

# Pureza y rendimiento en reacciones

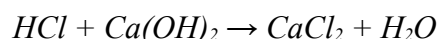
En este documento vamos a ver cómo se resuelven problemas de estequiometría que incluyan cálculos sobre pureza de un elemento o rendimiento de una reacción. Pero primero vamos a explicar brevemente qué son cada uno de estos términos.

**Pureza:** hablar de la pureza de un elemento es hacer un ejercicio de estequiometría un poco más realista, puesto que en la naturaleza o en el laboratorio es muy difícil conseguir trabajar con un compuesto 100% puro. Lo normal es que el ácido clorhídrico que estás usando no sea todo ácido clorhídrico (por ejemplo, porque el agua en donde esté diluido tenga otras cosas) o que el azufre que reacciona tenga impurezas. Así pues, cuando tengamos un compuesto “defectuoso”, éste va a contar a la hora de hacer los cálculos como si estuviera en menor cantidad.

**Rendimiento:** Del mismo modo, indicar que nuestra reacción tiene un rendimiento del  $x$  % es acercar las cosas a como ocurren en la realidad. Los cálculos estequiométricos básicos de cualquier problema son puramente matemáticos, pero en el laboratorio pueden darse fluctuaciones de temperatura, pérdidas por evaporación, irregularidades imperceptibles y mil cosas<sup>1</sup> más que hacen que no se obtengan las cifras que tan limpiamente hemos obtenido mediante ecuaciones (de hecho, siempre se obtiene menos, porque todos los rendimientos reales son inferiores al 100%)

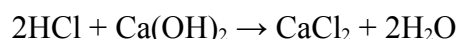
Aclarado esto, vamos con un par de problemas de ejemplo.

1) *En la reacción de neutralización del ácido clorhídrico con hidróxido de calcio:*



*se utilizan 100 gramos de clorhídrico 60% puro. Calcular a) la cantidad de cloruro de calcio obtenida. b) Conociendo la pureza del HCl, ¿cuántos gramos de éste habría que usar para obtener 50g de H<sub>2</sub>O?*

Si te has lanzado a hacer cálculos estequiométricos después de leer el enunciado, MAL. Escribe cien veces: “Debo ajustar primero las reacciones”. Cuando lo hayas hecho, y hayas ajustado la reacción hasta tener esto:



Entonces sí podemos empezar a trabajar.

La primera parte es un problema de estequiometría básico. Comienza calculando los moles de clorhídrico a partir de los gramos que nos dan:

---

<sup>1</sup> Como el segundo principio de la termodinámica, que, muy sucintamente, afirma que siempre habrá pérdidas por el camino.

## Cajón de Ciencias

1) Paso de gramos de HCl a moles de HCl:

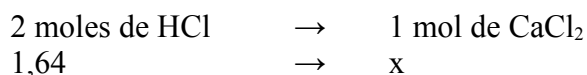
$$n = 100/36,5 = 2,74 \text{ moles de HCl.}$$

Ahora, antes de seguir como un problema típico, vamos a utilizar el dato del rendimiento. Que el HCl sea un 60% puro significa que no tenemos 2,74 moles *reales* de HCl. Parte de ellos (concretamente un 40%) no nos sirven, no intervienen en la reacción, por tener impurezas o cualquier otro motivo. *No* trabajaremos con 2,74 moles de HCl, sino con el 60% de esos 2,74 moles:

$$\text{moles reales de HCl} = 2,74 \cdot 60/100 = 1,64 \text{ moles de HCl}$$

Ahora sí seguimos como siempre.

- Paso de moles de HCl a moles de  $\text{CaCl}_2$



$$x = 0,82 \text{ moles de CaCl}_2$$

- Paso de moles de  $\text{CaCl}_2$  a gramos de  $\text{CaCl}_2$ :

$$\begin{aligned} n &= m/P_m \\ 0,82 &= m/111 \\ m &= 91,02 \text{ g de CaCl}_2 \end{aligned}$$

¿Está claro? Lo único nuevo que añade la pureza es que hay que calcular un porcentaje a partir de los moles de nuestra sustancia inicial<sup>2</sup>. El resto es un problema de estequiometría típico. Bien, vamos con el apartado b):

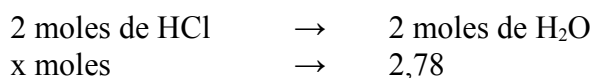
*b) Conociendo la pureza del HCl, ¿cuántos gramos de éste habría que usar para obtener 50g de  $\text{H}_2\text{O}$ ?*

Es como el anterior, pero trabajando hacia atrás.

- Paso de gramos de agua a moles de agua:

$$n = m/P_m = 50/18 = 2,78 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

- Paso de moles de agua a moles de HCl:



<sup>2</sup> También puede hallarse el porcentaje de los gramos iniciales, transformar el resultado en moles y seguir a partir de ahí. El resultado es el mismo.

## Cajón de Ciencias

$$x = 2,78 \text{ moles de HCl}$$

- Paso de moles de HCl a gramos de HCl

$$n = m/P_m$$

$$2,78 = m / 36,5$$

$$m = 101,39 \text{ g de HCl}$$

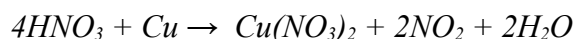
Y ahora es cuando utilizamos el dato del rendimiento. Razonemos un poco: si el reactivo fuese 100% puro, los 101,39 g de HCl nos darían exactamente los 50g de agua. Pero no es un HCl ideal, sino uno real, de laboratorio, con una pureza del 60%. Si echásemos 101,39g, sólo estarían reaccionando el 60% de ellos, y no llegaríamos a los 50g de agua que necesitamos. En estos casos, la regla de tres se plantea así:

$$\begin{array}{lcl} 101,39\text{g} & \rightarrow & 60\% \\ x & \rightarrow & 100\% \end{array}$$

O lo que es lo mismo, los 101,39g sólo nos consiguen un 60% del producto; si queremos un 100%, tendremos que echar  $x$ .

$$x = 101,39 \cdot 100 / 60 = 168,98\text{g}$$

### 2) En la reacción química



se desprenden 2,8L de  $\text{NO}_2$ , en condiciones normales, cuando se hacen reaccionar 5g de cobre puro con la cantidad necesaria de  $\text{HNO}_3$ .

a) ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

b) Conocido el rendimiento, calcula la masa de agua obtenida.

En primer lugar, a riesgo de ser repetitivo, asegúrate de que la reacción esté bien ajustada. Siempre. Incluso si, como ahora, parece que ya te la dan ajustada, no te llevará más que unos segundos echar cuentas y comprobar que está bien.

¿Ya lo has hecho? Bien (y si no, ¿a qué esperas?). Bien, vamos con el primer apartado. Después de darnos una serie de datos, nos preguntan por el rendimiento. La fórmula del rendimiento, es:

$$r = \text{cantidad real obtenida} / \text{cantidad teórica} \cdot 100$$

## Cajón de Ciencias

Los 2,8 litros de NO<sub>2</sub> son una cantidad real (nos dicen que es el volumen que se obtiene de este gas). También son reales los 5g de cobre puro (es algo que puedes medir y controlar en laboratorio). Lo que nos falta es la cantidad teórica. Mejor dicho: el volumen teórico (matemáticamente calculado) de NO<sub>2</sub> que se obtendrá a partir de 5g de Cu. Esto es un problema de estequiometría básico<sup>3</sup>.

1) Paso de gramos de Cu a moles de Cu:

$$n = 5/63,5 = 0,08 \text{ moles de Cu}$$

2) Paso de moles de Cu a moles de NO<sub>2</sub>:

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol de Cu} & \rightarrow & 2 \text{ moles de NO}_2 \\ 0,08 & \rightarrow & x \end{array}$$

$$x = 0,16 \text{ moles de NO}_2$$

3) Paso de moles de NO<sub>2</sub> a litros de NO<sub>2</sub> (en condiciones normales)

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol de NO}_2 & \rightarrow & 22,4 \text{ L} \\ 0,16 & \rightarrow & x \end{array}$$

$$x = 3,58 \text{ L}$$

Como era de esperar, los cálculos matemáticos nos dan una cifra superior a la cantidad conseguida en condiciones reales de laboratorio. Lo contrario nos habría dado un rendimiento superior al 100%, y por lo tanto estaría mal.

$$\begin{aligned} r &= \text{cantidad real obtenida/cantidad teórica} \cdot 100 \\ r &= 2,8/3,58 \cdot 100 = 78,21\% \end{aligned}$$

El apartado b) es el otro tipo de problemas con rendimiento que te pueden caer. En lugar de calcular tú el rendimiento, te dan el de una reacción (bueno, en este caso lo has calculado tú previamente) y te preguntan qué cantidad se obtiene de un determinado compuesto. Se entiende que cantidad *real*.

Comienza igual que un problema de estequiometría básico:

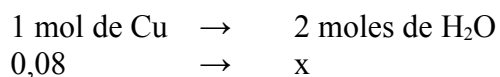
1) Paso de gramos de Cu a moles de Cu:

$$n = 5/63,5 = 0,08 \text{ moles de Cu}$$

2) Paso de moles de Cu a moles de NO<sub>2</sub>:

<sup>3</sup> Aquí no nos estamos deteniendo a explicar con detalle cómo se resuelve un problema básico de estequiometría. Si tienes dificultades con ellos, puedes consultar el documento de “Estequiometría” de nuestra página, en la sección de Química/Reacciones

## Cajón de Ciencias



$$x = 0,16 \text{ moles de H}_2\text{O}$$

3) Paso de moles de  $\text{NO}_2$  a gramos de  $\text{H}_2\text{O}$

$$n = m/Pm$$

$$0,16 = m/18$$

$$m = 2,88 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Repetimos para los despistados: estos son los gramos *teóricos*. Los gramos *reales* los sacamos de la fórmula del rendimiento, usando el valor de éste que nos salió en el apartado a):

$$r = \text{cantidad real obtenida/cantidad teórica} \cdot 100$$

$$78,21 = \text{cantidad real}/2,88 \cdot 100$$

$$\text{cantidad real} = 2,25 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Que, como tiene que ser, es una cifra inferior a la teórica.