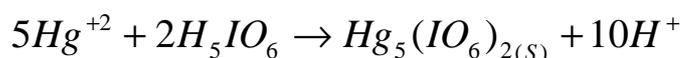


GUÍA DE EJERCICIOS ANÁLISIS GRAVIMÉTRICOS

1. ¿Qué masa de Al se puede obtener a partir de 0.85 g de $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$?
Respuesta: 0.196 g de Al
2. ¿Qué masa de Uranio se puede obtener a partir de 0.8102 g $\text{Na}_2\text{U}_2\text{O}_7$?
Respuesta: 0.608 g de U
3. Según la siguiente reacción:



Calcule el porcentaje de Hg_2Cl_2 , si se pesaron 0.8142 g de la muestra inicial, y se recuperó 0.4114 g de precipitado.

Respuesta: 41% Hg_2Cl_2

4. Se realiza la determinación gravimétrica de fosfato de sodio presente en un producto utilizado como fertilizante de suelos, precipitándolo como fosfato de amonio y magnesio, esta mezcla de precipitado fue calcinada para formar $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$. Determine que masa del pirofosfato de magnesio se obtiene al analizar una muestra de 0.8002 g.
Respuesta: 0.5431 g de $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$
5. El tratamiento con AgNO_3 de una muestra de 1.250 g que contiene cloruro de potasio, da como resultado la formación de 1.2912 g de AgCl . Calcule el porcentaje de KCl en la muestra.
Respuesta: 53% KCl
6. A 100 mL de una solución que contiene NaBr se adicionó un exceso de AgNO_3 , formándose 0.4292 g de AgBr (187.772 g/mol). Calcule la molaridad de NaBr en la solución.
Respuesta: 0.0228 M de NaBr
7. Para la determinación de Ce^{+4} en una muestra sólida, se pesaron 4,37 g y se disolvieron para luego tratarlo con iodato, formándose el precipitado $\text{Ce}(\text{IO}_3)_4$. El precipitado obtenido se filtró y lavó para luego ser llevado a calcinación, obteniéndose 0.104 g de CeO_2 (172.114 g/mol). Determine el porcentaje de Ce en la muestra original.

Respuesta 1.9 % de Ce

8. El contenido de Aluminio en una muestra de 200 mL de solución de suelo se determinó mediante su precipitación con amoníaco para formar $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (118.972 g/mol). El precipitado se filtró, lavó y calcinó a 1000°C para formar Al_2O_3 anhidro (100.987 g/mol) cuyo peso fue de 0.2001 g. Calcule la concentración de Al (26.982 g/mol) en gramos por cada 100 mL de muestra.

Respuesta: 0.0534 g de Al por 100 mL de muestra

9. Para analizar Cu en un mineral se disolvió una muestra de 0,41324 g en ácido concentrado. La disolución resultante se diluyó con agua y se precipitó el Cu (II) (63.546 g/mol) como $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (244.642 g/mol). Después de filtrar y lavar, el residuo se calcinó a alta temperatura para producir 0.5394 g de CuSO_4 (159.61 g/mol). Calcule el porcentaje de Cu en la muestra.

Respuesta: 52 % Cu

10. Una muestra de 0.8720 g que contiene NaBr (102.894 g/mol) y KBr (119.002 g/mol) fue tratada con AgNO₃ precipitando 1.505 g de AgBr (188.774 g/mol). Calcule el porcentaje de cada compuesto en la muestra.

Respuesta: 56 % NaBr y 44 % KBr

11. El contenido de calcio en una muestra de 200 mL de agua natural se determinó mediante la precipitación del catión como CaC₂O₄. El precipitado se filtró, lavó y calcinó en un crisol cuya masa vació fue de 26.6002g. La masa del crisol mas CaO (56.077 g/mol) fue de 26.7134 g. Calcule la concentración de Ca (40.078 g/mol) en gramos por cada 100 mL de agua.

Respuesta: 0.0404 g de Ca por 100 mL de Agua

12. Una forma para determinar azufre en hulla es por medio de su transformación a ión sulfato y posterior precipitación con Ba²⁺. Para un análisis de laboratorio se pesó 1 g de muestra, y como resultado se obtuvo 250 mg de precipitado seco. Determine el porcentaje de S presente en la muestra original.

Respuesta: 3.4 % S

13. Para analizar un mineral de hierro se disolvió una muestra de 1.1324 g con HCl concentrado. La disolución resultante se diluyó con agua para luego precipitar el Hierro (III) como óxido hidratado Fe₂O₃*H₂O, mediante la adición de NH₃. Después de filtrar y lavar, el residuo se calcinó a elevada temperatura para producir 0.5394 g de Fe₂O₃ puro (159.69 g/mol). Calcule (a) el porcentaje de Fe (55.847 g/mol) y (b) el porcentaje de Fe₃O₄ (231.54 g/mol) en la muestra.

Respuesta: (a) 33 % de Fe; (b) 46 % Fe₃O₄

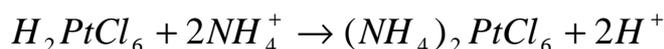
14. Una muestra de 0.2356 g que contiene NaCl (58.44 g/mol) y BaCl₂ (208.23 g/mol) se trató para formar AgCl (143.32 g/mol), el precipitado formado fue filtrado y secado, obteniéndose 0.4637 g de AgCl. Calcule el porcentaje de cada compuesto halogenado en la muestra.

Respuesta: 55 % NaCl y 45 % BaCl₂

15. Se pesaron 0.2250 g de una muestra que contiene Fe y Fe₂O₃, la cual fue tratada con un agente reductor (reductor de Jones), reduciendo totalmente a Fe. Este precipitado se filtró, secó y calcinó, obteniéndose una masa de 0.1900 g. Determine el porcentaje de Fe y Fe₂O₃ en la muestra.

Respuesta: 52 % Fe y 48 % Fe₂O₃

16. Es posible determina el nitrógeno amoniacal si se trata la muestra con ácido cloroplatínico; el producto cloroplatinato de amonio, es ligeramente soluble:



El precipitado se descompone por calcinación formando platino metálico y productos gaseosos.



Calcule el porcentaje de amoníaco en una muestra si 0.2115 g produce 0.4693 g de platino.

Respuesta: 38 %NH₃

17. Una muestra de 0.8102 g de Al₂(CO₃)₃ se descompuso con HCl, el CO₂ liberado se recogió sobre óxido de calcio y se comprobó por diferencia que el CO₂ liberado corresponde a 0.0515 g. Calcule el porcentaje de Al en la muestra.

Respuesta: 2.6% de Al

18. Una muestra de 0.200 g de una aleación de plata y plomo se disuelve en HNO₃, para luego adicionar HCl, obteniéndose 0.2466 g de una mezcla de AgCl+PbCl₂. Este precipitado se trata con agua caliente hasta la disolución total de PbCl₂, obteniéndose 0.2067 de AgCl remanente. Determine el porcentaje de plata en la aleación, y los gramos de PbCl₂ que no precipitó.

Respuesta: 78 % Ag; no precipito 0.0197 g de PbCl₂

19. El sulfuro de hidrogeno presente en una muestra de 5 g de petróleo crudo se eliminó por destilación y se recogió en un disolución de CdCl₂. El CdS precipitado se filtró, lavó y calcinó hasta CdSO₄. Calcule el porcentaje de H₂S en la muestra si se recuperaron 1.17 g de CdSO₄.

Respuesta: 3.8 % de H₂S

20. Se analizó un medicamento utilizado para tratar la anemia, para lo cual se molieron y mezclaron 20 cápsulas, cuya masa fue de 22.1310 g. Se tomaron 2.9980 g de la muestra, que fue disuelta en HNO₃, esta solución fue calentada para oxidar el hierro a Fe(III), para luego precipitarlo con NH₃ como Fe₂O₃*H₂O, esta muestra se calcinó para obtener 0.2640 g de Fe₂O₃. Determine la masa de FeSO₄*7H₂O en cada tableta.

Respuesta: 0.33 g de FeSO₄*7H₂O