

3. REACCIONES QUÍMICAS

1º BACHILLERATO

FÍSICA Y QUÍMICA

INTRODUCCIÓN

• **REACCIÓN QUÍMICA**: transformación en la una o más sustancias, los reactivos, interaccionan para dar lugar a otras sustancias de distinta naturaleza, los productos.

• **ECUACIÓN QUÍMICA**: *Reactivos* → *Productos*

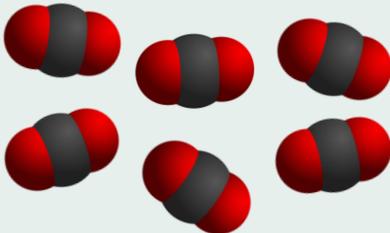
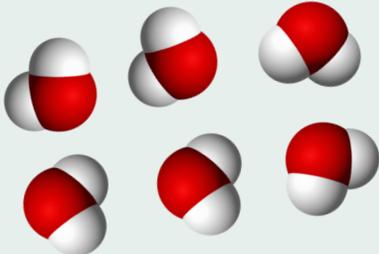
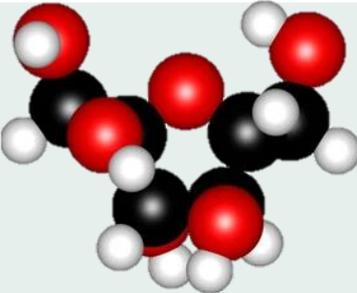
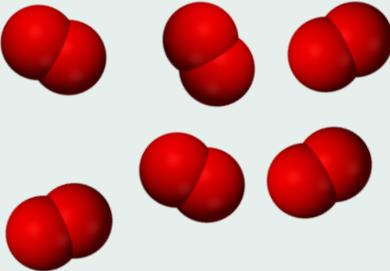


Ejemplo: fotosíntesis $6CO_2(g) + 6H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g)$

AJUSTE DE ECUACIONES QUÍMICAS

PASOS	$CO_2(g) + H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + O_2(g)$
1. Ajustar primero los átomos que se encuentran combinados en varias sustancias o que están 1 vez en los reactivos y 1 vez en los productos, como el caso del C o el H.	$6CO_2(g) + 6H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g)$
2. Ajustar los demás átomos, teniendo en cuenta los átomos que hallamos podido añadir por ajuste de los anteriores.	$6CO_2(g) + 6H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g)$
3. Comprobar que la ecuación está ajustada.	$6CO_2(g) + 6H_2O(l) \rightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6O_2(g)$

INTERPRETACIÓN DE LA ECUACIÓN QUÍMICA

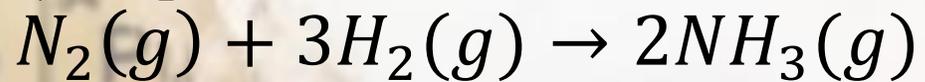
$6CO_2(g)$	$6H_2O(l)$	\rightarrow	$C_6H_{12}O_6(s)$	$6O_2(g)$
		<ul style="list-style-type: none"> Ruptura de enlaces entre reactivos. Recombinación de átomos. 		

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

REACCIONES DE SÍNTESIS

- Dos o más reactivos se unen para formar un producto más complejo: $A + B \rightarrow AB$

- Ejemplos:



REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN

- Un compuesto complejo se descompone en sustancias más sencillas: $AB \rightarrow A + B$

- Ejemplos:



TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

REACCIONES DE SUSTITUCIÓN

- Un elemento (o varios) en un compuesto es sustituido por otro: $A + BC \rightarrow AC + B$

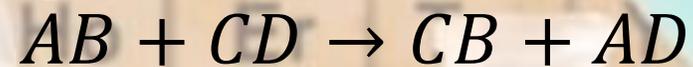


- Ejemplos:



REACCIONES DOBLE SUSTITUCIÓN

- Intercambio entre elementos que intervienen en la reacción:



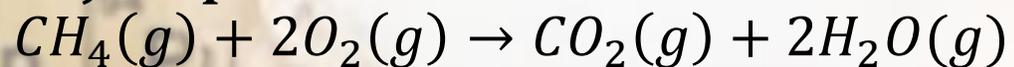
- Ejemplo:



PRINCIPALES REACCIONES

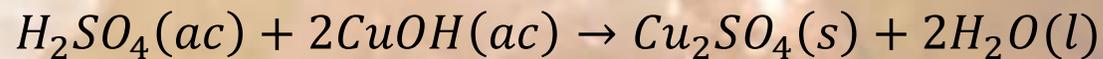
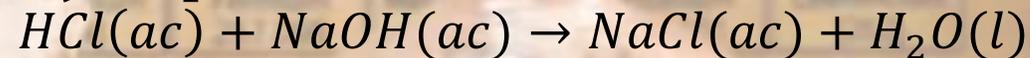
REACCIONES DE COMBUSTIÓN

- Una sustancia, generalmente orgánica, reacciona con O_2 desprende CO_2 y H_2O .
- Ejemplos:



REACCIONES ÁCIDO-BASE

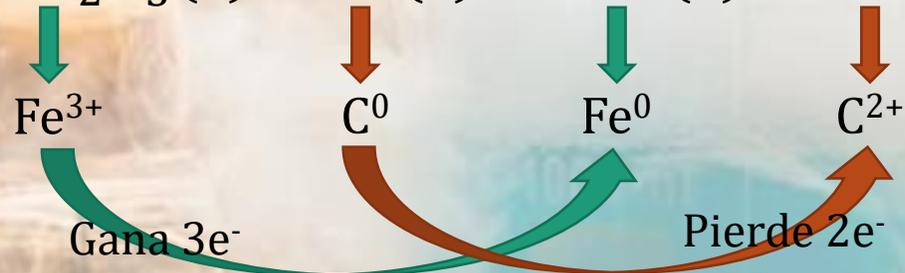
- Un ácido reacciona con una base para formar una sal y agua.
- Se produce una transferencia de protones.
- Ejemplos:



PRINCIPALES REACCIONES

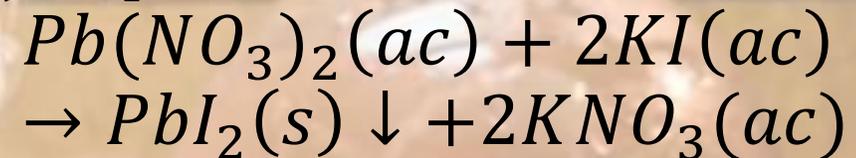
REACCIONES REDOX

- Una sustancia se reduce (gana electrones) y otra se oxida (pierde electrones).
- Se produce una transferencia de electrones.
- Ejemplo:



REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

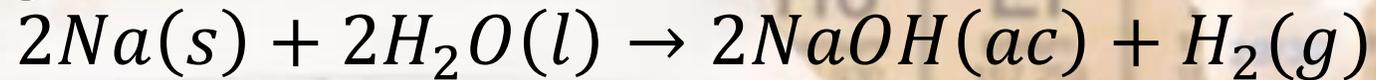
- La mezcla de sustancias iónicas en disolución acuosa produce una recombinación de iones que dan lugar a un producto insoluble, el precipitado.
- Ejemplo:



CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

CÁLCULOS CON MASAS

El sodio reacciona con el agua para producir hidrógeno gaseoso y el hidróxido del metal. Calcula los gramos de hidrógeno que se forman al añadir 62 gramos de sodio.



$$62g \text{ Na} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}}{23 \text{ g Na}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ moles Na}} \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 2,7 \text{ g de H}_2$$

Relación de
masa a moles

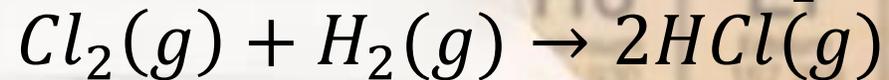
Relación
entre moles
de la reacción

Relación de
moles a masa

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

CÁLCULOS CON VOLÚMENES

El ácido clorhídrico gaseoso se obtiene por un proceso de síntesis a partir de cloro e hidrógeno gaseoso. Calcula el volumen que se forma de ácido al hacer reaccionar 4,5 L de H₂ a 1 atm y 0 °C.



$$4,5 \text{ L H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,4 \text{ L H}_2} \cdot \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 9 \text{ L de HCl}$$

Relación de
volumen a
moles

Relación
entre moles
de la reacción

Relación de
moles a
volumen

IMPORTANTE:

La relación de
volumen se obtiene
aplicando: $pV=nRT$

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

CÁLCULOS CON MASA Y VOLUMEN

El magnesio reacciona con el ácido clorhídrico para formar cloruro de magnesio y desprender hidrógeno gaseoso. ¿Qué cantidad de HCl tiene que reaccionar con Mg para obtener 50 L de H₂ a 1 atm y 0 °C?



$$50 \text{ L H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,4 \text{ L H}_2} \cdot \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{35,5 \text{ gHCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 163 \text{ gde HCl}$$

Relación de
volumen a
moles

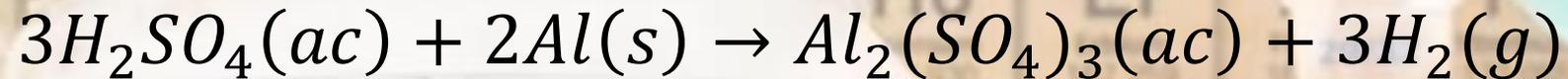
Relación
entre moles
de la reacción

Relación de
moles a masa

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

CÁLCULOS CON REACTIVOS EN DISOLUCIÓN

El ácido sulfúrico reacciona con el aluminio para formar sulfato de aluminio e hidrógeno. Calcula la masa de aluminio que reaccionará con 1500 mL de ácido sulfúrico de concentración 2,5 M.



Relación de volumen de disolución a moles

$$1500 \text{ mL } H_2SO_4 = 1,5 \text{ L } H_2SO_4 \cdot \frac{2,5 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ L } H_2SO_4} = 3,75 \text{ mol } H_2SO_4$$

Moles de partida de la disolución en la reacción

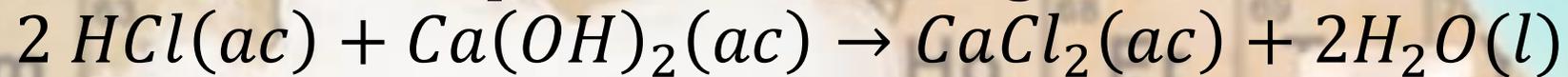
Relación entre moles de la reacción

$$3,75 \text{ mol } H_2SO_4 \cdot \frac{2 \text{ mol } Al}{3 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{27 \text{ g } Al}{1 \text{ mol } Al} = 67,5 \text{ g de } Al$$

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

CÁLCULOS CON REACTIVOS Y PRODUCTOS EN DISOLUCIÓN

El ácido clorhídrico neutraliza al hidróxido de calcio para formar una sal y agua. Calcula los gramos de ácido clorhídrico del 36% en masa que neutralizan una disolución que contiene 259 g de Ca(OH)_2 .



$$259 \text{ g } \text{Ca(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Ca(OH)}_2}{74 \text{ g } \text{Ca(OH)}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{HCl}}{1 \text{ mol } \text{Ca(OH)}_2} \cdot \frac{36,5 \text{ g } \text{HCl}}{1 \text{ mol } \text{HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g } D_{\text{HCl}}}{36 \text{ g } \text{HCl}} = 710 \text{ g de } D_{\text{HCl}}$$

Relación de
masa a moles

Relación
entre moles
de la reacción

Relación de
moles a masa

Relación de la
disolución
(36% masa)

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

CÁLCULOS CON REACTIVO LIMITANTE

Reactivo limitante: reactivo que se consume totalmente durante la reacción química → limita la cantidad de producto formado.

Reactivo en exceso: reactivo en mayor cantidad de la necesaria para reaccionar, por lo que sobra al final de la reacción.

¿CÓMO IDENTIFICAR EL REACTIVO LIMITANTE?

1. Escribir y ajustar la reacción química.
2. A partir del dato de uno de los reactivos, averiguar el número de moles que podrá formar.
3. A partir del dato del otro reactivo, averiguar el número de moles que formará ese reactivo y comparar con el anterior.
4. Aquel que de lugar a un **menor** número de moles, será el **reactivo limitante**.

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

CÁLCULOS CON REACTIVO LIMITANTE

En un matraz se mezclan 6 moles de nitrógeno con 3 moles de hidrógeno para obtener amoníaco. ¿Cuántos moles de NH_3 se forman?



$$\text{Reactivo 1 (N}_2\text{): } 6 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} = 12 \text{ mol NH}_3$$

$$\text{Reactivo 2 (H}_2\text{): } 3 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} = 2 \text{ mol NH}_3$$

Menor cantidad a obtener,
reactivo limitante

Como podemos ver, el hidrógeno es el reactivo limitante.

Se obtienen 2 moles de NH_3 en la reacción y sobran 5 moles de N_2 .

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

CÁLCULOS CON REACTIVO LIMITANTE

El cesio reacciona violentamente con el agua formando hidróxido de cesio e hidrógeno. Calcula la cantidad de hidrógeno que se desprenderá al añadir 13,3 g de Cs a un vaso con 100 mL de agua.



$$\text{Reactivo 1 (Cs): } 13,3 \text{ g Cs} \cdot \frac{1 \text{ mol Cs}}{133 \text{ g Cs}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Cs}} = 0,05 \text{ mol H}_2$$

Menor cantidad a obtener, reactivo limitante

$$\text{Reactivo 2 (H}_2\text{O): } 100 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2,78 \text{ mol H}_2$$

$$\text{Por tanto se obtienen: } 0,05 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,1 \text{ g de H}_2$$

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

RENDIMIENTO DE REACCIONES

$$Rdto(\%) = \frac{\text{Cantidad de producto real/obtenida}}{\text{Cantidad de producto teórica}} \cdot 100$$

En un horno industrial se quema una masa de mineral de carbón que contiene 1 t de carbono. Calcula el rendimiento de la reacción si se han vertido 3t de CO₂ al aire.

$$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$$

$$1 \text{ t } C = 10^6 \text{ g } C \cdot \frac{1 \text{ mol } C}{12 \text{ g } C} \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 3,67 \cdot 10^6 \text{ g de } CO_2$$

Cantidad teórica de CO₂ que debería obtenerse de 1 t de C

$$Rdto(\%) = \frac{m_{CO_2} \text{ real}}{m_{CO_2} \text{ teórica}} \cdot 100 = \frac{3 \cdot 10^6 \text{ g}}{3,67 \cdot 10^6 \text{ g}} \cdot 100 = 81,7\%$$

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

RENDIMIENTO DE REACCIONES

Si el rendimiento fuese del 90%, calcula la masa y el volumen de CO₂ desprendido a 1 atm y 0 °C. $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$

$$1 \text{ t C} = 10^6 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 3,67 \cdot 10^6 \text{ g de CO}_2$$

Cantidad teórica de CO₂ que debería obtenerse de 1 t de C

$$\text{Rdto}(\%) = \frac{m_{CO_2} \text{ real}}{m_{CO_2} \text{ teórica}} \cdot 100 \rightarrow 90 = \frac{m_{CO_2} \text{ real}}{3,67 \cdot 10^6 \text{ g}} \cdot 100 \rightarrow m_{CO_2} = 3,3 \cdot 10^6 \text{ g}$$

Cantidad real obtenida de CO₂

$$3,3 \cdot 10^6 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 1,68 \cdot 10^6 \text{ L CO}_2$$

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

RIQUEZA O PUREZA

$$\text{Riqueza}(\%) = \frac{\text{masa}_{\text{pura}}}{\text{masa}_{\text{total}}} \cdot 100$$

Una muestra de oligisto (Fe_2O_3 con impurezas) reacciona con HCl comercial de concentración 36% masa y densidad 1,2 g/mL para formar cloruro de hierro(III) y agua. Calcula la riqueza de la muestra si 4 g reaccionan con 10 mL de ácido.



$$10 \text{ mL } D_{\text{HCl}} \cdot \frac{1,2 \text{ g } D_{\text{HCl}}}{1 \text{ mL } D_{\text{HCl}}} \cdot \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g } D_{\text{HCl}}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{6 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{159,6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}$$

$$= 3,15 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

Cantidad que debería obtenerse del compuesto de forma pura

$$\text{Riqueza}(\%) = \frac{m_{\text{pura}}}{m_{\text{total}}} \cdot 100 = \frac{3,15 \text{ g}}{4 \text{ g}} \cdot 100 = 78,8\%$$