

## PROBLEMAS VISUALES DE QUÍMICA 4

### Problema 1.



Te dan el montaje de la figura, disponiendo en el tubo de ensayo horizontal  $10\text{cm}^3$  de ácido nítrico 6N y 2 g de Cu. Al cabo de un momento se recoge en el tubo de ensayo invertido, una mezcla de gases ( $\text{NO}$  y  $\text{NO}_2$ ), mientras que en el tubo de ensayo la disolución aparece verdosa por producirse nitrato de cobre (II). La temperatura externa es  $18^\circ\text{C}$  y la presión externa es  $750\text{mmHg}$  y la presión del vapor de agua a esa temperatura es  $15,5\text{mmHg}$ .

Determina:

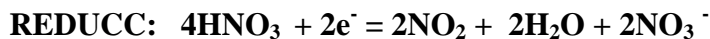
- El tipo de reacción que ha tenido lugar
- Ajústala por el método ion-electrón,
- Cuál es el reactivo limitante
- El volumen teórico de gas obtenido en estas condiciones, y recogido sobre agua

DATOS.

Masas atómicas:  $\text{N}=14,0$   $\text{O}=16,0$ ;  $\text{Cu}=63,6$ .  $R=0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$

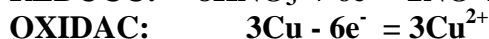
SOLUCIÓN:

El doble ajuste redox implica:

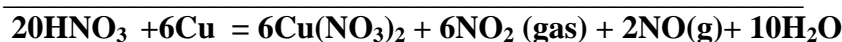
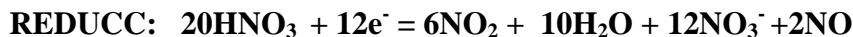


Las burbujas marrones proceden del  $\text{NO}_2(\text{g})$ . Posiblemente las burbujitas más finas que se observan puedan proceder de la producción de óxido de nitrógeno(II), incoloro, menos soluble en el agua.

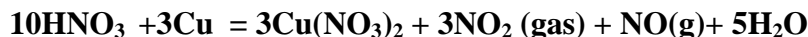
Simultáneamente se produce el siguiente proceso redox:



Multiplicando el primer proceso por 3, para que el número de electrones perdidos y ganados en ambos sea el mismo y sumándolos por semirreacciones sería:



De lo que simplificando sería:



Partimos de  $10 \text{ cm}^3$  de ácido nítrico  $6\text{N}$  y  $2 \text{ g}$  de  $\text{Cu}$ , lo que implica y dado que la normalidad es equivalente a la molaridad  $n_{\text{HNO}_3} = 15 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1\text{L}}{1000\text{cm}^3} \cdot 6 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 0,09 \text{ mol}$  y  $n_{\text{Cu}} = \frac{2\text{g}}{63,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,031 \text{ mol}$ .

Como la relación molar es de 10 de nítrico a 3 de cobre, los 0,09 moles de ácido nítrico, el reactivo limitante es el ácido nítrico ya que los 0,09 moles,

consumirían:  $0,09 \text{ mol de a. nítrico} \cdot \frac{3 \text{ mol de cobre}}{10 \text{ mol de a. nítrico}} = 0,027 \text{ mol de cobre}$ , sobrando  $0,031 -$

$0,027 = 0,004$  moles de  $\text{Cu}$ .

Los 0,09 moles de ácido nítrico producirán:

$0,09 \text{ mol de a. nítrico} \cdot \frac{4 \text{ mol de gas}}{10 \text{ mol de a. nítrico}} = 0,036 \text{ mol de gases}$ , que ocuparán un

$$\text{volumen: } V = \frac{0,036 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (273 + 18) \text{K}}{(750 - 15,5) \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}} = 0,89 \text{ L}$$

Problema 2

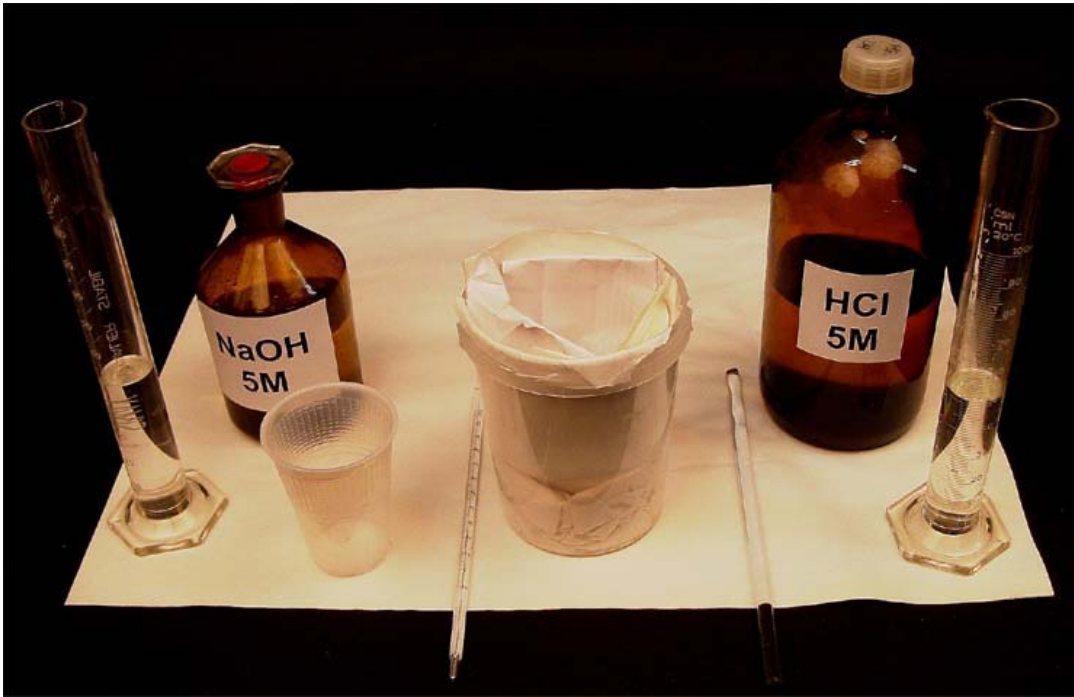


Foto 1

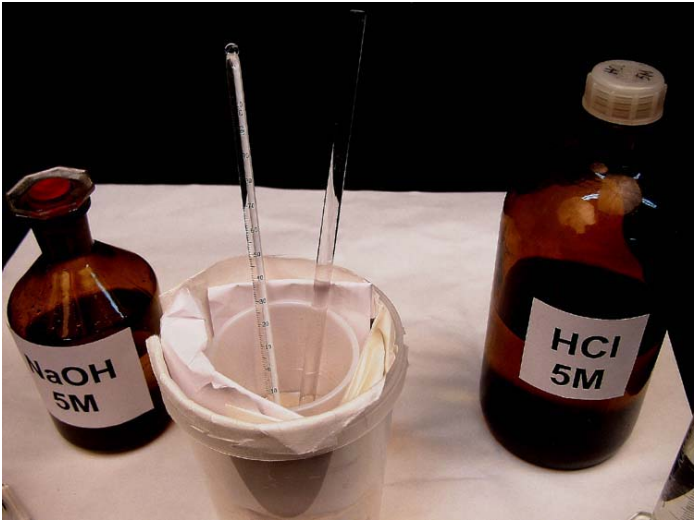


Foto 2

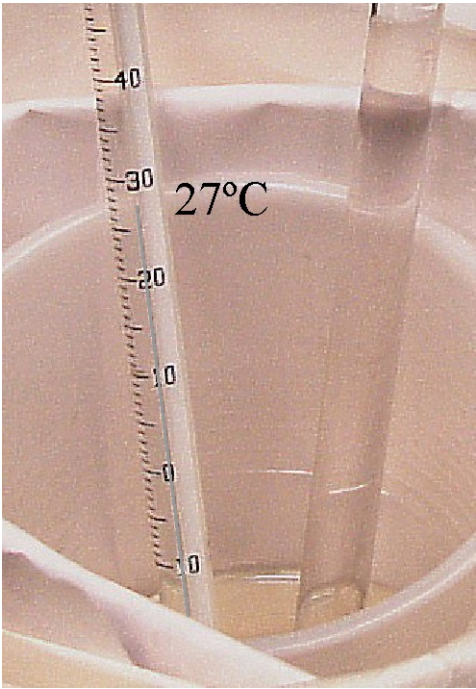


Foto 2(ampliación)



Foto 3

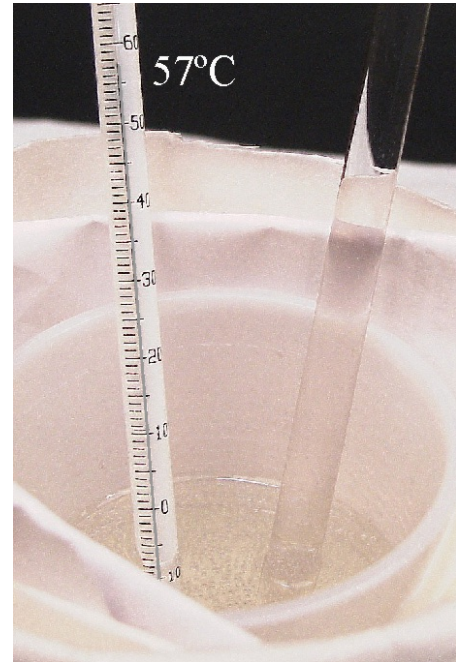


Foto 3(ampliación)

Neutralización designa en Química la reacción entre un ácido y una base para formar la sal del ácido y agua. Esta reacción es exotérmica. El calor de neutralización es la diferencia de entalpía entre los productos de la reacción y los reactivos. En este experimento se mide, de forma aproximada, el calor de neutralización entre un ácido fuerte (clorhídrico) y una base fuerte (hidróxido de sodio).

En la fotografía 1 están dispuestos, los reactivos que son dos disoluciones: una de ácido clorhídrico 5 M y la otra hidróxido de sodio 5 M, dos probetas de vidrio, termómetro, una varilla para agitar y un calorímetro formado por dos vasos separados entre sí por papel que hace de aislante. En una de las probetas se han medido  $50 \text{ cm}^3$  del ácido y en la otra  $50 \text{ cm}^3$  de la base.

En la fotografía 2 se ha vertido la disolución del ácido en el calorímetro y dentro de ella se coloca el termómetro y la varilla de agitar. La temperatura indicada es la temperatura inicial. A continuación se añaden los  $50 \text{ cm}^3$  de hidróxido de sodio, se agita y casi de inmediato se observa que la temperatura aumenta hasta un determinado valor que es el que se indica en la fotografía, esta es la temperatura final.

La reacción de neutralización es muy rápida y el calor desprendido en ella es absorbido por la disolución acuosa de cloruro de sodio, el termómetro, el agitador y el calorímetro y algo que se desprende en forma de radiación. Nosotros solamente evaluamos el calor que absorbe la disolución, por tanto, el calor real de la disolución es mayor en valor absoluto que el medido por nosotros, debido a que los otros componentes del proceso absorben calor.

Datos masas atómicas,  $\text{H} = 1$ ,  $\text{Na} = 23$ ,  $\text{O} = 16$ ,  $\text{Cl} = 35,5$

Densidad de la disolución 5 M de ácido clorhídrico,  $1,08 \text{ g/cm}^3$

Densidad de la disolución 5 M de hidróxido de sodio,  $1,18 \text{ g/cm}^3$

- Calcula los moles y gramos de agua y ácido clorhídrico que existen en los  $50 \text{ cm}^3$  de disolución 5 M.
- Calcula los moles y gramos de agua e hidróxido de sodio que existen en los  $50 \text{ cm}^3$  de disolución 5 M.
- Escribe la reacción de neutralización y calcula los moles y gramos de cloruro de sodio y los moles y gramos de agua que se forman en la reacción.
- Calcula la relación de moles de cloruro de sodio a moles de agua que existen en la disolución después de verificarse la reacción.
- Calcula la masa de disolución de cloruro de sodio

f) Aplica la ecuación fundamental de la calorimetría y determina los julios absorbidos por la disolución. Determina el calor despendido en la reacción por mol de ácido clorhídrico. El calor específico de la disolución de cloruro de sodio es 3,62 J/mol K

g) Calcula el error cometido en el proceso si el calor de disolución es 56 kJ/mol.

h) Utilizando el valor correcto anterior, calcula cuál sería la temperatura final del proceso, partiendo de la situación inicial y admitiendo así que todo el calor generado en la reacción lo absorbe la disolución de cloruro de sodio.

## SOLUCIÓN

a) Masa molar del HCl = 1+35,5=36,5 g/mol

$$5 \frac{\text{mol}}{1000 \text{ cm}^3} \cdot 50 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ mol HCl} \quad ; \quad 0,25 \text{ mol} \cdot 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 9,13 \text{ g HCl}$$

$$\text{Masa de la disolución de HCl: } m = V\delta = 50 \text{ cm}^3 \cdot 1,08 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 54 \text{ g}$$

$$\text{Masa de agua en la disolución} = m(\text{H}_2\text{O}) = 54,00 - 9,13 = 44,87 \text{ g}$$

$$\text{Moles de agua en la disolución} = n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{44,87 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,49 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

b) Masa molar del NaOH = 23+16+1=40,0 g/mol

$$5 \frac{\text{mol}}{1000 \text{ cm}^3} \cdot 50 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ mol NaOH} \quad ; \quad 0,25 \text{ mol} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 10,0 \text{ g NaOH}$$

$$\text{Masa de la disolución de NaOH: } m = V\delta = 50 \text{ cm}^3 \cdot 1,18 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 59,0 \text{ g}$$

$$\text{Masa de agua en la disolución} = m(\text{H}_2\text{O}) = 59,0 - 10 = 49,0 \text{ g}$$

$$\text{Moles de agua en la disolución} = n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{49,0 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 2,72 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

c)  $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Como 1 mol de ácido da lugar a un mol de cloruro de sodio en la reacción se producen 0,25 moles de NaCl.

Masa molar del cloruro de sodio = 23+35,5= 58,5 g/mol

$$\text{Gramos de cloruro de sodio producidos: } 0,25 \text{ mol} \cdot 58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 14,63 \text{ g}$$

$$\text{Gramos de agua producidos en la reacción: } 0,25 \text{ mol} \cdot 18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4,5 \text{ g.}$$

d) Los moles de agua que hay en la disolución son los que había en los reactivos más los que se han producido en la reacción:

$$2,49 + 2,72 + 0,25 = 5,73 \text{ mol de agua}$$

$$n = \frac{5,73 \text{ mol de H}_2\text{O}}{0,25 \text{ mol de NaCl}} = 23$$

e) Masa de la disolución de cloruro de sodio =  $50 \cdot 1,08 + 50 \cdot 1,18 = 113 \text{ g}$

$$q = mc\Delta t = 113 \text{ g} \cdot 3,62 \frac{\text{J}}{\text{g K}} \cdot (57 - 27) \text{ K} = 1,23 \cdot 10^4 \text{ J}$$

Este calor es el absorbido por 0,25 moles de ácido, por mol de ácido es cuatro veces más  
 $Q = 1,23 \cdot 10^4 \cdot 4 = 49,1 \cdot 10^3 \text{ J/mol}$

e)  $e = \frac{56 - 49}{56} \cdot 100 = 12,5\%$

h) El calor desprendido en la reacción de los 0,25 moles de HCl valdría

$$\frac{56 \cdot 10^3}{4} = 113 \cdot 3,62 \cdot (t - 27) \Rightarrow 34 = t - 27 \Rightarrow t = 61^\circ \text{C}$$



### Problema 3: Reacción permanganato-oxalato



Foto 1

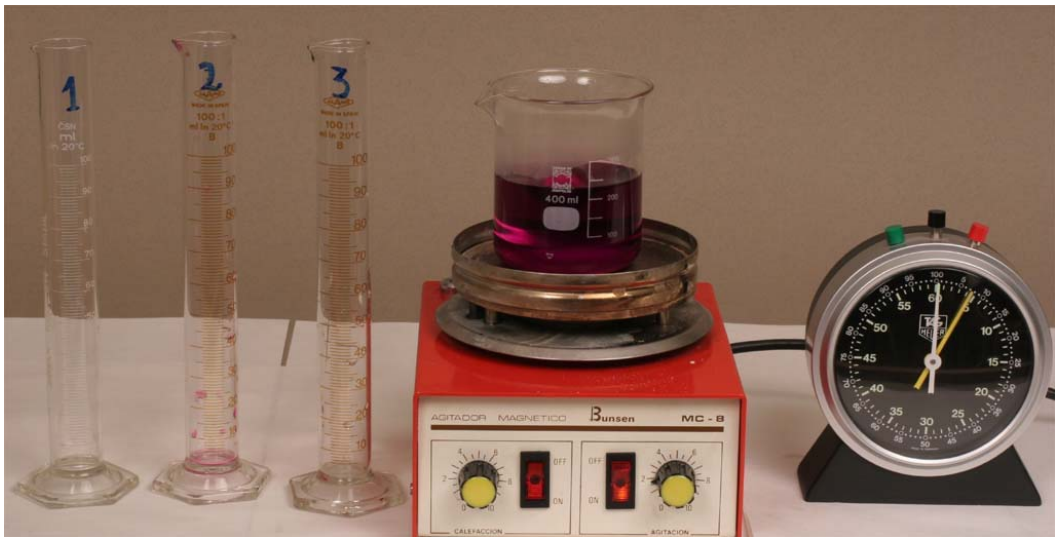


Foto 2



Foto 3



Foto 4

Las cuatro fotografías muestran la secuencia de la reacción entre el permanganato de potasio en medio ácido y el oxalato de sodio (esta sal resulta de sustituir los hidrógenos de los grupos carboxilo del ácido etanodioico por átomos de sodio) .En la fotografía 1 se han dispuesto los reactivos en tres probetas numeradas: la 1, contiene la disolución de ácido sulfúrico, la 2, la disolución de permanganato de potasio y la 3, la disolución de oxalato de sodio. El cronómetro se encuentra en la posición cero. En la fotografía 2 los reactivos se han mezclado en el vaso de precipitados que se encuentra sobre el agitador magnético y el tiempo transcurrido desde que comenzó la reacción es 4 segundos. La fotografía 3 muestra claramente cómo el color del permanganato va desapareciendo cuando el tiempo es 22 segundos. La fotografía 4 muestra que el líquido es incoloro lo que prueba la desaparición del permanganato y el tiempo transcurrido 31 segundos.

- En la probeta 1 se han puesto 12 mL de ácido sulfúrico concentrado (18 M) . Calcular el número de moles y gramos de ácido que hay en la probeta.
- En la probeta 2 se han colocado 100 mL de una disolución de permanganato de potasio que contiene 0,24 g/L de la sal. Calcula los moles de permanganato de potasio que hay en la probeta.
- En la probeta 3 se han dispuesto 100 mL de una disolución de oxalato de sodio que contiene 8 g/L. Calcula los moles de oxalato de sodio que hay en la probeta 3.
- Indica los iones y sus fórmulas químicas que existen en cada probeta..
- La reacción química que ocurre es una reacción iónica:



Escribe utilizando la terminología química la reacción anterior.

Cuando se iguala la reacción anterior, el coeficiente del permanganato es 2 y el del oxalato 5. Escribe los otros coeficientes de modo que la reacción esté igualada.

- Calcula los gramos de oxalato de sodio que reaccionan con el permanganato de potasio.
- Calcula los moles de dióxido de carbono que se forman en la reacción
- Determina el volumen de dióxido de carbono que se ha desprendido en la reacción si la presión es 1 atmósfera (101 325 Pa) y la temperatura 20° C
- Calcula la velocidad media de desaparición del permanganato expresada en moles/minuto y en gramos /segundo

Masas atómicas : Potasio= 39 ; Manganeso= 55 ; Oxígeno=16 ; Carbono= 12 ; Sodio= 23  
Hidrógeno= 1.



## SOLUCIÓN

a) Masa molar del  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$

$$\frac{18 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL de disolución}} = \frac{x}{12 \text{ mL de disolución}} \Rightarrow x = 0,216 \text{ mol} \Rightarrow 0,216 \text{ mol} \cdot \frac{98 \text{ g}}{\text{mol}} = 21,2 \text{ g}$$

b) Masa molar del  $\text{KMnO}_4 = 39 + 55 + 4 \cdot 16 = 158 \text{ g/mol}$

$$0,24 \frac{\text{g}}{\text{L}} \Rightarrow \frac{0,24 \frac{\text{g}}{\text{L}}}{158 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,52 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow \frac{1,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} = \frac{x}{100 \text{ mL}} \Rightarrow x = 1,52 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

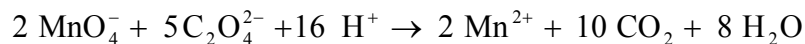
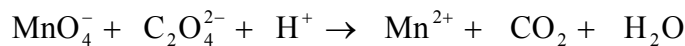
c) Masa molar del  $\text{NaOOC-COONa} = \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 2 \cdot 23 + 2 \cdot 14 + 4 \cdot 16 = 138 \text{ g/mol}$

$$8 \frac{\text{g}}{\text{L}} \Rightarrow \frac{8 \frac{\text{g}}{\text{L}}}{138 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 5,8 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \Rightarrow \frac{5,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}{1000 \text{ mL}} = \frac{x}{100 \text{ mL}} \Rightarrow x = 5,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

d) Probeta 1:  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$  ;    Probeta 2:  $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$

Probeta 3:  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$

e)



f)

$$\frac{2 \text{ mol de } \text{KMnO}_4}{5 \text{ mol de } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = \frac{1,52 \cdot 10^{-4} \text{ mol de } \text{KMnO}_4}{x} \rightarrow x = 3,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow 3,8 \cdot 10^{-4} \text{ mol de } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 138 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,052 \text{ g}$$

g)

$$\frac{2 \text{ mol de } \text{KMnO}_4}{10 \text{ mol de } \text{CO}_2} = \frac{1,52 \cdot 10^{-4} \text{ mol de } \text{KMnO}_4}{x} \Rightarrow x = 7,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol de } \text{CO}_2$$

h)

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{7,6 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 8,31 \frac{\text{J}}{\text{molK}} \cdot (273 + 20)\text{K}}{101325 \text{ Pa}} = 1,83 \cdot 10^{-5} \text{ m}^3 = 18,3 \text{ cm}^3$$

i)

$$v_m = \frac{1,52 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{31 \text{ s} \cdot \frac{\text{min}}{60 \text{ s}}} = 2,9 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{min}} = \frac{1,52 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 158 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{31 \text{ s}} = 7,7 \cdot 10^{-4} \frac{\text{g}}{\text{s}}$$