el siguiente sistema en equilibrio:



- Escriba las expresiones de las constantes K_c y K_p .
- Establezca la relación entre ambas constantes de equilibrio.

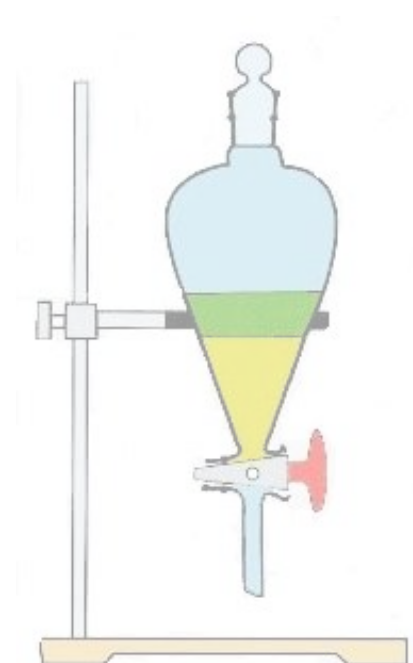
9.- En un matraz, en el que se ha practicado previamente el vacío, se introduce cierta cantidad de NaHCO_3 y se calienta a 100°C . Sabiendo que la presión en el equilibrio es $0,962 \text{ atm}$, calcule:

- La constante K_p para la descomposición del NaHCO_3 , a esa temperatura, según:



- La cantidad de NaHCO_3 descompuesto si el matraz tiene una capacidad de 2 litros.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{Na} = 23$; $\text{C} = 12$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$.



EQUILIBRIO QUÍMICO QCA 07 ANDALUCÍA

1.- El químico francés **Le Châtelier** enunció en 1884 el siguiente principio que permite predecir de forma cualitativa el sentido en el que se verá desplazado un equilibrio cuando se modifican las condiciones de reacción:

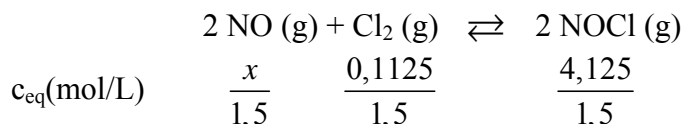
Cuando un sistema en equilibrio es perturbado desde el exterior modificando sus condiciones de concentración, presión, volumen o temperatura, se desplazará en aquel sentido que tienda a contrarrestar dicha perturbación.

Aplicamos este principio al equilibrio del ejercicio



- a) Al aumentar la presión total, el equilibrio se desplaza hacia donde la presión disminuya, es decir hacia donde exista menor número de moles, en este caso hacia la **derecha**.
- b) Si disminuimos desde el exterior la concentración de N_2 , el equilibrio se desplaza hacia donde esta aumente, en este caso hacia la **izquierda**.
- c) Una disminución de temperatura se logra extrayendo calor del sistema, por lo tanto el equilibrio se desplaza hacia donde produzca calor, como la reacción es exotérmica se desplaza hacia la **derecha**.

2.- Si llamamos x al número de moles de NO en el equilibrio, la concentración de cada especie en el equilibrio será



formulamos la constante de equilibrio en función de las concentraciones

$$K_c = \frac{[\text{NOCl}]^2}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]} \quad \text{sustituyendo} \quad 4,6 \cdot 10^4 = \frac{\left(\frac{4,125}{1,5}\right)^2}{\left(\frac{x}{1,5}\right)^2 \cdot \frac{0,1125}{1,5}}$$

despejamos

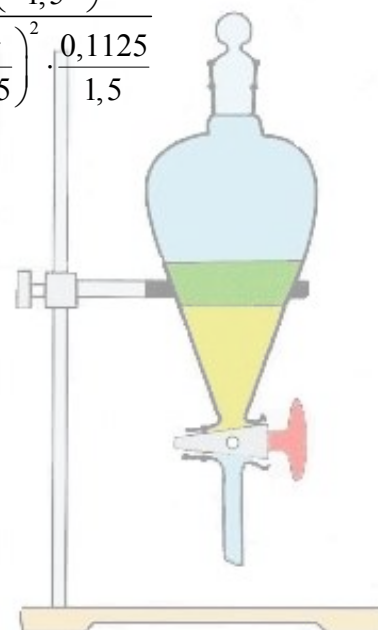
$$x = 0,0703 \text{ mol NO}$$

a) Calculamos la presión parcial de NO en el equilibrio

$$P_{\text{NO}} = \frac{n_{\text{NO}}RT}{V} = 1,14 \text{ atm}$$

b) Calculamos el número total de moles en el equilibrio

$$n_T = n_{\text{NO}} + n_{\text{Cl}_2} + n_{\text{NOCl}} = 4,3078 \text{ mol}$$

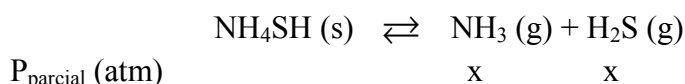


EQUILIBRIO QUÍMICO QCA 07 ANDALUCÍA

2.- b) (continuación) Calculamos la presión total en el equilibrio

$$P_T = \frac{n_T RT}{V} = 70,17 \text{ atm}$$

3.- Si llamamos x a la presión parcial de NH_3 en el equilibrio, las presiones parciales de cada especie en el equilibrio serán



las presiones parciales de los dos productos son iguales porque su número de moles en el equilibrio también lo es. Plantemos la K_p

$$K_p = P_{\text{NH}_3} \cdot P_{\text{H}_2\text{S}} \quad \text{sustituyendo} \quad 0,108 = x^2$$

$$x = \sqrt{0,108} = 0,33 \text{ atm}$$

a) Calculamos la presión total en el equilibrio

$$P_T = P_{\text{NH}_3} + P_{\text{H}_2\text{S}} = 0,66 \text{ atm}$$

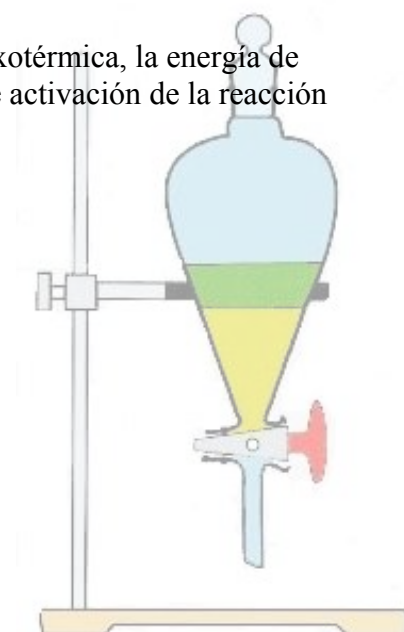
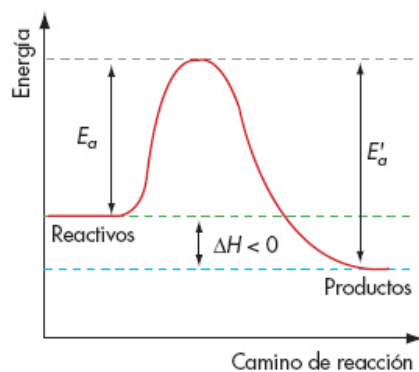
b) La expresión que relaciona ambas constantes es

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

como $\Delta n = 1$, despejamos y sustituimos

$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = 4,42 \cdot 10^{-3}$$

4.- a) Como se ve en el diagrama entálpico de una reacción exotérmica, la energía de activación de la reacción directa E_a es menor que la energía de activación de la reacción inversa E'_a , por lo tanto la afirmación es verdadera.



EQUILIBRIO QUÍMICO QCA 07 ANDALUCÍA

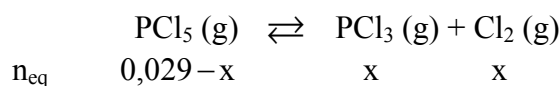
4.- b) Esta afirmación es falsa, de forma casi general, la velocidad de las reacciones químicas aumenta mucho con la temperatura. Fue **Van't Hoff** quien comprobó que la velocidad se duplicaba, aproximadamente, cuando la temperatura subía 10 °C.

c) Un catalizador es una sustancia que se caracteriza, entre otras cosas, por aumentar mucho la velocidad de la reacción que cataliza, sin consumirse, incluso estando presente en muy pequeña cantidad. En consecuencia la afirmación es falsa.

5.- Calculamos el número de moles iniciales de pentacloruro de fósforo (Mm $\text{PCl}_5 = 208,5 \text{ g/mol}$)

$$n_0 = \frac{m}{Mm} = \frac{6 \text{ g}}{208,5 \text{ g mol}^{-1}} = 0,029 \text{ mol}$$

Si llamamos x al número de moles de PCl_5 que se disocian, el número de moles de cada especie en el equilibrio será



el número total de moles en el equilibrio será

$$n_T = 0,029 - x + x + x = 0,029 + x$$

usamos la ecuación general de los gases ideales $P_T V = n_T RT$ sustituyendo

$$2 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L} = (0,029 + x) \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 478 \text{ K}$$

$$x = 0,022 \text{ mol}$$

a) El grado de disociación es la fracción de mol de pentacloruro de fósforo que se disocia

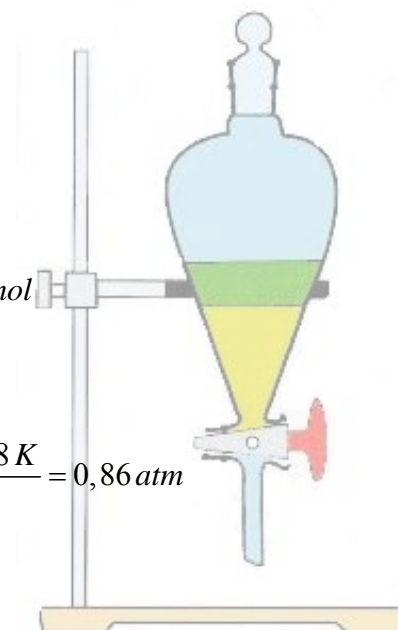
$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{0,022 \text{ mol}}{0,029 \text{ mol}} = 0,76$$

b) Calculamos el número de moles de PCl_5 en el equilibrio

$$n_{\text{PCl}_5} = n_0 - x = 0,029 - 0,022 = 0,007 \text{ mol}$$

calculamos las presiones parciales de las tres especies

$$P_{\text{PCl}_3} = P_{\text{Cl}_2} = \frac{0,022 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 478 \text{ K}}{1 \text{ L}} = 0,86 \text{ atm}$$



EQUILIBRIO QUÍMICO QCA 07 ANDALUCÍA

5.- b) (continuación)

$$P_{PCl_3} = \frac{0,007 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 478 \text{ K}}{1 \text{ L}} = 0,27 \text{ atm}$$

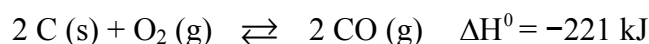
calculamos K_p

$$K_p = \frac{P_{PCl_3} \cdot P_{Cl_2}}{P_{PCl_5}} = \frac{0,86^2}{0,27} = 2,74$$

6.- El químico francés **Le Châtelier** enunció en 1884 el siguiente principio que permite predecir de forma cualitativa el sentido en el que se verá desplazado un equilibrio cuando se modifican las condiciones de reacción:

Cuando un sistema en equilibrio es perturbado desde el exterior modificando sus condiciones de concentración, presión, volumen o temperatura, se desplazará en aquel sentido que tienda a contrarrestar dicha perturbación.

Aplicamos este principio al equilibrio del ejercicio



a) En este ejercicio el equilibrio es heterogéneo, lo que significa que el equilibrio se establece entre los compuestos gaseosos, por lo tanto añadir carbono sólido (que no participa en el equilibrio) no es una perturbación, con lo cual la concentración de oxígeno **no varía**.

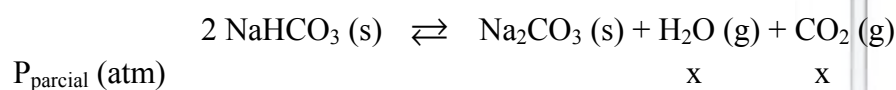
b) Al aumentar el volumen del recipiente, disminuye la presión y el equilibrio se desplaza en el sentido en el que haya mayor número de moles (de gases), es decir a la derecha, con lo que **disminuye** la concentración de oxígeno.

c) Elevar la temperatura significa comunicar calor al sistema y este se desplaza en el sentido en el que absorbe calor, como la reacción es exotérmica, lo hará hacia la izquierda **aumentando** la concentración de oxígeno.

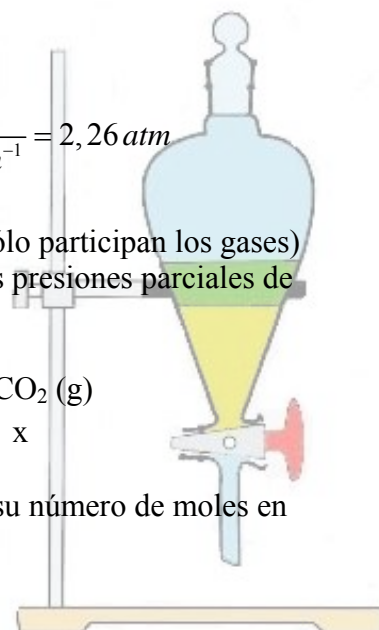
7.- Expresamos los datos del problema en unidades coherentes

$$T = 120^\circ \text{C} + 273 = 393 \text{ K} \quad P_T = \frac{1720 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg atm}^{-1}} = 2,26 \text{ atm}$$

Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo (sólo participan los gases) y llamamos x a la presión parcial de H_2O (g) en el equilibrio, las presiones parciales de cada especie en el equilibrio serán



las presiones parciales de los dos productos son iguales porque su número de moles en el equilibrio también lo es.



Fco. González Funes

EQUILIBRIO QUÍMICO QCA 07 ANDALUCÍA

7.- a) La presión total es la suma de las presiones parciales

$$P_T = P_{H_2O} + P_{CO_2} \quad \text{sustituyendo} \quad 2,26 = 2x$$

$$P_{H_2O} = P_{CO_2} = x = 1,13 \text{ atm}$$

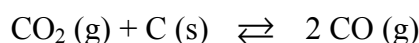
b) Calculamos K_p

$$K_p = P_{H_2O} \cdot P_{CO_2} = 1,13^2 = 1,277$$

para calcular K_c tenemos en cuenta que $\Delta n = 2$

$$K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} = \frac{1,277}{(0,082 \cdot 393)^2} = 1,23 \cdot 10^{-3}$$

8.- Para el siguiente equilibrio



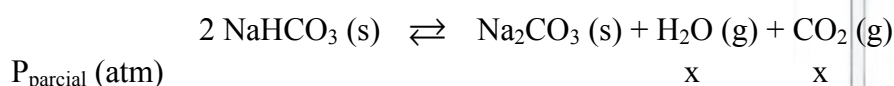
a) Las expresiones de las constantes K_c y K_p son las siguientes

$$K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]} \quad K_p = \frac{P_{CO}^2}{P_{CO_2}}$$

b) La expresión que relaciona a ambas constantes es $K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n}$, para este equilibrio heterogéneo (solo intervienen los gases) $\Delta n = 1$, sustituyendo obtenemos

$$K_p = K_c \cdot (RT)$$

9.- Teniendo en cuenta que se trata de un equilibrio heterogéneo (sólo participan los gases) y llamamos x a la presión parcial de $H_2O (g)$ en el equilibrio, las presiones parciales de cada especie en el equilibrio serán

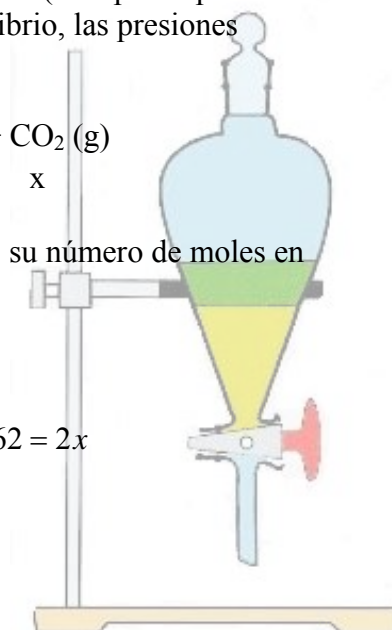


las presiones parciales de los dos productos son iguales porque su número de moles en el equilibrio también lo es.

a) La presión total es la suma de las presiones parciales

$$P_T = P_{H_2O} + P_{CO_2} \quad \text{sustituyendo} \quad 0,962 = 2x$$

$$P_{H_2O} = P_{CO_2} = x = 0,481 \text{ atm}$$



EQUILIBRIO QUÍMICO QCA 07 ANDALUCÍA

9.- a) (continuación) Calculamos K_p

$$K_p = P_{H_2O} \cdot P_{CO_2} = 0,481^2 = 0,23$$

b) Calculamos los moles de agua

$$n_{H_2O} = \frac{P_{H_2O} \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,481 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 373 \text{ K}} = 0,03 \text{ mol}$$

establecemos la proporción con la reacción ajustada para calcular los moles de NaHCO_3 consumidos

$$\frac{1 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } NaHCO_3} = \frac{0,03 \text{ mol } H_2O}{x} \quad x = 0,06 \text{ mol } NaHCO_3$$

Calculamos los gramos consumidos ($M_m \text{ NaHCO}_3 = 84 \text{ g/mol}$)

$$m = n \cdot M_m = 0,06 \text{ mol} \cdot 84 \text{ g mol}^{-1} = 5,04 \text{ g}$$

