

TPET 132 PARAVACHASCA

OPERACIÓN Y CONTROL DE PROCESOS 1

TRABAJO PRÁCTICO N°4

OBJETIVOS:

- Continuidad en el análisis de cálculos estequiométricos
- Entender los conceptos de Reactivo limitante y pureza
- Comprender los equilibrios de ecuaciones
- Cálculos de reactivos y productos
- Resolver la ejercitación presentada al final del trabajo.
- Lectura y comprensión de texto

CRITERIOS DE EVALUACIÓN:

- 1- Tu correcta participación en los grupos de consulta.
- 2- Comunicación con el docente para evacuar dudas.
- 3- Prolijidad en la entrega del trabajo.
- 4- Pasar las actividades a la carpeta.

Profesor : Deblajovich

Fernando Gabriel

Correos:

fer_deblajovich@hotmail.com

/deblajovich@gmail.com

Noviembre Integradora



Reactivo limitante y reactivo en exceso

La sustancia (reactivo) que se consume primero, es el reactivo limitante. Para interpretar este concepto en estequiometría, planteamos la idea básica considerando una analogía sencilla que no tiene mucho que ver con la química.

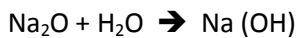
Si se tienen 4 rebanadas de jamón y 6 de pan para preparar el mayor número de sándwich posible utilizando una rebanada de jamón y dos rebanadas de pan por sándwich. Resulta claro que se pueden preparar solo 3 sándwich, punto en el cual se termina el pan. Haciendo la comparación con la estequiometría, el pan sería el reactivo limitante y las rebanadas de jamón que quedan, el reactivo en exceso (1 en este caso).

Reactivo limitante porque limita la formación de producto ya que por lógica si este se termina finaliza su reacción.

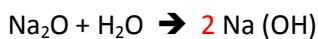
Reactivo en exceso porque su cantidad excede o supera la cantidad necesaria para esa situación.

Ejemplo

Se colocan a reaccionar 100g de óxido de sodio con 100g de agua. Calcule cuantos moles y cuantos gramos de hidróxido de sodio se obtienen.



Lo primero que hacíamos era equilibrar o ver si la reacción esta equilibrada

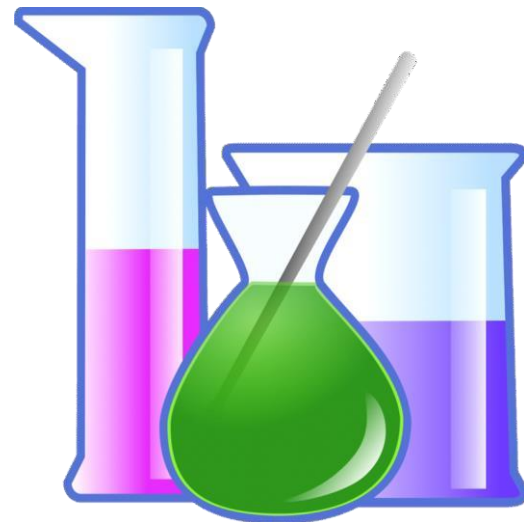


Sacamos pesos moleculares

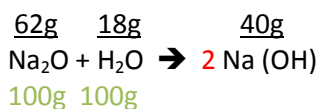
$$\text{Na}_2\text{O} = 62 \text{ g}$$

$$\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g}$$

$$\text{Na (OH)} = 40 \text{ g}$$



Como las cantidades de ambos reactivos son arbitrarias, el primer paso es calcular el reactivo limitante, es decir el reactivo que determinará la cantidad de producto que se producirá. Para realizar este cálculo se hará con regla de tres simple, basándose en la estequiometría de reacción.



Debemos plantear dos reglas de 3

$$\begin{array}{l} 62\text{g Na}_2\text{O} \text{-----} 18\text{g H}_2\text{O} \\ 100\text{g Na}_2\text{O} \text{----} x = 29.03\text{g H}_2\text{O} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 18\text{g H}_2\text{O} \text{-----} 62\text{g Na}_2\text{O} \\ 100\text{g H}_2\text{O} \text{----} x = 344.44\text{g Na}_2\text{O} \end{array}$$

¿Que información podemos obtener de estas dos reglas de 3 simples?

Debo comparar lo que yo tengo (Dato) con respecto a lo que me da la regla de 3, que sería lo que necesito para la reacción.

De agua el dato me dice que tengo 100g, la regla de 3 me dice que necesito 29.03g. Si yo tengo como dato más de lo que necesito (lo saco con la regla de 3) este reactivo está en exceso.

Del óxido de sodio me dice que tengo 100g, la regla de 3 me dice que necesito 344,44 g de Na₂O para completar reacción. Si yo tengo como dato menos de lo necesario (valor que obtengo con la regla de 3) este reactivo será el limitante.

Gramos en exceso

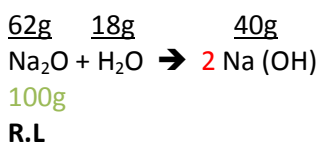
Trabajamos sobre el reactivo en exceso, al dato que nos da el problema, le restamos lo necesario obtenido en la regla de 3.

$$100\text{g H}_2\text{O (dato)} - 29.03\text{g H}_2\text{O (necesito)} = 70.97\text{g H}_2\text{O en exceso}$$

¿Con cuál dato se trabaja para resolver el problema?

Siempre se trabaja con el reactivo limitante

Entonces nuestra reacción ahora que ya definimos cual es el limitante, y cuál es el dato que nos sirve, nos queda de la siguiente forma.



NO ANOTAMOS EL DATO DEL AGUA, YA QUE NO ES UN DATO QUE NOS SIRVA PARA LA RESOLUCIÓN. EL QUE SIRVE ES EL REACTIVO LIMITANTE

PUREZA

La mayoría de los reactivos no son químicamente puros, ya sea que los obtenga a nivel industrial o en laboratorios, debido a que muchas veces es difícil separar impurezas. La pureza de un reactivo puede definirse como

$$\%P = \frac{\text{Sustancia pura}}{\text{Sustancia impura}} * 100$$

Tendremos dos situaciones con el cálculo de pureza

- 1) Si nos dicen 20 gramos de x compuesto (siendo x cualquier compuesto) que tiene una pureza del 85%. Lo que reacciona no son los 20 gramos ya que ellos poseen impurezas como humedad u cualquier otro tipo de impureza. Entonces debemos sacar lo que realmente reacciona. Que es lo que se utiliza en la estequiometría. ¿Cómo lo hacemos?

100%---- 20g de x
85% ---- **17g de x** Esos 17 gramos son los que realmente reaccionan, PURO, el dato que usaremos para llevar a cabo el cálculo.

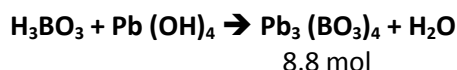
- 2) Si en cambio nos preguntan cuantos gramos debo poner de un reactivo que tiene pureza 92% si lo necesario para la reacción son 25g. Entonces yo tengo lo puro, con el grado de pureza tengo que sacar los gramos que debo colocar con impurezas para que se de la reacción.

92%----- 25g de x Esos 27.17 gramos son los que yo debo colocar de reactivo para que la reacción ocurra. Esta cantidad viene con impurezas.
100% --- 27.17g de x

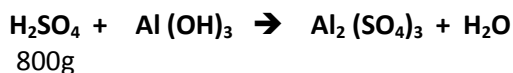
Guía de problemas

- 1) Resolver las siguientes reacciones estequiométricas aplicando estos dos nuevos conceptos cuando sea necesario (Reactivo limitante y Pureza) en conjunto con la anterior secuencia en la que vimos ESTEQUIOMETRÍA

- A) Se hacen reaccionar una cierta cantidad de ácido bórico con hidróxido plúmbico para formar 8.8 moles de la sal correspondiente. Equilibrar y calcular gramos moles y moléculas de todas las sustancias intervinientes.

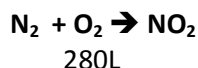


- B) Se hacen reaccionar 800 gramos de ácido sulfúrico con hidróxido de aluminio para formar la sal neutra. Equilibrar y calcular gramos moles y moléculas de todas las sustancias intervinientes.



IMPORTANTE: para resolver este problema y seguir con el modelo de resolución que vimos en todos los ejercicios de la secuencia anterior, lo primero que haremos luego de equilibrar y sacar los pesos moleculares será pasar a mol los gramos del dato que tenemos

- C) Se utilizan 280 litros de oxígeno en CNPT, para formar dióxido de nitrógeno. Equilibrar y calcular gramos moles, litros y moléculas de todas las sustancias intervinientes.



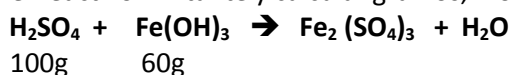
IMPORTANTE: para resolver este problema y seguir con el modelo de resolución que vimos en todos los ejercicios de la secuencia anterior, lo primero que haremos luego de equilibrar y sacar los pesos moleculares será pasar a mol los litros del dato que tenemos

- D) En un recipiente se colocan 100 gramos de ácido sulfúrico en conjunto con 60 gramos de Hidróxido férrico. Equilibrar y calcular lo siguiente

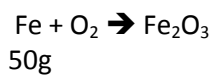
*Determinar cual será el reactivo limitante y cual el exceso

*Cuantos gramos de exceso

*Trabajar con el reactivo limitante y calcular gramos, moles y moléculas



- E) En un recipiente se colocan 50gramos de Hierro con una pureza del 77% y se lo deja en contacto con oxígeno, formándose así el óxido férrico. Equilibrar y calcular lo siguiente
- * Cuantos gramos tengo de hierro puro que reaccionan
 - * Con esos gramos, plantear de nuevo la estequiometría y calcular gramos, moles y moléculas de todas las sustancias presentes.



IMPORTANTE: para resolver este problema y seguir con el modelo de resolución que vimos en todos los ejercicios de la secuencia anterior, lo primero que haremos luego de equilibrar y sacar los pesos moleculares deberemos calcular la pureza. Con el dato del reactivo puro en gramos lo pasaremos a mol, para realizar los cálculos estequiométricos.

