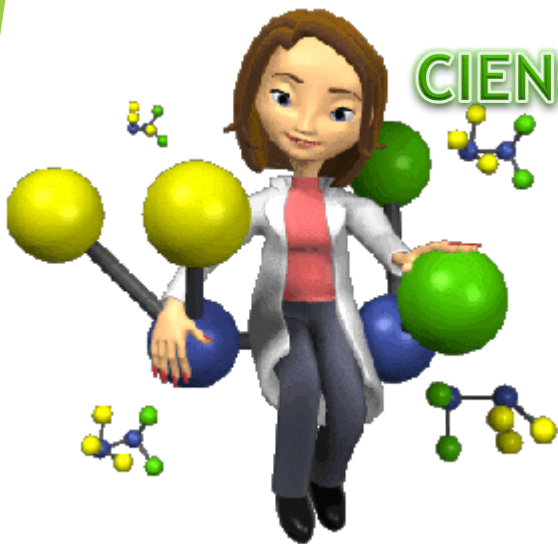
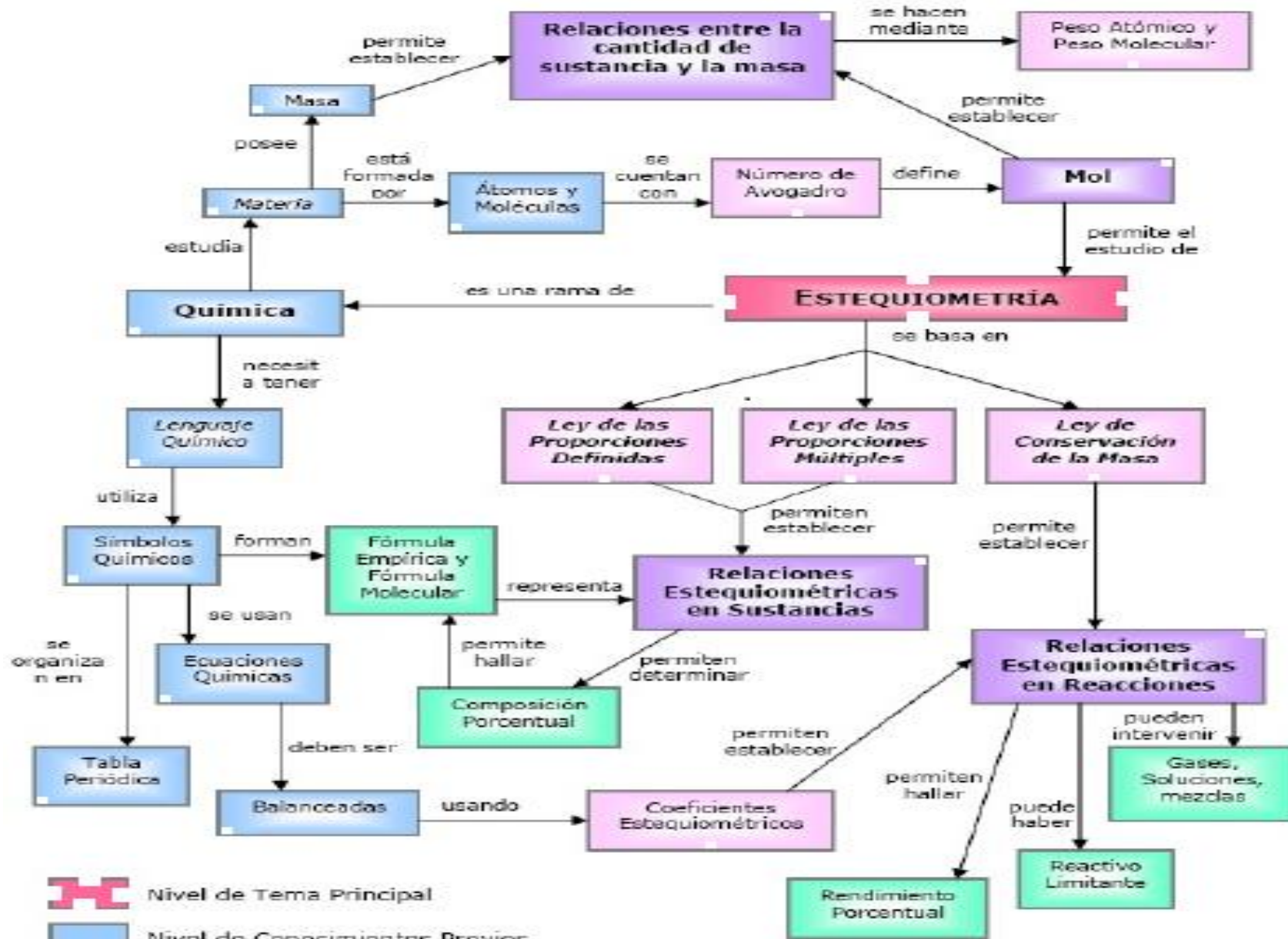







# ESTEQUIOMETRIA

LICEO FEMENINO MERCEDES NARIÑO I.E.D.  
CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL-QUÍMICA  
GRADO 10°

Docente Titular: Mg. Veronica Pinzón  
Docente en formación: Mildre Maranta





-  Nivel de Tema Principal
-  Nivel de Conocimientos Previos
-  Nivel de Ejes Temáticos
-  Nivel de Conceptos Necesarios
-  Nivel de Aplicación

# ¿ QUE ES UNA FÓRMULA QUÍMICA?

Es la representación de un compuesto que indica la clase de átomos que lo conforman (por medio del símbolo) y la proporción en que se encuentran.



Formula química del agua

## CLASES DE FÓRMULAS QUÍMICAS

**HO**

Fórmula empírica

Peróxido de hidrógeno

**H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>**

Fórmula molecular

**HO-OH**

Fórmula semidesarrollada

# COMPOSICIÓN PORCENTUAL

Se refiere a la cantidad presente de un elemento por cada 100 g de compuesto. Para calcular la composición porcentual es indispensable saber la masa molar ( $M$ ) de la sustancia.

Ejemplo:

La fórmula química del sulfato de aluminio es  $Al_2(SO_4)_3$ . Determinar la composición porcentual de cada elemento que conforma el compuesto.

$$M Al_2(SO_4)_3 = 2(27.0) + 3(32.0) + 12(16.0) = 342 \text{ g/mol}$$

$$\text{Porcentaje de X} = \frac{\text{masa de X (g)}}{\text{masa del compuesto (g)}} \times 100$$

Ejemplo:

$$\text{Porcentaje de } Al_2 = \frac{54.0 \text{ g}}{342 \text{ g}} \times 100 = 15.79 \%$$

Elemento	Masa molar (g/mol)	mol del elemento	masa (g)	Porcentaje (%)
Al	27.0	2	54.0	15.79
S	32.0	3	96.0	28.07
O	16.0	12	192.0	56.14

# Fórmula empírica



La fórmula empírica es una expresión que representa la proporción más simple en la que están presentes los átomos que forman un compuesto químico. Es por tanto la representación más sencilla de un compuesto. Por ello, a veces, se le llama fórmula mínima.

## Ejemplo

El análisis de cierto compuesto, cuya masa molar (**M**) es 180 g/mol, revela que su composición porcentual es, 40% de C, 6,67% de H, y 53,33% de O. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

Pasos a seguir:

1. Determinar las masas molares de cada uno de los elementos presentes en el compuesto.  
C= 12 g/mol   H= 1 g/mol   O= 16 g/mol
2. Según los porcentajes de cada uno de los elementos obtener la masa en gramos  
C= 40g   H= 6,67g   O= 53,33g
3. Determinar las moles de cada elemento

$$\text{Carbono } 40\text{g} \times \frac{1 \text{ mol}}{12\text{g}} = 3,33 \quad \text{Hidrógeno } 6,67 \times \frac{1 \text{ mol}}{1\text{g}} = 6,67 \text{ mol} \quad \text{Oxígeno } 53,33\text{g} \times \frac{1 \text{ mol}}{16\text{g}} = 3,33\text{mol}$$

4. Dividir cada valor obtenido en el paso 3 entre el menor de ellos. Si los números obtenidos son enteros, usarlos como subíndices para escribir la fórmula empírica. Si los valores no son enteros, se deben multiplicar por el entero más pequeño que de por resultado otro entero.

$$\text{Carbono: } \frac{3,33}{3,33} = 1; \quad \text{Hidrogeno: } \frac{6,67}{3,33} = 2; \quad \text{Oxígeno: } \frac{3,33}{3,33} = 1$$

**La fórmula empírica del compuesto es: CH<sub>2</sub>O (30.0 g/mol)**



# Fórmula molecular



La fórmula molecular, indica el tipo de átomos presentes en un compuesto molecular, y el número de átomos de cada clase.

## Ejemplo

¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto del ejemplo anterior, cuya  $M=180\text{g/mol}$ ?

Pasos a seguir:

1. Obtener masa molar del compuesto cuya fórmula empírica es  $\text{CH}_2\text{O}$

$$\text{C: } 12\text{g/mol} * 1 = 12$$

$$\text{H: } 1\text{ g/mol} * 2 = 2$$

$$\text{O: } 16\text{ g/mol} * 1 = 16$$

$$\text{masa molar de } \text{CH}_2\text{O: } 12+2+16= 30\text{ g/mol}$$

2. Dividir la masa molar teórica entre la masa molar empírica

$$\frac{180\text{ g/mol}}{30\text{ g/mol}} = 6$$

3. Para finalizar se multiplica el valor obtenido en el paso 2 por cada uno de los elementos presentes en el compuesto

$$(6) * (\text{CH}_2\text{O}) = \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = \textit{glucosa}$$

## MASA MOLAR Y NÚMERO DE AVOGADRO



### Mol :

Cantidad de materia que contiene  $6.022 \times 10^{23}$  partículas elementales (átomos, moléculas, iones, electrones...)”, por ello, la masa de un mol de partículas corresponde a las unidades de masa atómica que posea (u.m.a) que se asume, es equivalente con la masa en gramos; así, la masa de un (1) mol de Carbono (12 g / mol) no es igual a la masa de un mol de Sodio (23g / mol), pero cada mol si contiene la misma cantidad de partículas, de esta manera:

1 mol de C =  $6.022 \times 10^{23}$  átomos de carbono = 12 u.m.a. = 12g/mol

1 mol de Na =  $6.022 \times 10^{23}$  átomos de sodio = 23 u.m.a. = 23g/mol

# Peso atómico y peso molecular



**peso atómico** de un elemento, es la cantidad de masa que hay por mol de átomos del elemento.

*Peso atómico del Potasio (K) = 39,1g/mol*

**peso molecular** es la sumatoria de los pesos atómicos de los elementos que conforman la molécula.

*Peso molecular del Cloruro de Potasio (KCl)= 74.6g/mol, Porque, K= 39,1 + Cl =35,5*

**Ejemplo:**

El agua H<sub>2</sub>O tiene un peso molecular de 18 g/mol. Si tenemos 250g de H<sub>2</sub>O. ¿Cuántas moles están contenidas en esta cantidad?

$$250g H_2O = \frac{1mol}{18g/mol} = 13,9mol$$



# REACTIVO LÍMITE Y EN EXCESO



## EL REACTIVO LIMITANTE

Es aquel que limita, detiene la reacción. Es decir: una vez que este reactivo se acaba, se detiene la formación de producto.

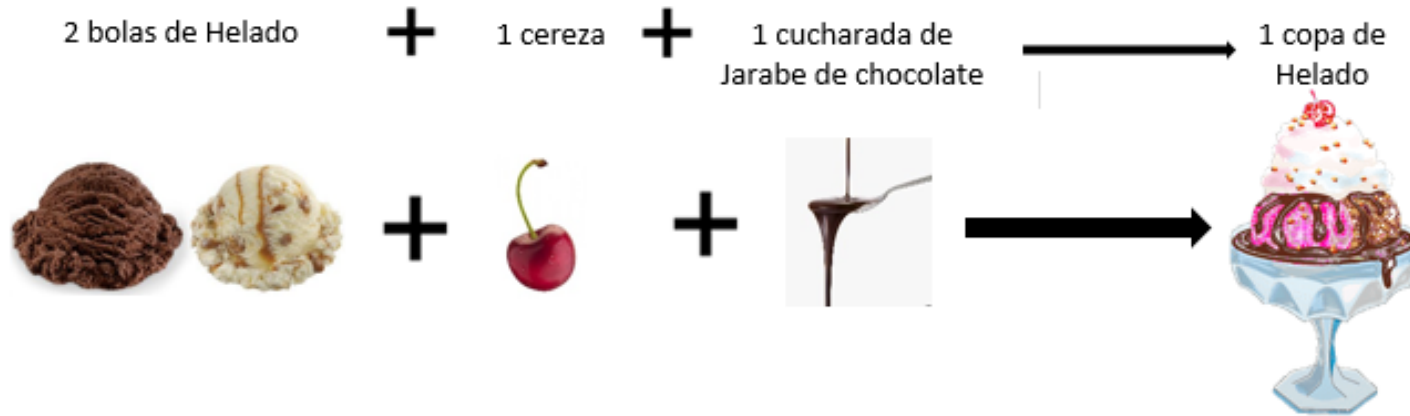


## REACTIVO EN EXCESO

El reactivo que no reacciona completamente, sino que "sobra".

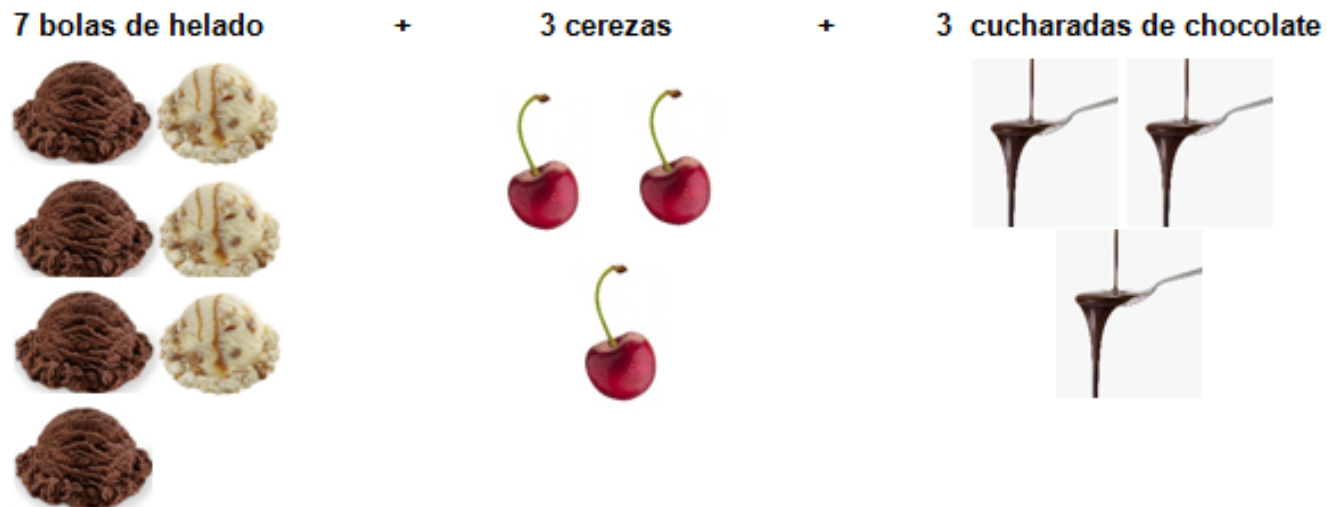
# EJEMPLO

Para preparar una copa de helado se requiere:



Sabemos que para preparar una copa de helado es necesario: 2 bolas de helado, 1 cereza y 1 cucharada de jarabe de chocolate, manteniéndose siempre en esta proporción  $2:1:1 = 1$ .

Por otra parte, si tuviéramos diferentes las proporciones de cada ingrediente entonces:



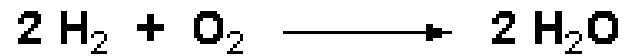
**Produce 3 copas de helado y sobraría 1 bola de helado**



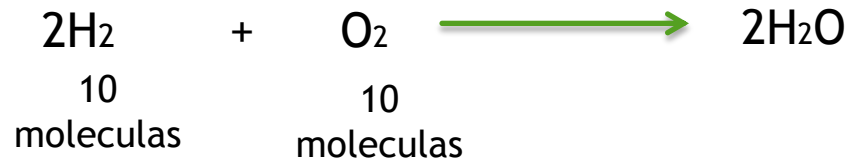
Por lo cual se puede decir que el producto en exceso es el helado y que los productos limitantes son las cerezas y el jarabe de chocolate.

# EJEMPLO QUÍMICO

Para la reacción



¿Cuál es el reactivo limitante si tenemos 10 moléculas de hidrógeno y 10 moléculas de oxígeno?



Como tenemos 10 moléculas de  $\text{H}_2$  y 10 moléculas de  $\text{O}_2$  la proporción requerida es de 2:1 y la proporción que tenemos es de 1:1. por ello, se acaba primero el hidrógeno empleándose las 10 moléculas y sobran la mitad de moléculas de oxígeno, es decir 5, de esta manera, el reactivo en exceso es el  $\text{O}_2$  y el reactivo limitante es el  $\text{H}_2$ .



## CÁLCULOS

Este proceso se puede evidenciar a través de factores de conversión que reflejan las relaciones de equivalencia establecidas entre **MASA (g)  $\leftrightarrow$  CANTIDAD DE SUSTANCIA (moles)  $\leftrightarrow$  Cantidad de partículas (átomos, moléculas...)**.

# PORCENTAJE DE PUREZA

En las reacciones químicas, los reactivos que se utilizan no se encuentran puros, sino que están mezclados con algunas impurezas. Para realizar cálculos estequiométricos es necesario conocer la pureza del reactivo. Y se define como:

$$P = \frac{\text{masa de la sustancia pura}}{\text{masa de la sustancia total}} * 100$$

## EJEMPLO

Una piedra caliza tiene una pureza en  $\text{CaCO}_3$  del 92%. ¿Cuántos gramos de cal viva ( $\text{CaO}$ ) se obtendrán por descomposición térmica de 200 g de la piedra?



$$\text{CaCO}_3 \text{ g puros} = 200 \text{ g CaCO}_3 * \left( \frac{92 \text{ g CaCO}_3 \text{ puros}}{100 \text{ g CaCO}_3} \right) = 184 \text{ g CaCO}_3$$

$200 \text{ g CaCO}_3 \text{ impuros} * 92 \text{ g CaCO}_3 \text{ puros} / 100 \text{ g CaCO}_3 \text{ impuros} * 1 \text{ mol CaCO}_3 / 100,1 \text{ g CaCO}_3 * 1 \text{ mol CaO} / 1 \text{ mol CaCO}_3 * 56,1 \text{ g CaO} / 1 \text{ mol CaO} = 103,1 \text{ g CaO}$  se pueden producir a partir de 200g de la piedra.



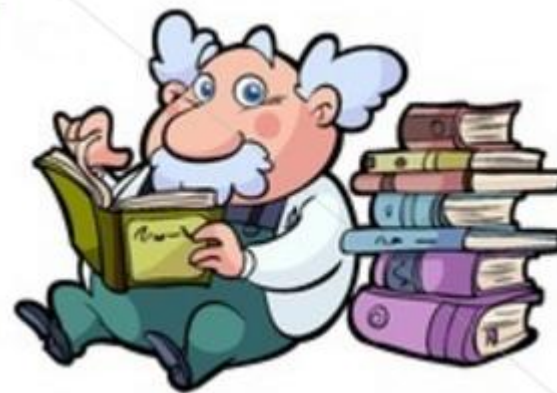


# RENDIMIENTO DE LA REACCIÓN

Cuando se produce una reacción química se obtienen menores cantidades de producto de las que cabría esperar teóricamente por la estequiometría de la reacción.

Motivos por el cual el rendimiento de la reacción no es del 100%

- ❖ La reacción se produce en condiciones inadecuadas.
- ❖ Se pierde algo de la sustancia al manipularla.
- ❖ Existen reacciones alternativas o secundarias que dan lugar a productos no deseados.

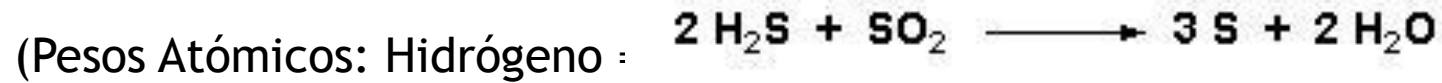


Se define el rendimiento de una reacción química como

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{Cantidad del Producto Obtenido}}{\text{Cantidad del Producto Teórico}} \times 100$$

# Ejemplo

Si se coloca 6,8 g de H<sub>2</sub>S, con SO<sub>2</sub> en exceso, y se producen 8,2 gramos de azufre ¿cuál es el rendimiento de la reacción?



Dos moles de H<sub>2</sub>S reaccionan con un mol de SO<sub>2</sub> para formar tres moles de azufre y dos moles de agua.

Pasar los gramos a moles

$$\text{H}_2\text{S} = \frac{6,8 \text{ gramos}}{34,076 \text{ gramos por mol}} = 0,199 \text{ moles} \quad \text{S} = \frac{8,2 \text{ gramos}}{32,06 \text{ gramos por mol}} = 0,255 \text{ moles}$$

Observando la ecuación se tiene que, 2 moles de H<sub>2</sub>S reaccionan (con exceso de SO<sub>2</sub>) para dar 3 moles de S, entonces:

$$(0,199 \text{ H}_2\text{O} * 3 / 2) = 0,298 \text{ moles de S.}$$

Entonces el rendimiento real de la reacción se obtiene 0,255 moles de S, por lo tanto el rendimiento de la reacción es:

$$\frac{0,255 \text{ S Obtenido}}{0,298 \text{ S teorico}} \times 100 = 85,5\%$$

# BIBLIOGRAFÍA

- ▶ • Brown, T. y otros. Química. La ciencia central. México. Editorial Prentice Hall. 7ª edición. 1998.
- ▶ • Chang, R. Química. Boston: Editorial McGraw Hill Higher Education, 9ª edición, 2007.
- ▶ • Universidad de Valladolid: [www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/esteq.html](http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/esteq.html)  
[www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/tutorial-02.html](http://www.eis.uva.es/~qgintro/esteq/tutorial-02.html)
- ▶ • Universidad de Talca:  
<http://dta.otalca.cl/quimica/profesor/urzua/cap4/estequi2/esteq2-index.htm>