

Universidad Nacional de Cuyo - Facultad de Ingeniería

Química Aplicada

Estequiometría

Profesora Adjunta: Dra. Rebeca Purpora

Jefe de Trabajos Prácticos: Lic. Aldana LEMOS

ÍNDICE

I. EJERCICIOS	3
1. Masa molar, mol y número de partículas	3
2. Estequiometría en reacción	4
3. Reactivo limitante y reactivo en exceso	4
4. Pureza	4
5. Rendimiento	5
II. AUTOEVALUACIÓN	6

I. EJERCICIOS**1. Masa molar, mol y número de partículas**

1. Complete la siguiente tabla

Sustancia	Fórmula	Masa molar (g/mol)	Masa (g)	Moles (mol)
Óxido de magnesio			2,5	
Hidróxido de calcio				0,25
Nitrato de aluminio			300	
Ácido sulfúrico				4,33

2. Envolver en un círculo las respuestas correctas. *63,54 g de cobre representa:*

Un mol de átomos de cobre	V	F
Un átomo de cobre	V	F
$6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de cobre	V	F
La masa de un átomo de cobre	V	F

3. Dentro de cada uno de los siguientes pares ¿Cuál tiene el mayor número de partículas? Explique por qué.

- 1 mol de Cl o 1 mol de Cl_2 .
- 1 molécula de O_2 o 1 mol de O_2 .
- 1 átomo de nitrógeno o 1 molécula de nitrógeno.
- $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de flúor o 1 mol de moléculas de flúor.
- 20,2 g de neón o 1 mol de Ne.
- 1 g de calcio o $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de calcio.

4. ¿Qué tiene mayor masa? Explique por qué.

- 1 mol de hierro o 1 mol de aluminio.
- $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de plomo o 1 mol de plomo.
- 1 átomo de K o 1 g de potasio.

5. En 10 g de ácido sulfúrico, calcular número de:

- moles de ácido sulfúrico.
- moléculas de ácido sulfúrico.
- átomos de oxígeno
- moles de átomos de oxígeno

2. Estequiometría en reacción

6. El metano (CH_4) es el principal componente del gas natural. ¿Cuántos moles de oxígeno se necesitan para quemar 16,5 moles de metano?
7. 500 g de ácido fosfórico reaccionan con suficiente cantidad de hidróxido cúprico. Determine:
 - a. Número de moles de fosfato cúprico que se obtienen.
 - b. Número de moléculas de agua formada.
8. Las superficies de aluminio reaccionan con oxígeno para formar un recubrimiento de óxido de aluminio que protege al metal de la corrosión. Calcular el volumen de oxígeno en CNPT que se requiere para reaccionar con 0,25 moles de aluminio.
9. Se descomponen térmicamente 108 g de óxido mercuríco. Calcular:
 - a. Volumen de oxígeno liberado, medido en CNPT.
 - b. Volumen de mercurio obtenido ($\delta = 13,6 \text{ g/mL}$).

3. Reactivo limitante y reactivo en exceso

10. Se mezclan 80 g de ácido clorhídrico con 225 g de hidróxido de calcio. Determine:
 - a. Reactivo limitante.
 - b. Reactivo en exceso.
 - c. Masa de reactivo en exceso.
 - d. Masa de cloruro de calcio obtenida.
11. En el proceso de formación de agua a partir de sus elementos:
 - a. Calcular la masa de agua en gramos que se forma a partir de 20 g de hidrógeno y 60 g de oxígeno.
 - b. ¿Qué reactivo expresado en moles se encuentra en exceso y en qué cantidad?
12. El nitruro de magnesio se produce por la reacción entre magnesio y nitrógeno.
 - a. ¿Cuánto nitruro se podrá obtener a partir de 126 g de magnesio y 82 g de nitrógeno?
 - b. ¿Cuál es el reactivo en exceso y cuánto queda del mismo?

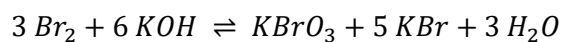
4. Pureza

13. Una muestra de 97 g de clorato de potasio se descompone al calentarlo dando 37,5 g de cloruro de potasio y oxígeno. ¿Qué porcentaje de clorato de potasio hay en la muestra?
14. En un experimento de laboratorio se hace reaccionar carbonato de sodio con ácido clorhídrico, generándose como productos cloruro de sodio, dióxido de carbono y agua. Calcular el volumen de dióxido de carbono que se produce en CNPT, a partir de 20 g de carbonato de sodio con 65 % de pureza.
15. Calcular la masa de hidróxido de magnesio de 90,0% de pureza necesaria para reaccionar con 250 g de ácido fosfórico. Determinar la masa de fosfato de magnesio que se forma.

5. Rendimiento

16. En condiciones de laboratorio, el litio y el bromo reaccionan para formar bromuro de litio. Si se obtienen 340 g del producto a partir de 34 g de litio con exceso de bromo, indicar cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción.

17. Se hacen reaccionar 100 g de bromo con hidróxido de potasio en solución, según la siguiente ecuación:



¿Cuántos gramos de bromato de potasio se producen si el rendimiento de la reacción es del 90%?

18. Se hacen reaccionar 10 g de zinc metálico con ácido sulfúrico en exceso. Calcule la masa de sulfato de zinc formada si la reacción tiene un rendimiento del 80%.

II. AUTOEVALUACIÓN

1. ¿Cuál es el contenido porcentual de nitrógeno en las siguientes sustancias?

Sustancia	Fórmula	Masa molar	%m/m N
Sulfato de amonio			
Hidróxido de amonio			
Amoníaco			

2. Si se coloca un trozo de sodio en una cubeta con agua, se produce una explosión violenta por la reacción entre el sodio y el agua. Un trozo de 50,4 g de sodio ¿cuántos moles de sodio contiene?
3. Calcular la masa en gramos para:
- 2,5 mol de boro.
 - 0,0015 mol de oxígeno molecular.
 - $1,25 \cdot 10^{-3}$ mol de hierro.
4. Se tiene un anillo de oro que contiene 1,94 g de oro. ¿Cuántos átomos de oro hay en el anillo?
5. Una con flechas según corresponda.

Volumen en CNPT	Moles	Fórmula
20,16 L de oxígeno	0,0015	NH ₃
22,4 L de amoníaco	1	H _{2(g)}
11,2 L de un gas diatómico	0,9	X ₂
33,6 mL de hidrógeno	0,5	O ₂

6. Para la reacción entre los reactivos A y B, completar la siguiente tabla:

Reactivo A	Reactivo B	Moles en exceso	Masa de producto
1,3 moles de ácido sulfúrico	2,1 moles de hidróxido de litio		
300 g de hierro	250 L de oxígeno en CNPT		
150 g de hidróxido de aluminio	7 moles de ácido sulfhídrico		
15 L de nitrógeno en CNPT	15 L de hidrógeno en CNPT		

7. Se hacen reaccionar 33,8 g de nitrato de plata con cromato de potasio obteniéndose 20 g de precipitado de cromato de plata. Calcule la pureza del nitrato utilizado.
8. El ácido sulfúrico reacciona con el zinc para dar sulfato de cinc e hidrógeno. ¿Qué pureza tendrá una muestra de 90 g de zinc que liberó 30 L en CNPT de hidrógeno?
9. La soda cáustica (NaOH) se prepara comercialmente mediante la reacción de carbonato de sodio con cal apagada, $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Determinar la masa de soda cáustica que se puede obtener al hacer reaccionar 50 kg de carbonato de sodio de 95,8 % de pureza con exceso de cal apagada.
10. Se hace reaccionar hidróxido de zinc impuro con ácido nítrico.
 - a. ¿Qué masa de hidróxido de zinc con 70% de pureza reacciona con 300 g de ácido nítrico?
 - b. ¿Qué masa de la sal se obtiene?
11. Cuando se calientan carbonatos a altas temperaturas se forma dióxido de carbono. Este proceso se usa en la industria para obtener cal viva (óxido de calcio) a partir de caliza (carbonato de calcio). Calcular el volumen en CNPT de dióxido de carbono producido al descomponerse 10 gramos del mineral que tiene 85 % de pureza en carbonato de calcio.
12. Se hacen reaccionar 443,75 g de cloro, pureza 80% con 164,3 g de sodio, pureza 70%. Calcule:
 - a. Moles de cloruro de sodio formado.
 - b. Masa de reactivo que permanece sin reaccionar.
13. Un problema típico de la industria siderúrgica es determinar la masa de hierro que podrá obtenerse de la reacción entre óxido de hierro (III), extraído del mineral hematita y el carbono. Determinar la masa de hematita con 85% de pureza en óxido férrico necesaria para producir 500 g de hierro según la siguiente reacción (a igualar):
$$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightleftharpoons \text{Fe} + \text{CO}_2$$
14. El carbonato de sodio reacciona con el hidróxido de bario para producir hidróxido de sodio y carbonato de bario. Si en el proceso se obtienen 90 g de hidróxido de sodio a partir de 160 g de carbonato de sodio, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?
15. Una muestra de zinc metálico de 150 g se calienta hasta que se vaporiza y a continuación se quema en exceso de oxígeno. Una vez que la reacción ha terminado se recogen 160 g de óxido de zinc, usado como pigmento en las pinturas. Calcular el rendimiento del proceso.