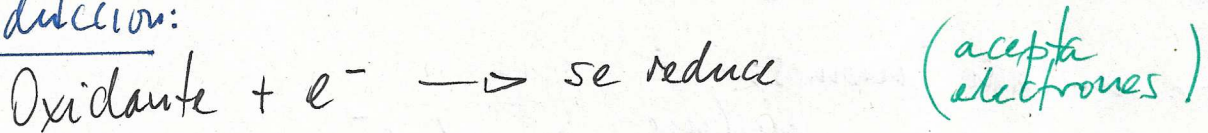


PROBLEMAS DE QUÍMICA. M. J. SIENKO. Ed REVERTE.
Ecuivalente-gramo en oxidación-reducción, p82.

Oxidación:



Reducción:



Tenemos:

1 eq-g (reductor) \approx 1 eq (reductor)
 m (reductor) en gramos necesario para producir
1 mol e^- .

1 eq-g (oxidante) \approx 1 eq (oxidante)
 m (oxidante) en gramos necesaria para reaccionar
con 1 mol e^- .

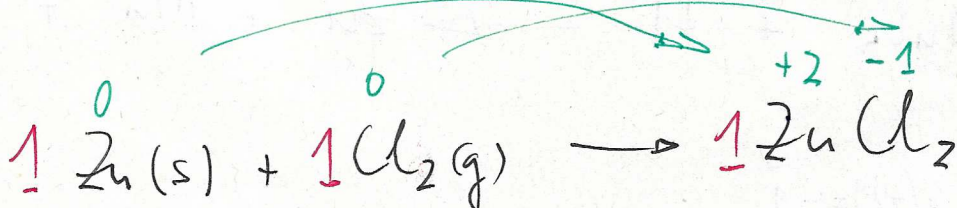
CLAVE:

1 eq (reductor) reacciona con 1 eq (oxidante)

$$P_{eq}(X) = \frac{P_a \text{ ó } P_{in}}{n \text{ e}^- \text{ (productos ó aceptados)}}; \quad n^{\circ} eq = \frac{n^{\circ} g}{P_{eq}}$$

Ejemplo 1:

Consideremos la reacción $Zn + Cl_2 \rightarrow ZnCl_2$

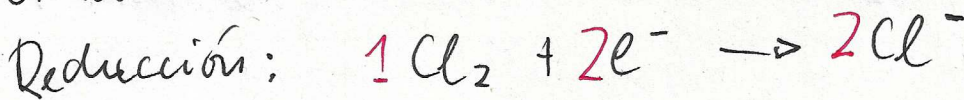
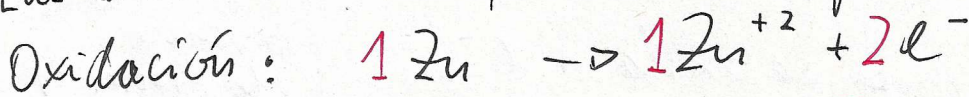


Vamos:

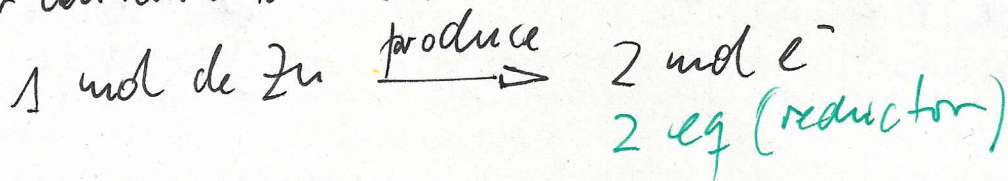
Zn \rightarrow se oxida (reductor)

Cl \rightarrow se reduce (oxidante)

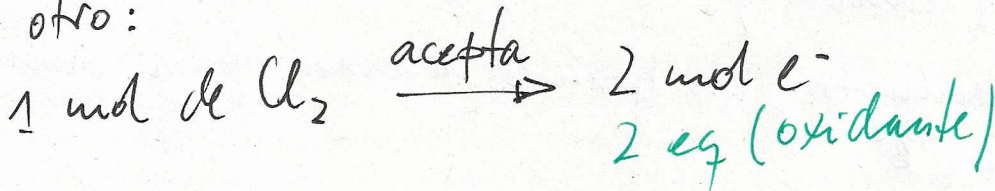
Las semirreacciones que tienen lugar:



Por un lado tenemos:



Por otro:

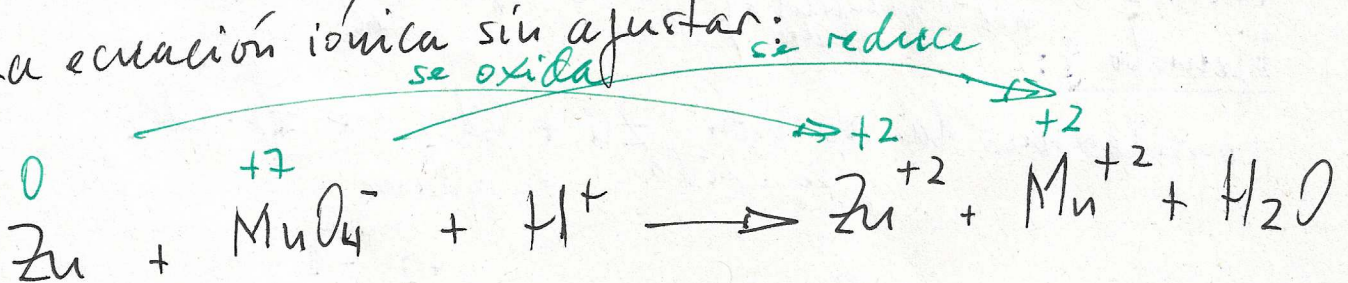


Por tanto, nos encontramos con que al reaccionar 1 mol de Zn con otro mol de Cl_2 , reaccionan 2 eq de agente reductor (Zn) con 2 eq de agente oxidante (Cl_2).

Ejemplo 2:

Reacción del Zn con el MnO_4^{-}

La ecuación iónica sin ajustar:

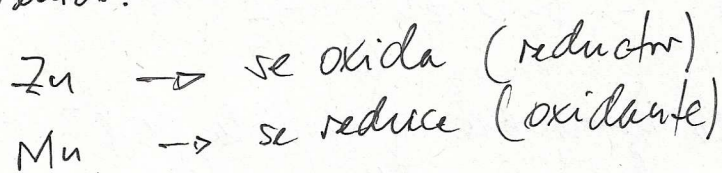


$$\text{Mn} + 4(-2) = -1$$

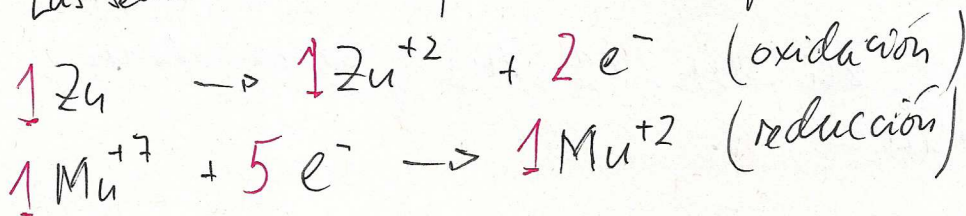
$$\text{Mn} - 8 = -1$$

$$\text{Mn} = -1 + 8 = \underline{\underline{+7}}$$

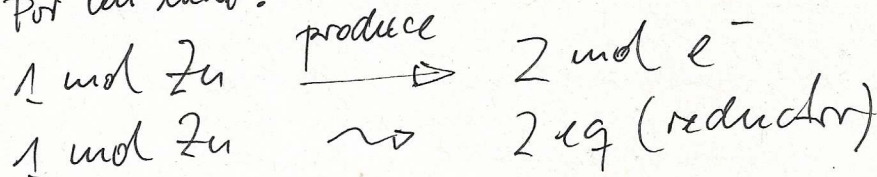
Vemos:



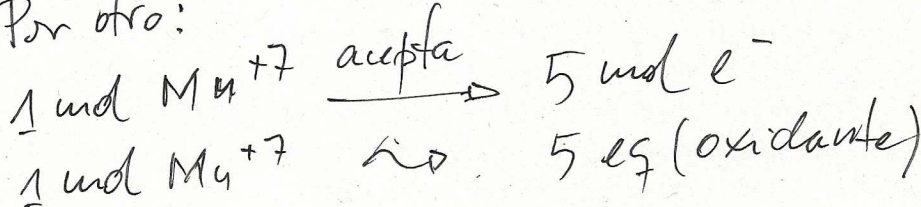
Las semirreacciones que tienen lugar:



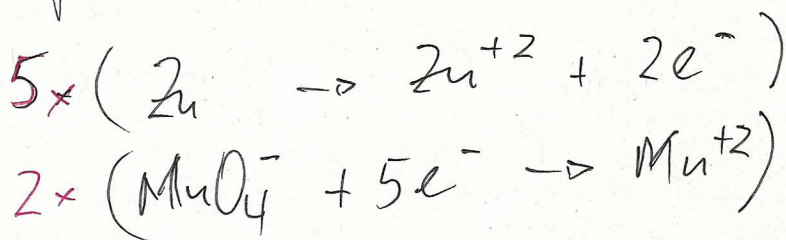
Por un lado:



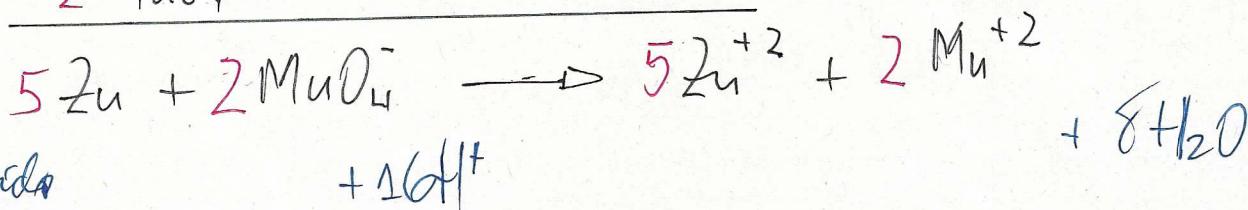
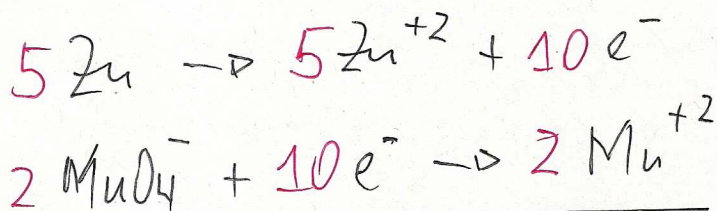
Por otro:



Ajustando la reacción:

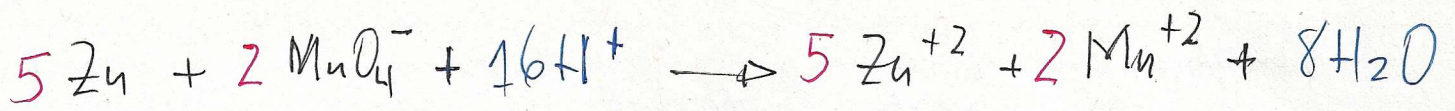


Las semirreacciones quedan:



medio ácido



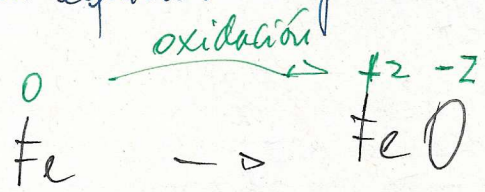


para asegurarnos de que la ganancia y pérdida de e^- están igualadas, el n° eq de oxidante y reductor deben ser iguales.

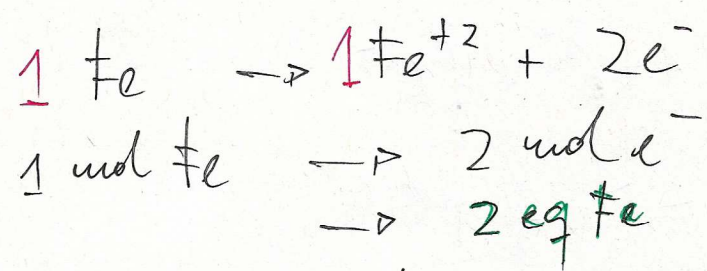
si tomamos 1 mol Zn, son 2 eq (Zn) y necesitaremos $\frac{2}{5}$ mol de MnO_4^- .

195

Cuando se oxida Fe elemental a FeO, ¿cuál es el peso de un equivalente gramo de Fe?



La semirreacción de oxidación:

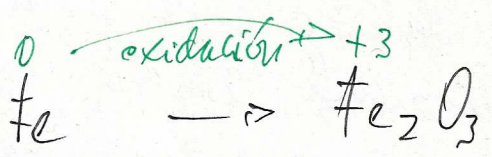


El peso equivalente gramo:

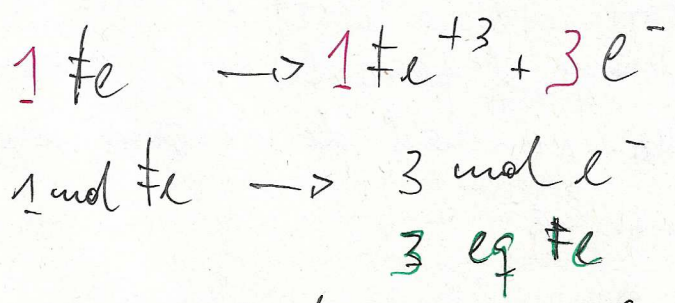
$$P_{\text{eq}} = \frac{P_{\text{m}}}{n^{\circ} \text{e}^{-}} = \frac{55.847 \text{ g}}{2} = \boxed{27.923 \text{ g/eq.}}$$

196

¿Cuál es el peso de un equivalente gramo de Fe cuando se oxida a Fe₂O₃?



La semirreacción de oxidación:



El peso equivalente gramo del Fe en este caso:

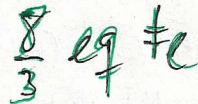
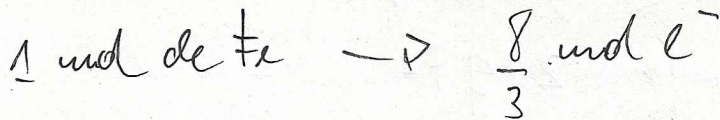
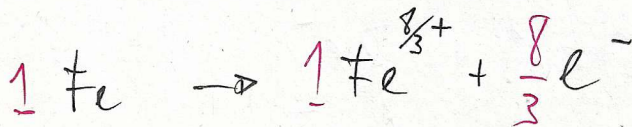
$$P_{\text{eq}} = \frac{P_{\text{m}}}{n^{\circ} \text{e}^{-}} = \frac{55.847 \text{ g}}{3} = \boxed{18.616 \text{ g/eq.}}$$

197

¿Cuál es el peso de un equivalente gramo de Fe cuando se oxida a Fe_3O_4 ?



La reacción de oxidación:



El Peg del Fe en este caso:

$$\text{Peg} = \frac{P_{\text{m}}}{n^{\circ} \text{e}^-} = \frac{55,487 \text{ g}}{\frac{8}{3}} = \boxed{20,81 \text{ g/eq}}$$

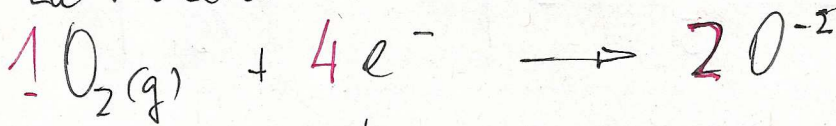
NOTA

El peso equivalente del Fe para formar FeO , Fe_2O_3 y Fe_3O_4 es, respectivamente, 27,9 g, 18,6 g y 20,9 g. Estos son los pesos que producen $6,02 \times 10^{23} \text{ e}^-$. Si ahora preguntamos ¿cuánto oxígeno hace falta para formar los tres productos vistos a partir de estos pesos de Fe?, la respuesta es "igual para los tres", porque es exactamente la cantidad de oxígeno necesaria para aceptar $6,02 \times 10^{23} \text{ e}^-$.

198

Cuando el oxígeno elemental acepta electrones para formar óxidos, ¿cuántos gramos de O₂ son necesarios para aceptar 6.02 × 10²³ electrones?

La reacción de reducción:



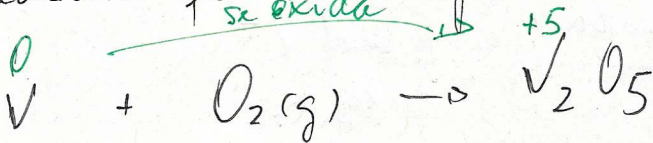
El P_{eq} del O₂:

$$P_{eq} = \frac{P_{un}}{n e^-} = \frac{32.0 \text{ g}}{4} = \boxed{8.0 \text{ g/eq.}}$$

199

El elemento vanadio puede reaccionar con O₂ formando V₂O₅. ¿Qué peso de V hará falta para reaccionar con 1 equivalente gramo de oxígeno y formar este producto?

La reacción que tiene lugar:



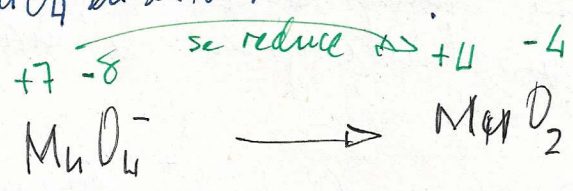
La semirreacción de oxidación:



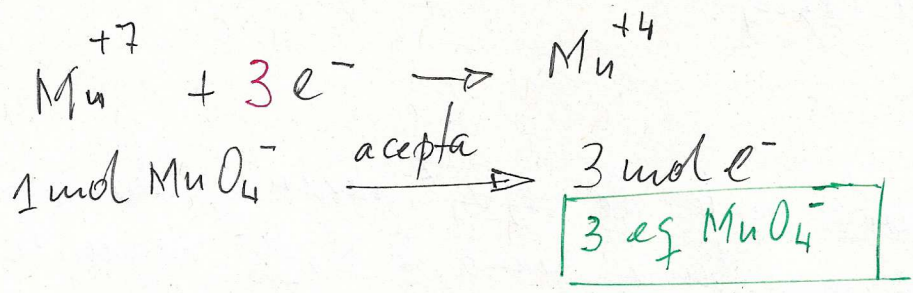
Hace falta 1 eq de agente reductor (V) para reaccionar con 1 eq de agente oxidante (O₂).

201

Cuando se reduce MnO_4^- en disolución neutra, el producto más probable es MnO_2 . ¿Cuántos equivalentes gramo hay por mol de MnO_4^- en esta reacción?

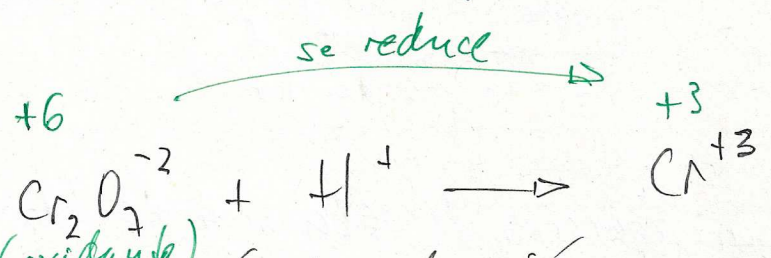


La semirreacción de reducción:

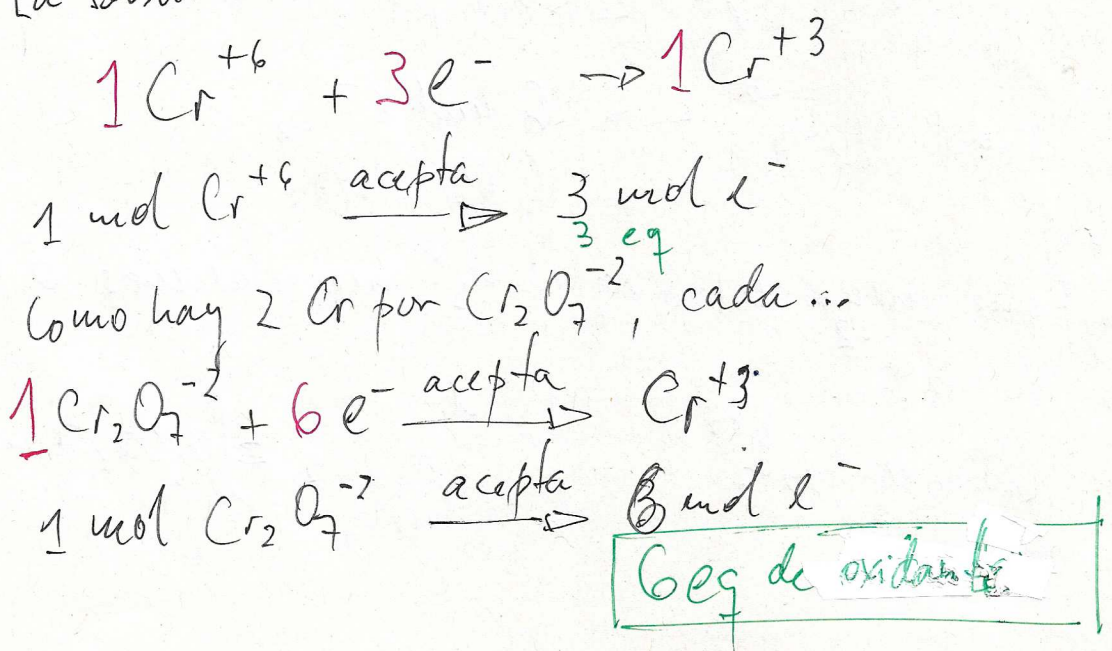


202

Cuando se reduce $Cr_2O_7^{2-}$ en disolución ácida, el cromo se convierte en Cr^{+3} . ¿Cuántos equivalentes gramo de agente reductor necesitaremos para reducir en esta reacción 1 mol de $Cr_2O_7^{2-}$?



La semirreacción de reducción:



203

¿Cuántos equivalentes gramo de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$ serán necesarios para oxidar 0.136 equivalentes gramo de N_2H_5^+ , según la reacción: $\text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}^{+3}$?

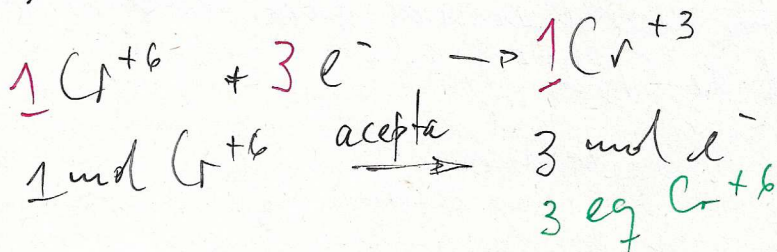
Un equivalente gramo de cualquier agente reductor necesita un equivalente gramo de cualquier agente oxidante.

Si tenemos 0.136 eq de N_2H_5^+ , debemos tomar 0.136 eq de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$.

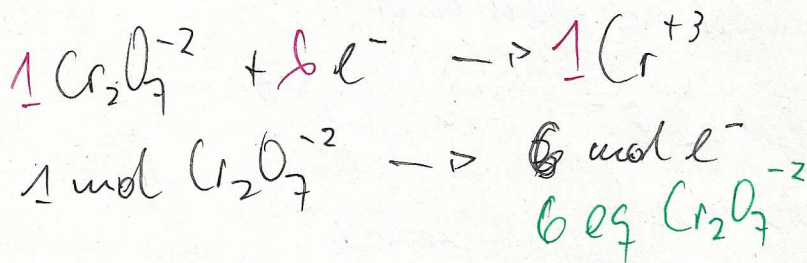
204

¿Cuántos moles de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$ harán falta para oxidar 0.136 equivalentes gramo de N_2H_5^+ , según la reacción: $\text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}^{+3}$?

En la semireacción de reducción del Cr.



En la semireacción de reducción de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$

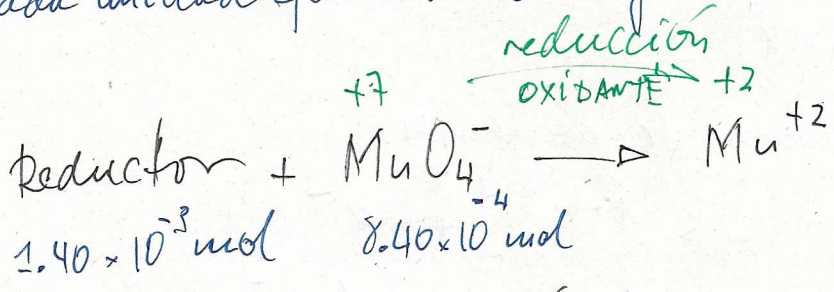


Como tenemos 0.136 eq N_2H_5^+ , necesitaremos 0.136 eq de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$.

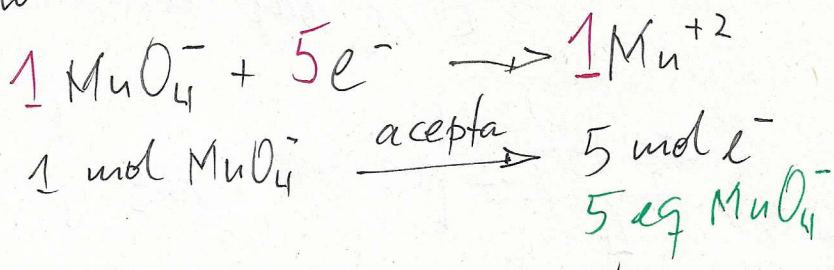
$$0.136 \text{ eq } \text{Cr}_2\text{O}_7^{-2} \times \frac{1 \text{ mol}}{6 \text{ eq } \text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}} = \boxed{0.0227 \text{ mol}}$$

205

Supongamos que hace falta 1.40×10^{-3} mol de un agente reductor desconocido para reducir 8.40×10^{-4} mol de MnO_4^- a Mn^{+2} . ¿Cuántos electrones debe proporcionar cada unidad formular del agente reductor?



La ecuación de reducción:



El n° de eq de MnO_4^- que tenemos:

$$5 \text{ eq/mol} \times 8.40 \times 10^{-4} \text{ mol} = 4.20 \times 10^{-3} \text{ eq.}$$

Los agentes oxidante y reductor tienen que estar presentes en el mismo n° de equivalentes. Habrá por tanto 4.20×10^{-3} eq de reductor, que en mol:

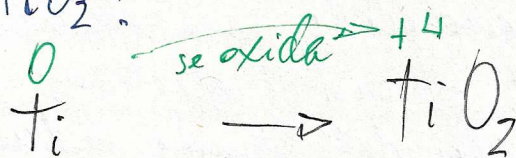
$$\frac{4.20 \times 10^{-3} \text{ eq reductor}}{1.40 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 3 \text{ eq reductor/mol}$$

Cada mol de reductor proporciona 3 mol e^- , luego cada unidad de reductor produce

$3e^-$

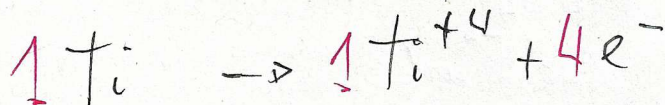
206

¿Cuál es el peso equivalente gramo del titanio en la reacción de conversión de titanio elemental en su dióxido, TiO_2 ?



(REDUCTOR)

La semirreacción de oxidación:



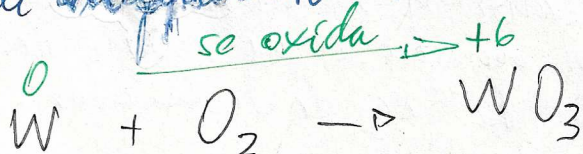
1 mol Ti produce 4 mol e^{-}
4 eq reductor

Luego:

$$P_{eq} = \frac{P_a}{n^{\circ} e^{-}} = \frac{47.90 g}{4} = \boxed{11.98 g/eq.}$$

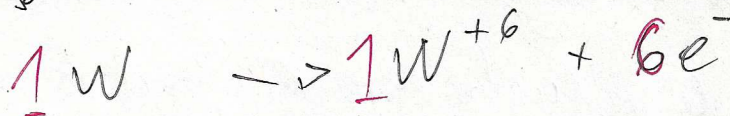
207

Cuando arde el wolframio en aire se transforma en su trióxido WO_3 . ¿Cuál es el peso de un equivalente gramo de ~~wolframio~~ ~~elemental~~ en esta reacción?



(REDUCTOR)

La semirreacción de oxidación:



1 mol W produce 6 mol e^{-}
6 eq reductor

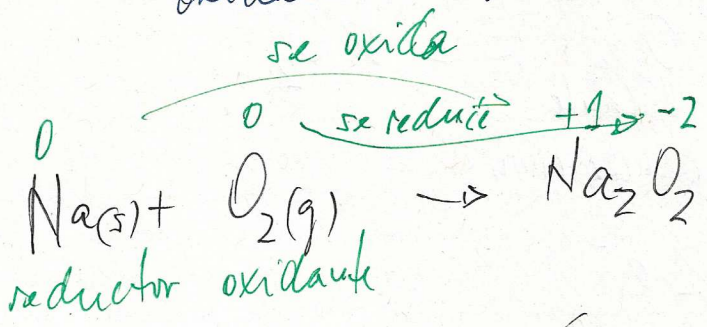
Luego:

$$P_{eq} = \frac{P_a (W)}{n^{\circ} e^{-}} = \frac{183.85 g}{6} = \boxed{30.64 g/eq.}$$

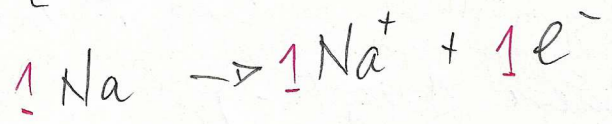
208

Cuando se expone sodio al aire se convierte en su peróxido, Na_2O_2 . ¿Cuál es el peso de un equivalente gramo de oxígeno elemental en dicha reacción?

NOTA: Los peróxidos contienen oxígeno en estado de oxidación -1.



La reacción de oxidación:



1 mol Na "produce" 1 mol $e^- \Rightarrow 1 \text{ eq}(Na)$

Como tenemos 2 Na, producirá:

2 mol Na "produce" 2 mol $e^- \Rightarrow 2 \text{ eq}(Na)$

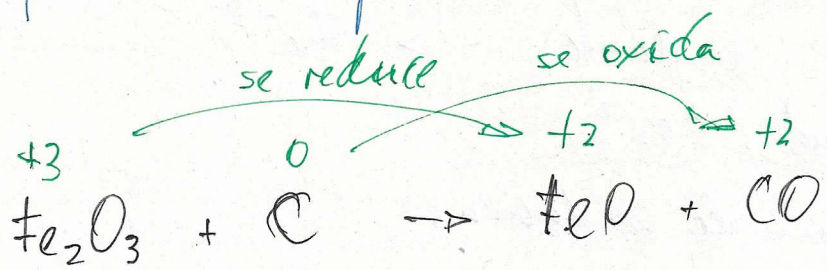
como 2 eq(Na) requieren 2 eq(O_2)

Tenemos:

$$P_{\text{eq}}(O_2) = \frac{P_m}{n \cdot e^-} = \frac{32.0 \text{ g}}{2} = \boxed{16.0 \text{ g/eq}}$$

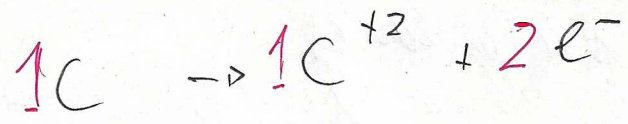
210

¿Cuál es el peso de un equivalente gramo de carbono elemental cuando reduce Fe_2O_3 para formar FeO y CO ?



¿m(1eq)?

La semirreacción de oxidación:



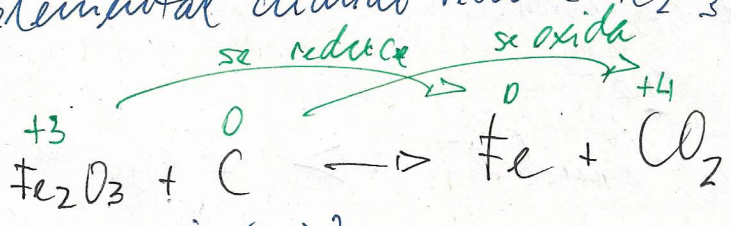
1 mol de C "produce" 2 mol $e^- \Rightarrow 2 \text{ eq}(e^-)$

El peso de un equivalente:

$$P_{eq}(C) = \frac{Pa}{n^{\circ}e^-} = \frac{12.0 \text{ g}}{2} = \boxed{6.0 \text{ g/eq}}$$

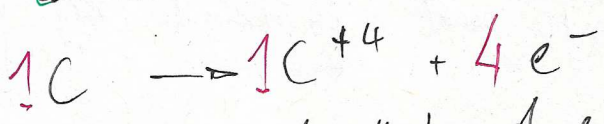
211

¿Cuál es el peso de un equivalente gramo de carbono elemental cuando reduce Fe_2O_3 para formar Fe y CO_2 ?



¿m(1eq)?

La semirreacción de oxidación:



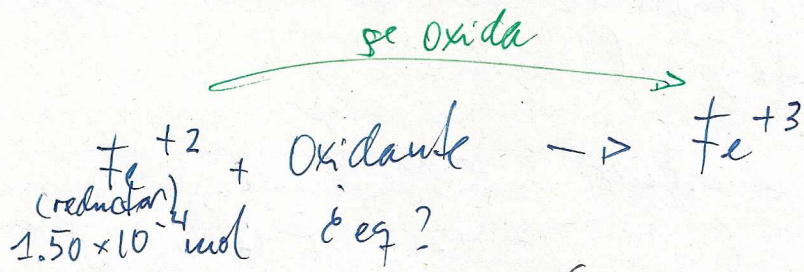
1 mol C "produce" 4 mol $e^- \Rightarrow 4 \text{ eq}(C)$

El peso equivalente del C:

$$P_{eq}(C) = \frac{Pa}{n^{\circ}e^-} = \frac{12.0 \text{ g}}{4} = \boxed{3.0 \text{ g/eq}}$$

212

¿Cuántos equivalentes gramo de agente oxidante harán falta para convertir 1.50×10^{-4} mol de Fe^{+2} en Fe^{+3} ?



La semirreacción de oxidación:



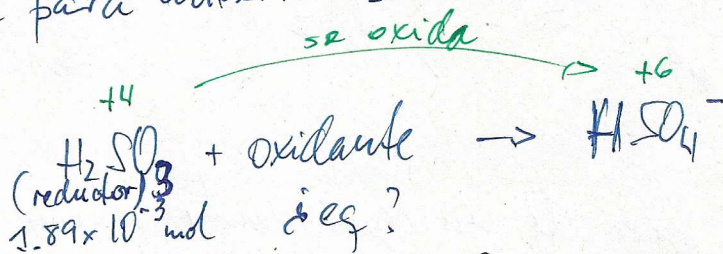
1 mol Fe^{+2} "produce" 1 mol e^{-} \Rightarrow 1 eq (reductor)

1 eq (reductor) necesita 1 eq (oxidante)

$$1 \text{ eq (oxidante)} \frac{\text{mol}}{\text{mol}} \times 1.50 \times 10^{-4} \text{ mol} = \boxed{1.50 \times 10^{-4} \text{ eq}}$$

213

¿Cuántos equivalentes gramo de agente oxidante harán falta para convertir 1.89×10^{-3} mol H_2SO_3 en HSO_4^- ?



$$\begin{aligned} +4 + x + (-8) &= -1 \\ x &= -2 + 8 = +6 \end{aligned}$$

La semirreacción de oxidación:



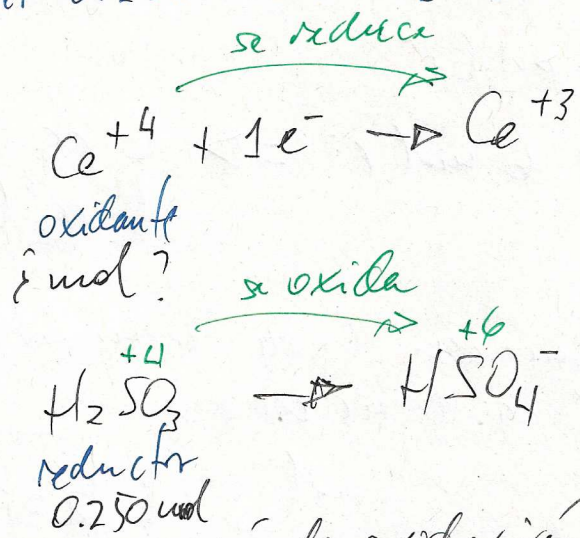
1 mol S^{+4} "produce" 2 mol e^{-} \Rightarrow 2 eq (reductor)

2 eq (reductor) requieren 2 eq (oxidante)

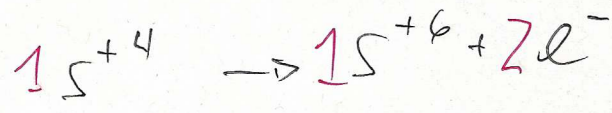
$$2 \text{ eq (oxidante)} \frac{\text{mol}}{\text{mol}} \times 1.89 \times 10^{-3} \text{ mol} = \boxed{3.78 \times 10^{-3} \text{ eq}}$$

(214)

¿ Cuántos mol de Ce^{+4} deben reducirse a Ce^{+3} para convertir 0.250 mol de H_2SO_3 en HSO_4^- ?



La semirreacción de oxidación:



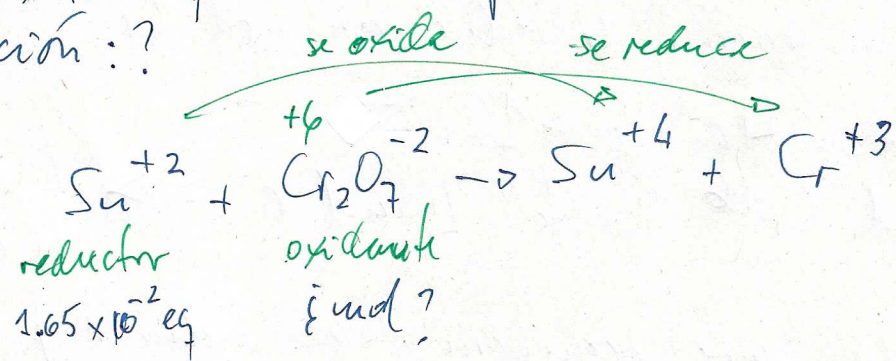
1 mol S^{+4} " produce " 2 mol $e^- \Rightarrow 2 \text{ eq (reductor)}$

2 eq (reductor) requieren 2 eq (oxidante)

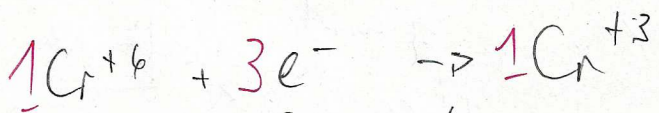
$$\frac{2 \text{ eq (oxidante)}}{\cancel{\text{mol}}} \times 0.250 \text{ mol} = \boxed{0.500 \text{ mol}}$$

(215)

¿ Cuántos mol de $Cr_2O_7^{2-}$ se necesitan para oxidar 1.65×10^{-2} equivalentes gramo de Su^{+2} , según la reacción : ?



La semirreacción de reducción del Cr:



1 mol Cr^{+6} " capta " 3 mol $e^- \Rightarrow 3 \text{ eq (oxidante)}$
 $3 \text{ eq (Cr}^{+6}\text{)}$

En la semireacción de reducción de $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$:



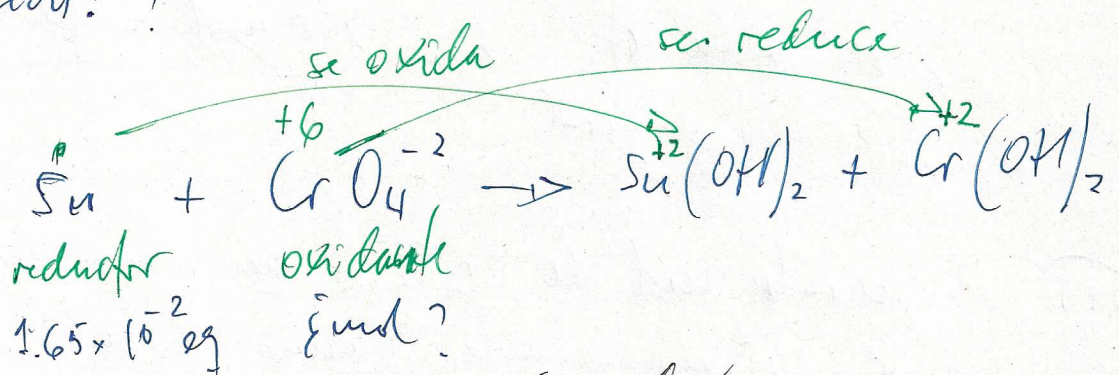
1 mol $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$ "capta" 6 mol $e^- \Rightarrow$ 6 eq (oxidante)
6 eq ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$)

6 eq (oxidante) requieren 6 eq (reductor). Como tenemos 1.65×10^{-2} eq de reductor:

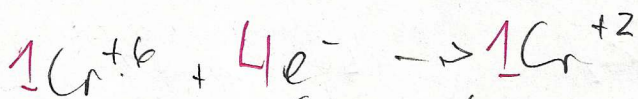
$$1.65 \times 10^{-2} \text{ eq } \cancel{\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}} \times \frac{1 \text{ mol}}{6 \text{ eq } \cancel{\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}}} = \boxed{2.75 \times 10^{-3} \text{ mol } \text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}}$$

216

¿Cuántos mol de CrO_4^{-2} se necesitan para oxidar 1.65×10^{-2} equivalentes gramo de Sn según la reacción: ?



La semireacción de reducción del Cr:



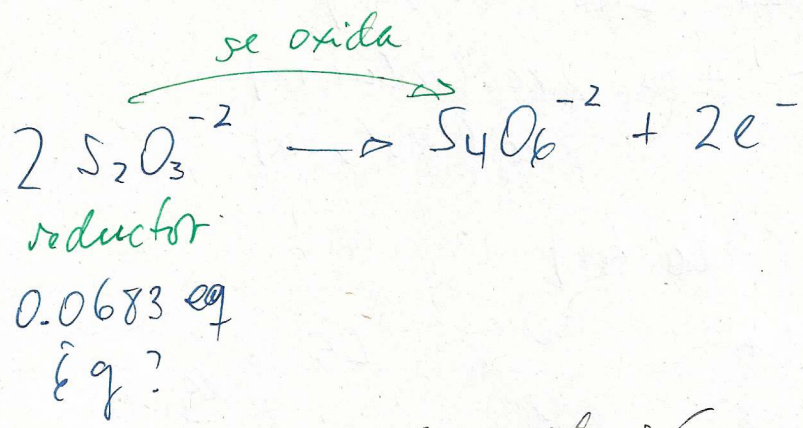
1 mol Cr^{+6} "capta" 4 mol $e^- \Rightarrow$ 4 eq (oxidante)
4 eq (CrO_4^{-2})

4 eq (oxidante) requieren 4 eq (reductor). Como tenemos 1.65×10^{-2} eq de reductor:

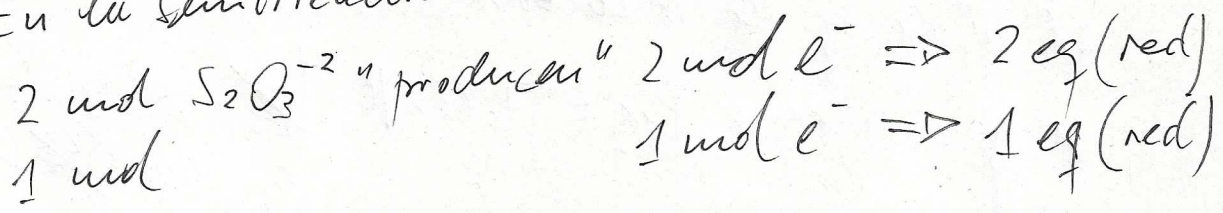
$$1.65 \times 10^{-2} \text{ eq } \cancel{\text{CrO}_4^{-2}} \times \frac{1 \text{ mol}}{4 \text{ eq } \cancel{\text{CrO}_4^{-2}}} = \boxed{4.12 \times 10^{-3} \text{ mol } \text{CrO}_4^{-2}}$$

217

¿ Cuántos gramos de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ harían falta para obtener 0.0683 equivalentes gramo de reductor en la reacción $2 \text{S}_2\text{O}_3^{-2} \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{-2} + 2e^-$?



En la semireacción de oxidación:



El $P_{\text{eq}} (\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ es:

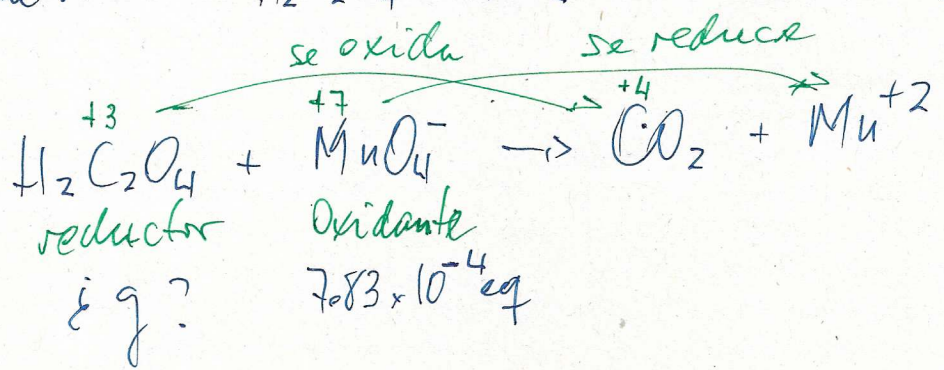
$$P_{\text{eq}} = \frac{P_{\text{m}}}{n^{\circ}e^-} = \frac{158.12 \text{ g}}{1} = 158.12 \text{ g/eq}$$

Los g de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ son:

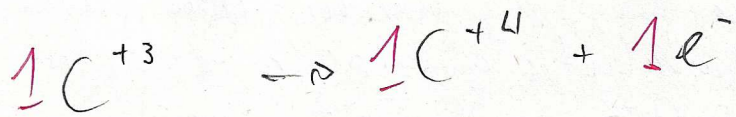
$$n^{\circ} \text{ g} = n^{\circ} \text{ eq} \times P_{\text{eq}} = 0.0683 \text{ eq} \times 158.12 \text{ g/eq} = \boxed{10.8 \text{ g}}$$

218

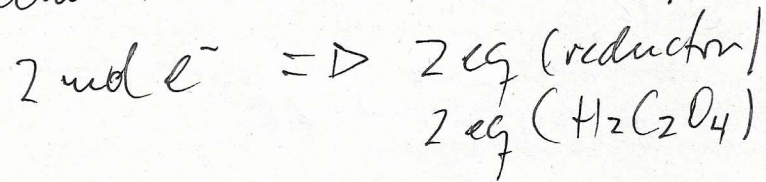
¿ Cuántos gramos de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ harían falta para reducir 7.83×10^{-4} equivalentes gramo de KMnO_4 en la reacción $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Mn}^{+2}$?



En la semireacción de reducción:



Como tenemos $2 \text{C} (\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4)$



El P_{eq} (reductor)

$$P_{\text{eq}} = \frac{P_{\text{m}}}{n \cdot \text{e}^{-}} = \frac{90 \text{ g}}{2} = 45 \text{ g/eq}$$

El n° de g de reductor:

$$n^{\circ} \text{ g} = n^{\circ} \text{ eq} \times P_{\text{eq}} = 7.83 \times 10^{-4} \text{ eq} \times 45 \text{ g/eq} = \boxed{0.0352 \text{ g}}$$