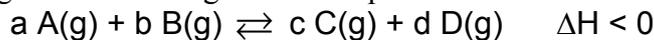
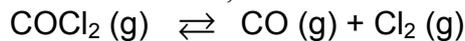


1.- Considere el siguiente sistema general en equilibrio:



- a) Indique razonadamente en qué caso son iguales los valores de las constantes K_c y K_p .
- b) Justifique cómo afectará al sistema la continua eliminación del producto C formado.
- c) Razone cómo afectará al sistema una disminución de la temperatura manteniendo el volumen constante.

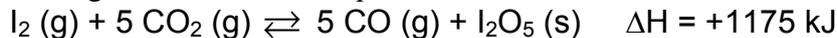
2.- En un matraz de 2 L en el que se ha practicado previamente el vacío, se introducen 0,40 moles de COCl_2 y se calienta a 900°C , estableciéndose el siguiente equilibrio:



Sabiendo que a esa temperatura el valor de K_c es de 0,083, calcule:

- a) Las concentraciones de cada una de las especies en el equilibrio.
- b) El grado de disociación del fosgeno en esas condiciones.

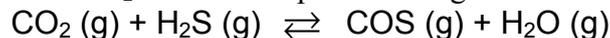
3.- Considere el siguiente sistema en equilibrio:



Justifique el efecto que tendrá sobre los parámetros que se indican el cambio que se propone:

Cambio	Efecto sobre
a) Aumento de la temperatura	K_c
b) Adición de $\text{I}_2\text{O}_5(s)$	Cantidad de I_2
c) Aumento de la presión	Cantidad de CO

4.- El CO_2 reacciona con el H_2S a altas temperaturas según:



Se introducen 4,4 g de CO_2 en un recipiente de 2,5 litros, a 337°C , y una cantidad suficiente de H_2S para que, una vez alcanzado el equilibrio, la presión total sea de 10 atm. En la mezcla en equilibrio hay 0,01 mol de agua. Calcule:

- a) El número de moles de cada una de las especies en equilibrio.
- b) El valor e las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

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

5.- Para el proceso: $2 \text{NO}(g) + 2 \text{H}_2(g) \rightarrow \text{N}_2(g) + 2 \text{H}_2\text{O}(g)$

La ecuación de la velocidad es $v = k \cdot [\text{NO}_2]^2 \cdot [\text{H}_2]$.

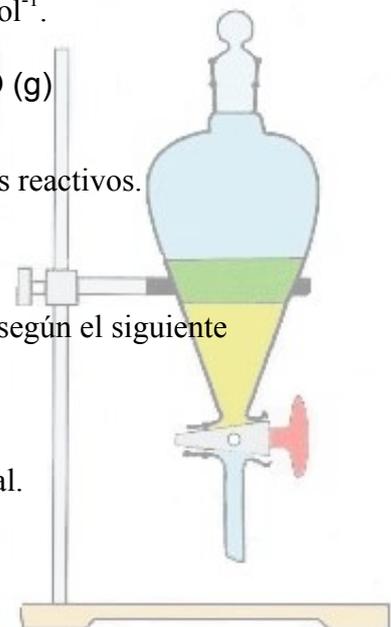
- a) Indique el orden de la reacción con respecto a cada uno de los reactivos.
- b) ¿Cuál es el orden total de reacción?
- c) Deduzca las unidades de la constante de velocidad.

6.- A 30°C y 1 atm el N_2O_4 se encuentra disociado en un 20 % según el siguiente equilibrio: $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(g)$

Calcule:

- a) El valor de las constantes K_p y K_c , a esa temperatura.
- b) El porcentaje de disociación a 30°C y 0,1 atm de presión total.

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



EQUILIBRIO QCA 09 ANDALUCÍA

7.- Escriba la expresión de la constante K_c para cada uno de los siguientes equilibrios:

- a) $2 \text{H}_2\text{O} (\text{g}) + 2 \text{SO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{S} (\text{g}) + 3 \text{O}_2 (\text{g})$
- b) $2 \text{HBr} (\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2 (\text{g}) + \text{Br}_2 (\text{l})$
- c) $\text{CaCO}_3 (\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$

8.- El proceso Deacon tiene lugar según: $4 \text{HCl} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$

A 390°C se mezclan 0,080 moles de HCl y 0,100 moles de O_2 y cuando se establece el equilibrio hay 0,034 moles de Cl_2 y la presión total es de 1 atm. Calcule:

- a) La constante K_p a esa temperatura.
- b) El volumen del recipiente que contiene la mezcla.

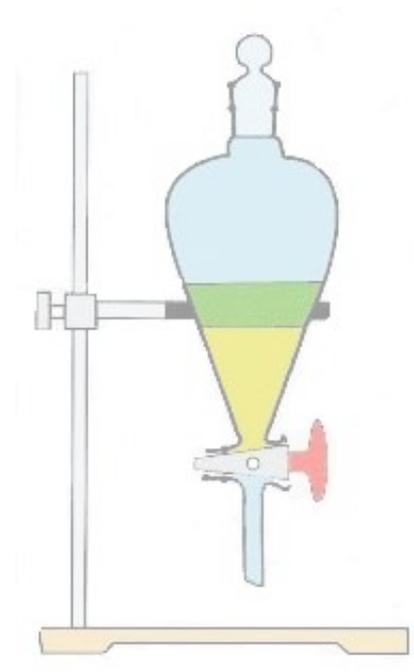
Dato: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

9.- En un recipiente de 2 L de capacidad, En el que previamente se ha hecho el vacío, se introducen 2 moles de CuO . Se cierra el recipiente, se calienta a 1024°C y se establece el equilibrio: $4 \text{CuO} (\text{s}) \rightleftharpoons 2 \text{Cu}_2\text{O} (\text{s}) + \text{O}_2 (\text{g})$

Sabiendo que el valor de K_p es 0,49 a esa temperatura, calcule:

- a) La concentración molar de oxígeno en el equilibrio.
- b) Los gramos de CuO que hay en el equilibrio.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{Cu} = 63,5$; $\text{O} = 16$.



EQUILIBRIO QCA 09 ANDALUCÍA

1.- a) En equilibrios en fase gaseosa la relación entre K_p y K_c viene dada por la expresión

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

los valores de las constantes K_c y K_p serán iguales cuando la variación del número de moles en el equilibrio sea cero

$$\Delta n = (c + d) - (a + b) = 0$$

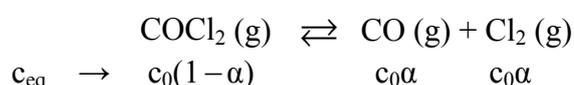
b) El principio de **Le Châtelier** establece que cuando un sistema en equilibrio es perturbado desde el exterior modificando sus condiciones, se desplazará en el sentido que tienda a contrarrestar dicha perturbación, en consecuencia al retirar C, el equilibrio se desplazará en el sentido de su formación, es decir hacia la derecha.

c) Como vemos en el enunciado, se trata de una reacción exotérmica, es decir, desprende calor hacia la derecha. Al enfriar (retirar calor), el equilibrio se desplazará en el sentido de su formación, es decir hacia la derecha.

2.- a) y b) $V = 2 \text{ L}$; $K_c = 0,083$. Calculamos primero la concentración molar inicial

$$c_0 = \frac{0,4 \text{ mol}}{2 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$$

usando el concepto de grado de disociación podemos formular las concentraciones de cada especie en el equilibrio de la siguiente manera



$$K_c = \frac{[\text{CO}(\text{g})][\text{Cl}_2(\text{g})]}{[\text{COCl}_2(\text{g})]} = \frac{c_0\alpha^2}{1-\alpha}$$

sustituyendo obtenemos

$$0,083 = \frac{0,2\alpha^2}{1-\alpha}$$

resolviendo la ecuación de segundo grado y tomando el resultado positivo, obtenemos

$$\alpha = 0,47$$

calculamos la concentración de cada especie en el equilibrio

$$[\text{COCl}_2] = c_0(1-\alpha) = 0,106 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = c_0\alpha = 0,094 \text{ mol L}^{-1}$$



EQUILIBRIO QCA 09 ANDALUCÍA

3.- a) La constante de equilibrio viene dada por la expresión

$$K_c = \frac{[CO(g)]^5}{[I_2(g)][CO_2(g)]^5}$$

Al introducir calor para elevar la temperatura, como el equilibrio es endotérmico este se desplazará hacia donde absorbe calor, es decir, hacia la derecha aumentando la concentración de CO y disminuyendo las concentraciones de I₂ y de CO₂, con lo cual K_c aumenta.

b) Añadir I₂O₅ no tiene ninguna influencia sobre la cantidad de I₂ ya que al ser sólido, no interviene en el equilibrio gaseoso y como vemos en el apartado anterior, tampoco interviene en la expresión de la constante de equilibrio.

c) Al aumentar la presión, el equilibrio gaseoso, para contrarrestar dicho aumento, se desplaza hacia donde haya menor número de moles de gas, en este caso hacia la derecha (el I₂O₅ no cuenta ya que es sólido). En consecuencia, la cantidad de CO aumentará.

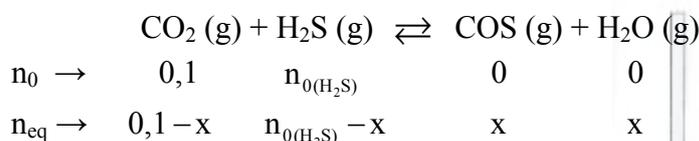
4.- a) Calculamos los moles iniciales de CO₂

$$n_{0(CO_2)} = \frac{m}{Mm} = \frac{4,4 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} = 0,1 \text{ mol}$$

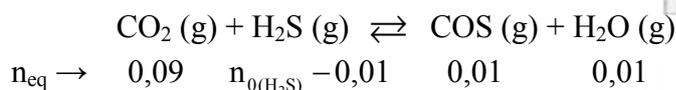
calculamos el número de moles totales en el equilibrio

$$n_{T_{eq}} = \frac{P_{T_{eq}} V}{RT} = \frac{10 \text{ atm} \cdot 2,5 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 610 \text{ K}} = 0,5 \text{ mol}$$

si llamamos x al número de moles de CO₂ que reaccionan y teniendo en cuenta que no conocemos los moles iniciales de H₂S, podemos formular los moles de cada especie en el equilibrio de la siguiente manera

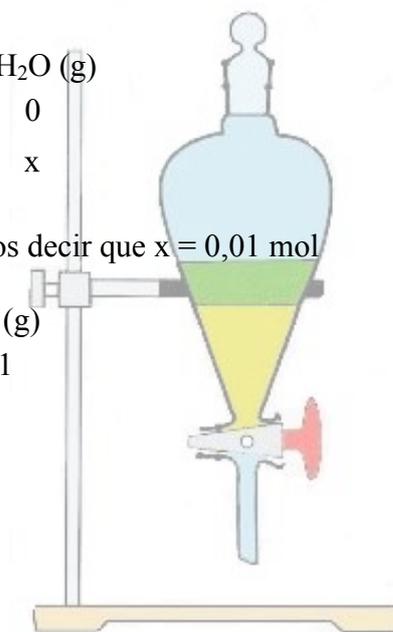


como en la mezcla en equilibrio hay 0,01 mol de agua, podemos decir que $x = 0,01 \text{ mol}$



sumando obtenemos los moles totales en el equilibrio

$$n_{T_{eq}} = 0,1 \text{ mol} + n_{0(H_2S)}$$



EQUILIBRIO QCA 09 ANDALUCÍA

4.- a) (continuación) igualamos esta expresión con los moles totales en el equilibrio calculados anteriormente

$$0,5 \text{ mol} = 0,1 \text{ mol} + n_{0(H_2S)} \quad n_{0(H_2S)} = 0,4 \text{ mol}$$

con lo que el número de moles de cada especie en el equilibrio es

$$n_{CO_2} = 0,09 \text{ mol} \quad n_{H_2S} = 0,4 - 0,01 = 0,39 \text{ mol} \quad n_{CO} = n_{H_2O} = 0,01 \text{ mol}$$

b) La constante de este equilibrio en función de las concentraciones molares la podemos expresar

$$K_c = \frac{\frac{n_{CO}}{V} \frac{n_{H_2O}}{V}}{\frac{n_{CO_2}}{V} \frac{n_{H_2S}}{V}} = \frac{n_{CO} \cdot n_{H_2O}}{n_{CO_2} \cdot n_{H_2S}} = \frac{0,01^2}{0,09 \cdot 0,39} = 2,85 \cdot 10^{-3}$$

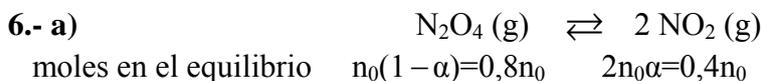
la relación entre K_p y K_c viene dada por la expresión $K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$ como $\Delta n = 0$,
 $K_p = K_c$.

5.- a) El orden parcial de un reactivo es el exponente al que se encuentra elevada su concentración en la ecuación de la velocidad, por lo tanto la reacción es de segundo orden con respecto al NO y de primer orden con respecto al H_2

b) El orden total es la suma de los órdenes de cada uno de los reactivos, en consecuencia es 3.

c) Las unidades en que se mide la velocidad de reacción son $\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

$$k = \frac{v}{[NO]^2 [H_2]} = \frac{\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}}{\text{mol}^2 \text{ L}^{-2} \text{ mol L}^{-1}} = \text{mol}^{-2} \text{ L}^2 \text{ s}^{-1}$$

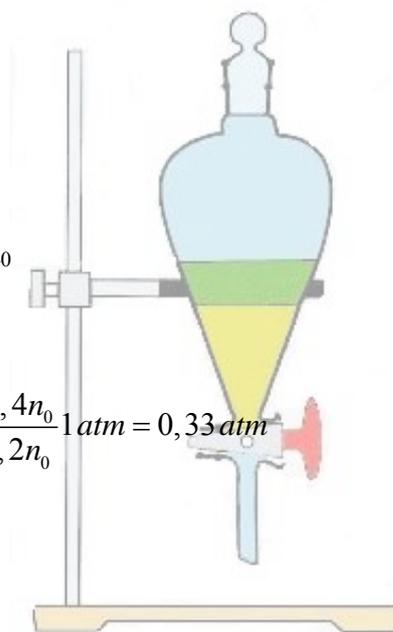


el número total de moles en el equilibrio será la suma

$$n_T = n_0(1-\alpha) + 2n_0\alpha = n_0(1+\alpha) = 1,2n_0$$

calculamos las presiones parciales de cada gas

$$P_{N_2O_4} = \frac{n_{N_2O_4}}{n_T} P_T = \frac{0,8n_0}{1,2n_0} 1 \text{ atm} = 0,67 \text{ atm} \quad P_{NO_2} = \frac{n_{NO_2}}{n_T} P_T = \frac{0,4n_0}{1,2n_0} 1 \text{ atm} = 0,33 \text{ atm}$$



EQUILIBRIO QCA 09 ANDALUCÍA

6.- a) (continuación) calculamos las constantes de equilibrio $\Delta n = 1$

$$K_P = \frac{(P_{NO_2})^2}{P_{N_2O_4}} = 0,16 \quad K_C = \frac{K_P}{(RT)^{\Delta n}} = 6,4 \cdot 10^{-3}$$

b) Al no cambiar la temperatura las constantes siguen siendo las mismas, pero no el grado de disociación

$$P_{N_2O_4} = \frac{n_{N_2O_4}}{n_T} P_T = \frac{1-\alpha}{1+\alpha} P_T \quad P_{NO_2} = \frac{n_{NO_2}}{n_T} P_T = \frac{2\alpha}{1+\alpha} P_T$$

$$K_P = \frac{(P_{NO_2})^2}{P_{N_2O_4}} = \frac{4\alpha^2}{1-\alpha^2} P_T \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_P}{4 \cdot P_T + K_P}} = 0,54 \quad (54\%)$$

Al disminuir la presión, según el principio de **Le Chatelier**, el equilibrio se desplaza hacia el mayor número de moles, en este caso hacia la derecha con lo que α aumenta, tal y como expresa el resultado anterior.

7.- a) $2 H_2O (g) + 2 SO_2 (g) \rightleftharpoons 2 H_2S (g) + 3 O_2 (g)$

$$K_c = \frac{[H_2S]^2 [O_2]^3}{[H_2O]^2 [SO_2]^2}$$

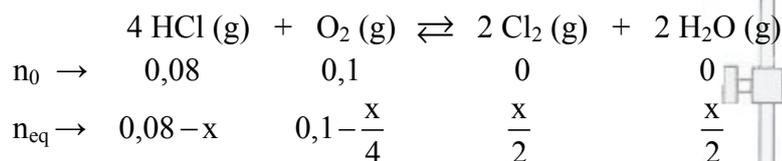
b) $2 HBr (g) \rightleftharpoons H_2 (g) + Br_2 (l)$

$$K_c = \frac{[H_2]}{[HBr]^2}$$

c) $CaCO_3 (s) \rightleftharpoons CaO (s) + CO_2 (g)$

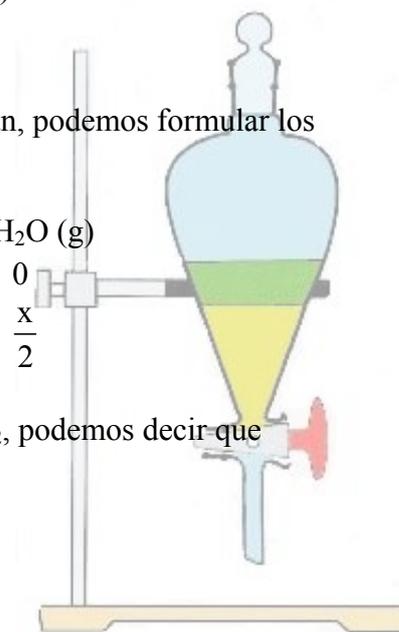
$$K_c = [CO_2]$$

8.- a) si llamamos x al número de moles de HCl que reaccionan, podemos formular los moles de cada especie en el equilibrio de la siguiente manera



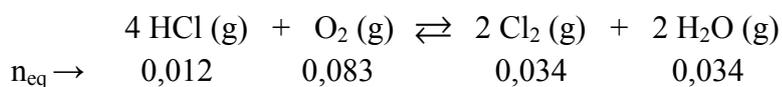
como cuando se establece el equilibrio hay 0,034 moles de Cl_2 , podemos decir que

$$\frac{x}{2} = 0,034 \text{ mol} \quad x = 0,068 \text{ mol}$$



EQUILIBRIO QCA 09 ANDALUCÍA

8.- a) (continuación) por lo tanto



el número total de moles en el equilibrio es la suma de todos $n_T = 0,163 \text{ mol}$, calculamos las presiones parciales de cada especie en el equilibrio

$$P_{\text{HCl}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{n_{T \text{ eq}}} P_{T \text{ eq}} = \frac{0,012 \text{ mol}}{0,163 \text{ mol}} \cdot 1 \text{ atm} = 0,074 \text{ atm}$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{T \text{ eq}}} P_{T \text{ eq}} = \frac{0,083 \text{ mol}}{0,163 \text{ mol}} \cdot 1 \text{ atm} = 0,509 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{T \text{ eq}}} P_{T \text{ eq}} = \frac{0,034 \text{ mol}}{0,163 \text{ mol}} \cdot 1 \text{ atm} = 0,208 \text{ atm}$$

calculamos la constante en función de las presiones parciales

$$K_p = \frac{P_{\text{Cl}_2}^2 \cdot P_{\text{H}_2\text{O}}^2}{P_{\text{HCl}}^4 \cdot P_{\text{O}_2}} = 122,6$$

b) Para calcular el volumen del recipiente, recurrimos a la ecuación general de los gases ideales, teniendo en cuenta que la temperatura es de $390 \text{ }^\circ\text{C}$ (663 K)

$$V = \frac{n_T RT}{P_T} = \frac{0,163 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 663 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 8,86 \text{ L}$$

9.- a) $T = 1297 \text{ K}$ $4 \text{ CuO (s)} \rightleftharpoons 2 \text{ Cu}_2\text{O (s)} + \text{ O}_2 \text{ (g)}$

la constante de este equilibrio en función de las presiones parciales es

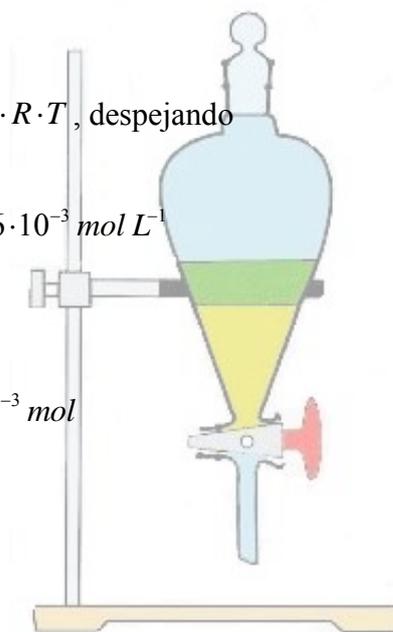
$$K_p = P_{\text{O}_2} = 0,49 \text{ atm}$$

la presión parcial de O_2 viene dada por la expresión $P_{\text{O}_2} = [\text{O}_2] \cdot R \cdot T$, despejando

$$[\text{O}_2] = \frac{P_{\text{O}_2}}{R \cdot T} = \frac{0,49 \text{ atm}}{0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 1297 \text{ K}} = 4,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

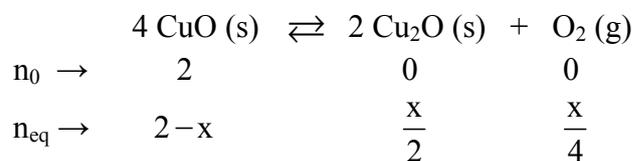
b) Calculamos el número de moles de O_2 en el equilibrio

$$n_{\text{O}_2} = M \cdot V = 4,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \cdot 2 \text{ L} = 9,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



EQUILIBRIO QCA 09 ANDALUCÍA

9.- b) (continuación) si llamamos x al número de moles de CuO que reaccionan, podemos formular los moles de cada especie en el equilibrio de la siguiente manera



como cuando se establece el equilibrio hay $9,2 \cdot 10^{-3}$ moles de O_2 , podemos decir que

$$\frac{x}{4} = 9,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \quad x = 0,037 \text{ mol}$$

e número de moles de CuO en el equilibrio será

$$n_{\text{CuO}} = 2 - x = 1,963 \text{ mol}$$

calculamos los gramos de CuO ($M_m = 79,5 \text{ g mol}^{-1}$)

$$m = n \cdot M_m = 1,963 \text{ mol} \cdot 79,5 \text{ g mol}^{-1} = 156 \text{ g}$$

