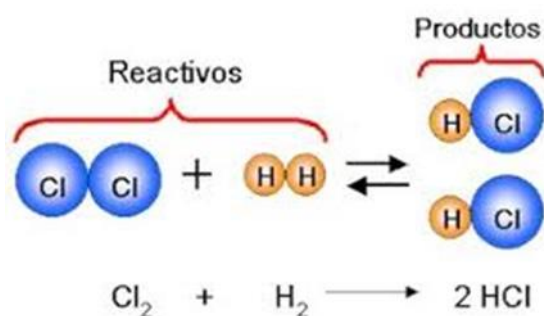


FÍSICA Y QUÍMICA //

1º BACHILLERATO.

- **TEMA 1. FORMULACIÓN INORGÁNICA.**
- **TEMA 2. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA**
- **TEMA 3. TRANSFORMACIONES QUÍMICAS. ESTEQUIOMETRÍA.**
- **TEMA 4. ESTRUCTURA ATÓMICA, SISTEMA PERIÓDICO Y ENLACE QUÍMICO.**
- **TEMA 5. FORMULACIÓN ORGÁNICA.**
- **TEMA 6. CINEMÁTICA**
- **TEMA 7. DINÁMICA.**
- **TEMA 8. ENERGÍA.**
- **TEMA 9. ELECTRICIDAD.**



TRANSFORMACIONES QUÍMICAS.

ESTEQUIOMETRÍA.

TEMA 3

TEMARIO FÍSICA Y QUÍMICA.

Fernando Escudero Ramos.

I.E.S. FERNANDO DE LOS RÍOS (QUINTANAR DEL REY)



Índice de Contenido.

1. INTRODUCCIÓN.....	3
2. ECUACIONES QUÍMICAS.	4
3. AJUSTE DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA.	5

3.1. INTERPRETACIÓN DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA.	6
---	---

4. CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS.	8
------------------------------------	---

4.1. CALCULOS CON MASAS.....	8
------------------------------	---

4.2. CALCULOS CON VOLUMENES.	9
-----------------------------------	---

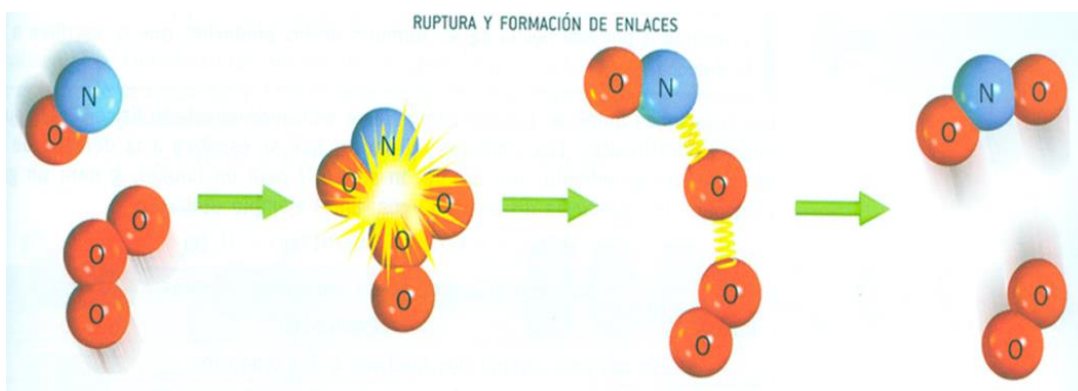
5. REACTIVO LIMITANTE.....	10
6. CALCULOS CON REACTIVOS EN DISOLUCIÓN.....	11
7. CALCULOS CON REACTIVOS IMPUROS.....	12
8. RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.	12
9. ALTUNOS TIPOS DE REACCIONES.	13
PROBLEMAS ESTEQUIOMETRÍA.	14

1. INTRODUCCIÓN.

Concepto de reacción química.

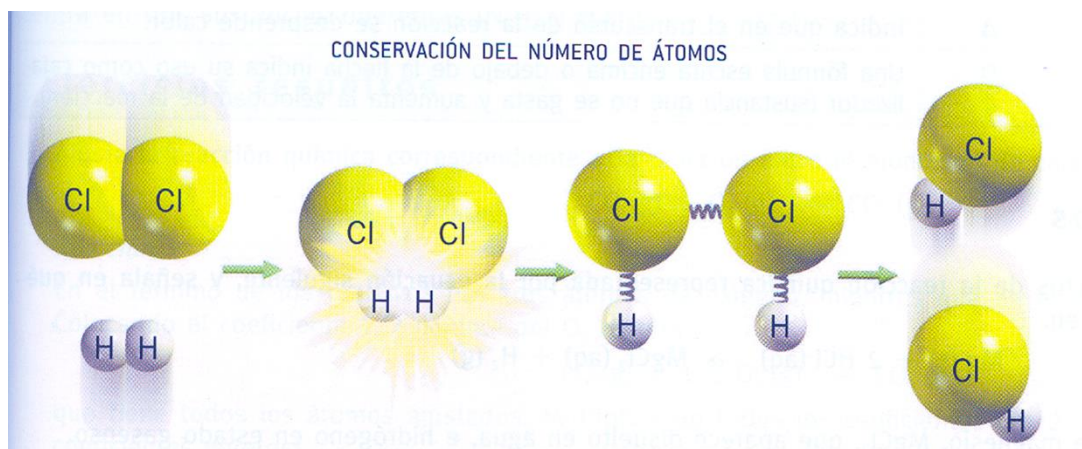
Una reacción química es un proceso por el cual una o varias sustancias iniciales, denominadas reactivos, se transforman en otra u otras finales, denominadas productos, diferentes de las iniciales.

Estos cambios de identidad son consecuencia de la ruptura de unos enlaces químicos y de la formación de otros nuevos.



Siempre que se produce la reordenación de átomos, el número y tipo de estos permanece inalterable. Esto corrobora la ley de Lavoisier que dice "En todos los reactivos químicos, la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de la masa de los productos"

Este hecho es debido a que en una reacción química los átomos de las moléculas de los productos son los mismos en cantidad y clases que los átomos de las moléculas de los reactivos, pero reagrupados de forma diferente. Por tanto, la masa del conjunto debe ser igual.



2. ECUACIONES QUÍMICAS.

Reacciones y ecuaciones químicas.

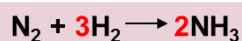


Una ecuación química indica de forma simbólica los cambios que tienen lugar en una reacción química. Presentan la siguiente forma:



En toda reacción química se cumple el *principio de conservación de la masa* y el *principio de conservación de las cargas eléctricas*, para ello, la reacción química debe estar **AJUSTADA**

Una ecuación química está ajustada si se conserva el nº de átomos en los dos miembros de la ecuación. Para ajustarla se utilizan los coeficientes estequiométricos



Si intervienen iones, deben ajustarse de forma que la carga neta sea la misma en los dos miembros



Símbolos utilizados en las ecuaciones químicas

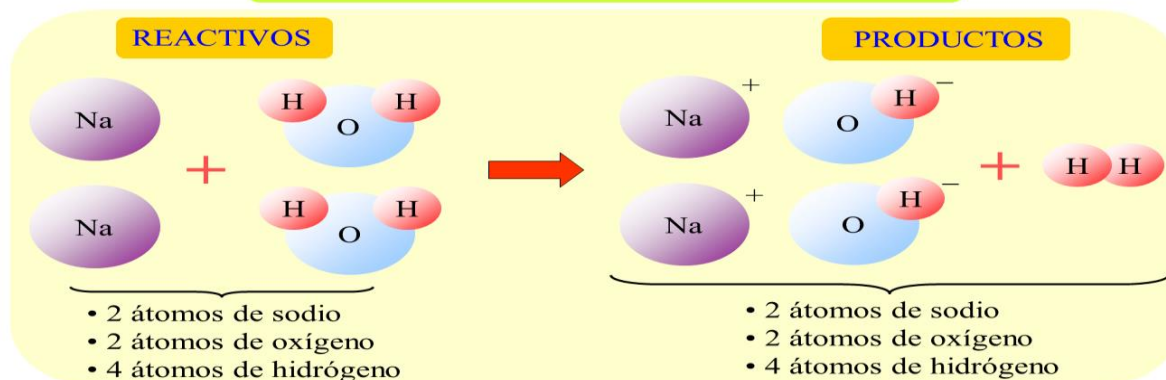
Símbolo	Significado
+	Se usa para separar dos reactivos o dos productos
$\Rightarrow$ ó $\rightarrow$	Se usan para separar los reactivos de los productos
=	Símbolo alternativo a $\Rightarrow$ ó $\rightarrow$
$\rightleftharpoons$	Se usa en lugar de $\Rightarrow$ en reacciones reversibles
(s)	Colocado detrás de la fórmula de un reactivo o producto indica que se encuentra en estado sólido
$\downarrow$	Símbolo alternativo a (s). Sólo se usa para un producto sólido
(l)	Designa un reactivo o producto en estado líquido. Se coloca detrás de la fórmula
(aq)	Indica que la sustancia se encuentra disuelta en agua
(g)	Designa un reactivo o producto en estado gaseoso. Se coloca detrás de la fórmula
	Símbolo alternativo a (g). Se usa sólo para un producto gaseoso
Δ	Indica que en el transcurso de la reacción se desprende calor
Pt $\rightarrow$	Una fórmula escrita encima o debajo de la flecha indica su uso como catalizador (sustancia que, aunque no se gasta, aumenta la velocidad de reacción)

3. AJUSTE DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA.

Para que una ecuación química sea cuantitativamente correcta, debe estar ajustada, es decir, cada lado de la ecuación debe tener el mismo número de átomos de cada elemento.

Para ajustar una reacción química se añaden unos coeficientes delante de las fórmulas de los compuestos. Estos coeficientes indican el número de moléculas que intervienen en dicha reacción.

Ejemplo:

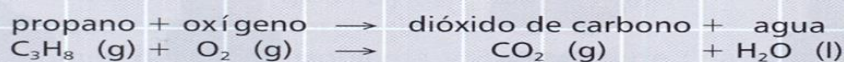


PROCEDIMIENTO PARA AJUSTAR UNA REACCIÓN.

Química

Ajustar la ecuación obtenida al quemar propano con oxígeno molecular para dar dióxido de carbono y agua. Dibujar su modelo de esferas.

1. Se identifican los reactivos y los productos y se escribe la ecuación química:



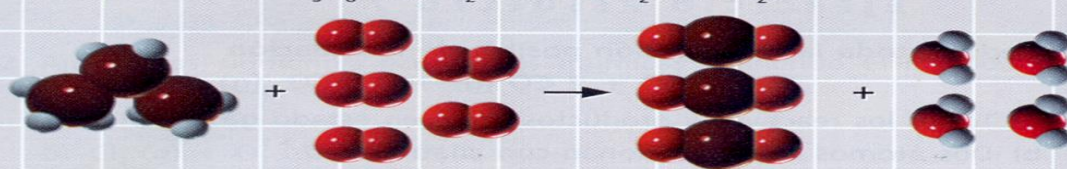
2. Se comprueba si la ecuación está ajustada. Para ello, contamos los átomos de C, H y O en cada uno de los miembros. En este caso, la ecuación no está ajustada.
3. Existen 3 átomos de C a la izquierda y 1 átomo de C a la derecha. Para igualar el número de carbonos se escribe el coeficiente 3 delante de la molécula de CO_2 (este coeficiente también afecta al O):



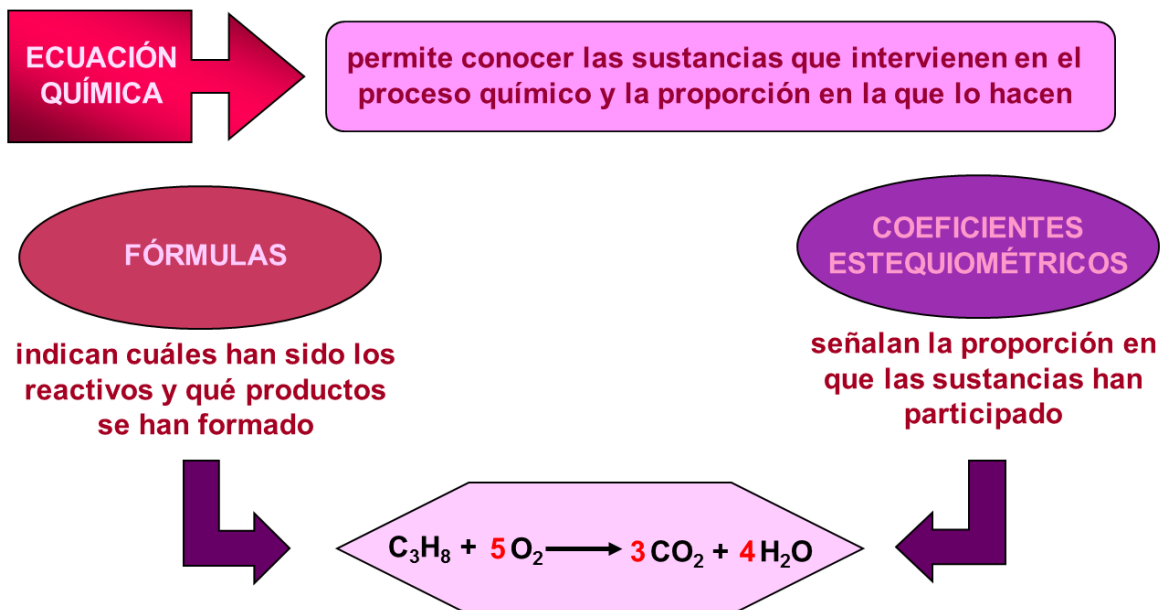
4. Existen 8 átomos de H a la izquierda y 2 átomos de H a la derecha. Para igualar el número de estos átomos se escribe el coeficiente 4 delante de la molécula de H_2O (que también afecta al O):



5. Ahora hay 2 átomos de O a la izquierda y 10 átomos de O a la derecha. Se escribe el coeficiente 5 delante de la molécula de oxígeno para igualarlos:

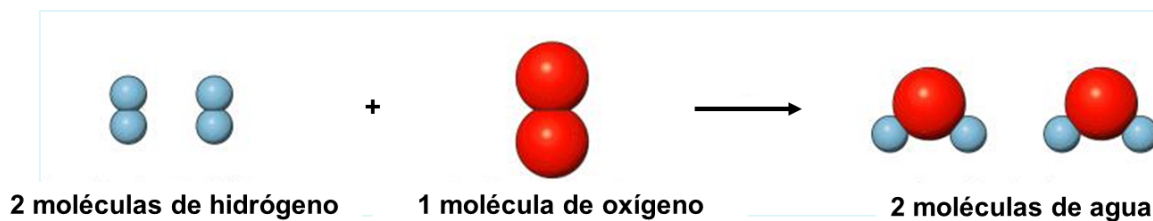
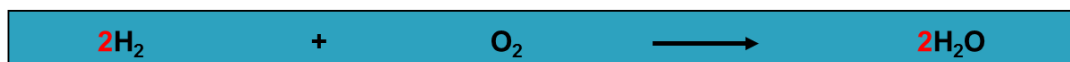


3.1. INTERPRETACIÓN DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA.



Información que proporcionan los coeficientes estequiométricos.

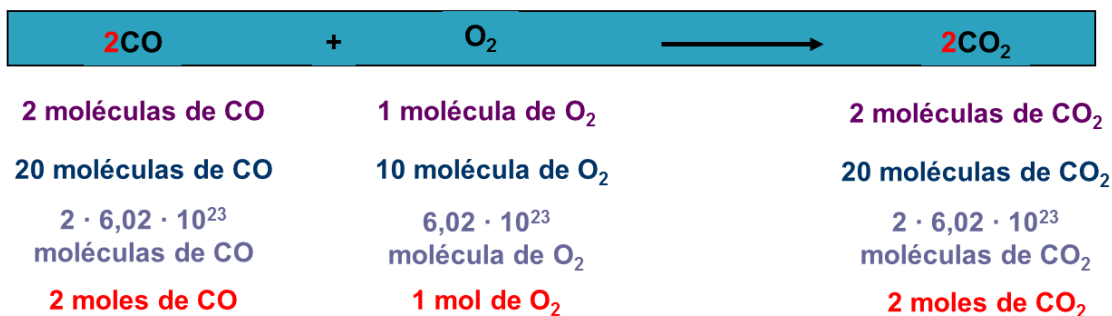
Los coeficientes estequiométricos indican el número de átomos de cada elemento y el número de moléculas de cada compuesto que intervienen en la reacción.



Los coeficientes estequiométricos de una ecuación química ajustada informan de la proporción entre átomos y moléculas de reactivos y productos

**INTERPRETACIÓN
MACROSCÓPICA
(relación en moles)**

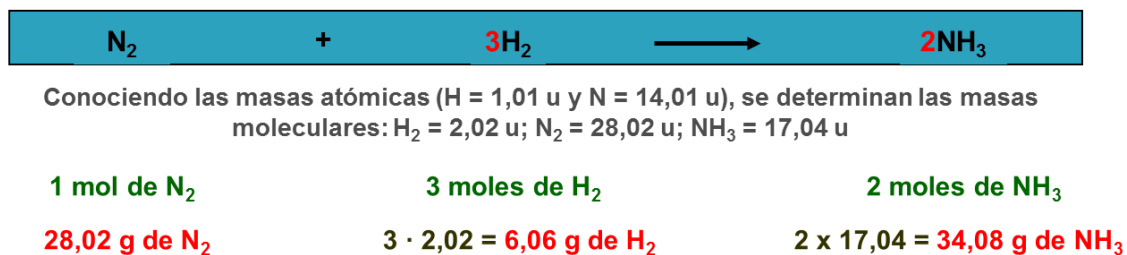
Los coeficientes estequiométricos informan sobre el número de moles de cada elemento y de cada compuesto que intervienen en la reacción.



Los coeficientes estequiométricos de una ecuación química ajustada informan de la proporción entre moles de reactivos y productos

**INTERPRETACIÓN
MACROSCÓPICA
(relación en masas)**

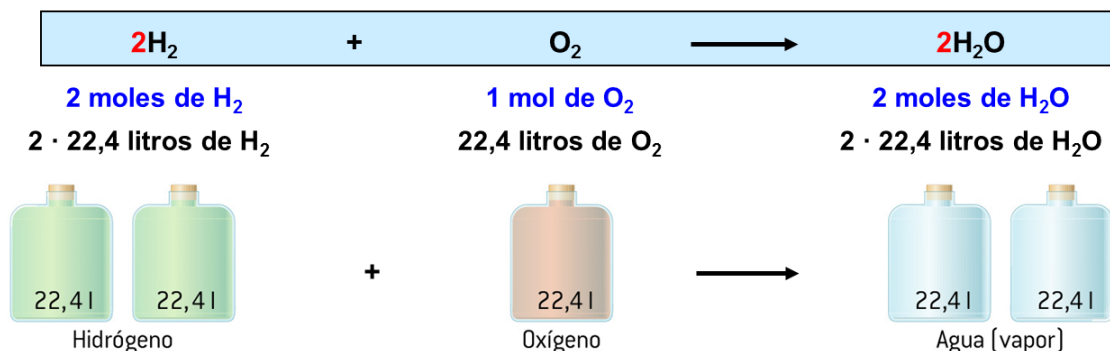
A partir de las masas atómicas de los elementos que intervienen en la reacción, se puede establecer la relación entre las masas de los reactivos y de los productos



Los coeficientes estequiométricos de una ecuación química ajustada informan de la proporción entre gramos de reactivos y productos

**INTERPRETACIÓN
MACROSCÓPICA
(relación en volúmenes)**

Si en la reacción intervienen gases en c.n. de presión y temperatura, 1 mol de cualquiera de ellos ocupará un volumen de 22,4 litros



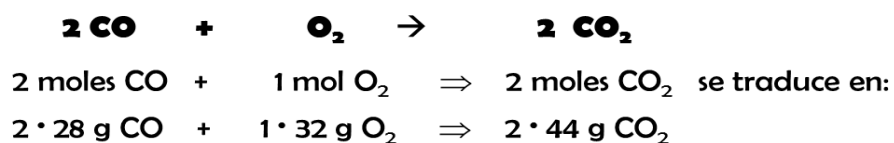
Los coeficientes estequiométricos de una ecuación química ajustada en la que intervienen gases, informan de la proporción entre volúmenes de reactivos y productos

4. CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS.

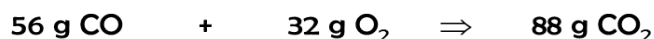
4.1. CALCULOS CON MASAS.

Para averiguar la masa de un reactivo o producto, conocida la masa de otro, se debe tener en cuenta la relación molar entre ambas sustancias, que se deriva de la ecuación ajustada.

- Dado que la masa de un mol de cualquier sustancia es un número de gramos igual a su masa molecular, la relación



- Es decir, la proporción en masa es:

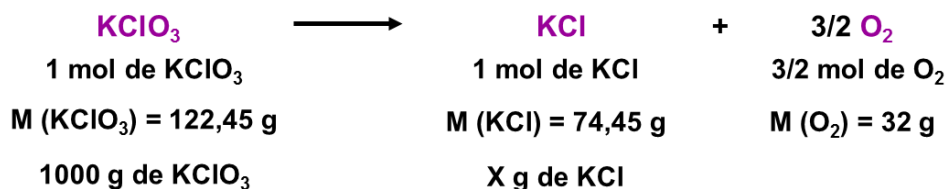


La masa de las sustancias que reaccionan, es igual a la masa de los productos formados, de acuerdo con la **ley de conservación de la masa**

Cálculos con masas

Conocida la masa de un reactivo o de un producto, pueden calcularse el resto de las masas que intervienen en la reacción

Ejemplo: En la descomposición del clorato de potasio se obtiene cloruro de potasio y oxígeno ¿Cuántos gramos de cloruro de potasio se obtienen a partir de 1 kg de clorato?



$$1000 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,45 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{1 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{74,45 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} = 608 \text{ g de KCl}$$

4.2. CALCULOS CON VOLUMENES.

Estequiometría volumétrica.

Ley de los volúmenes de combinación

Los volúmenes de gases que reaccionan entre sí, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos

Ley de Gay-Lussac

Manteniendo constante la presión, todos los gases se dilatan igual con el aumento de temperatura ($V_1/T_1 = V_2/T_2$)

Ecuación de los gases ideales

$$pV = nRT$$

Ley de Avogadro

En condiciones iguales de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes tienen el mismo número de moléculas

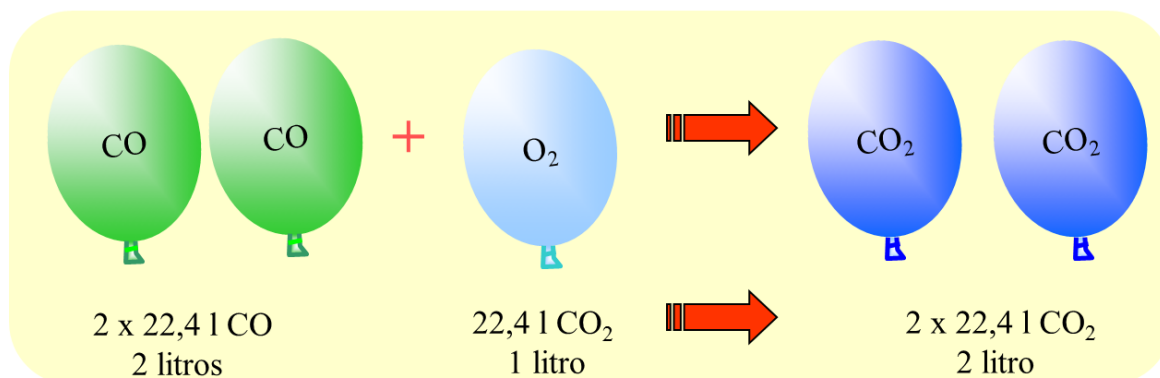
Ley de las presiones parciales

En una mezcla de gases, cada uno ejerce una presión parcial (p_i) igual a la que ejercería si ocupase el sólo el volumen total. Además, la presión parcial de cada gas es directamente proporcional a su fracción molar ($p_i = p_T n_i/n_T$). La presión total es la suma de las presiones parciales ($p_T = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$)

- Según **Avogadro**, un mol de cualquier gas ocupa, en las mismas condiciones, el mismo volumen. La ecuación para calcularlo es:

$$P V = n R T \quad (\text{ecuación de los gases perfectos})$$

- En condiciones normales $P = 1$ atmósfera, $T = 273$ °K un mol de cualquier gas ocupa 22,4 litros

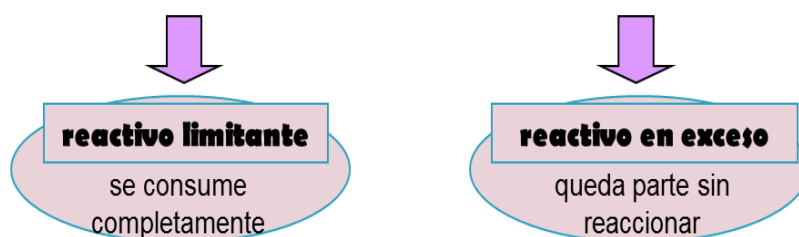


5. REACTIVO LIMITANTE.

En ocasiones, tanto en el laboratorio como en la industria, se utiliza alguno de los reactivos en exceso. El otro reactivo, que se consume totalmente, se denomina reactivo limitante.

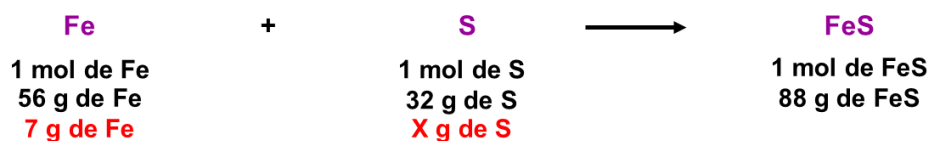
Aunque es frecuente conocer las cantidades de ambos reactivos, todos los cálculos que se lleven a cabo deben tomar como referencia la cantidad inicial de reactivo limitante. Los datos del reactivo en exceso no son significativos, dado que no se consume en su totalidad.

Generalmente es necesario preparar cantidades determinadas de productos a partir de cantidades de reactivos que no son estequiométricamente exactas



El reactivo limitante reacciona solamente con la cantidad adecuada de la otra sustancia, que se encuentra en exceso y de la que queda parte sin reaccionar

Ejemplo: Si reaccionan 7 g de Fe (56 u) con 8 g de S (32 u) para formar FeS ¿cuál es el reactivo limitante y cuál el excedente?



$$7 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{56 \text{ g Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}}{1 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{88 \text{ g FeS}}{1 \text{ mol FeS}} = 11 \text{ g FeS}$$

$$8 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32 \text{ g S}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{88 \text{ g FeS}}{1 \text{ mol FeS}} = 22 \text{ g FeS}$$

reactivo limitante: **Fe**
reactivo en exceso: **S**

$$7 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{56 \text{ g Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{32 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = 4 \text{ g S}$$

6. CALCULOS CON REACTIVOS EN DISOLUCIÓN.

Concentración de una disolución.

Relación entre la cantidad de soluto y de disolvente contenidos en una disolución

Porcentaje en masa	Indica los gramos de soluto en 100 gramos de disolución	$\% \text{ masa} = \frac{\text{g soluto}}{\text{g disolución}} \times 100$
Molaridad	Indica los moles de soluto en 1 litro de disolución	$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}}$
Molalidad	Indica los moles de soluto en 1 kg de disolvente	$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de disolvente}}$
Normalidad	Indica el nº de eq de soluto en 1 litro de disolución	$N = \frac{\text{eq de soluto}}{\text{litros de disolución}}$
Fracción molar	Relaciona los moles de un componente y los moles totales	$X_i = \frac{n_i}{n_T}$

En estos casos es necesario calcular las cantidades de dichos reactivos disueltos

Ejemplo: Calcular el volumen de la disolución 0,1 M de AgNO₃ que se necesita para reaccionar exactamente con 100 cm³ de Na₂S 0,1 M.

(Masas moleculares: AgNO₃ = 169,88 u; Na₂S = 78 u)

La reacción ajustada es: $2\text{AgNO}_3 + \text{Na}_2\text{S} \longrightarrow \text{Ag}_2\text{S} + 2\text{NaNO}_3$

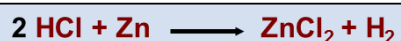
$$0,1 \text{ l Na}_2\text{S} \cdot \frac{0,1 \text{ mol Na}_2\text{S}}{1 \text{ l Na}_2\text{S}} \cdot \frac{2 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{S}} \cdot \frac{1 \text{ l AgNO}_3}{0,1 \text{ mol AgNO}_3} = 0,2 \text{ l AgNO}_3$$

7. CALCULOS CON REACTIVOS IMPUROS.

Reactivos con impurezas

Si existen reactivos con impurezas, es necesario determinar primero las cantidades existentes de sustancia pura

Ejemplo: Se hacen reaccionar 22,75 g de Zn que contiene un 7,25 % de impurezas con HCl suficiente. Calcula la masa de H_2 desprendida. Dato: masa atómica del Zn = 65,38



$$22,75 \text{ g Zn}_{\text{Impuros}} \cdot \frac{92,75 \text{ g Zn}_{\text{Puros}}}{100 \text{ g Zn}_{\text{Impuros}}} = 21,1 \text{ g Zn}_{\text{Puros}}$$

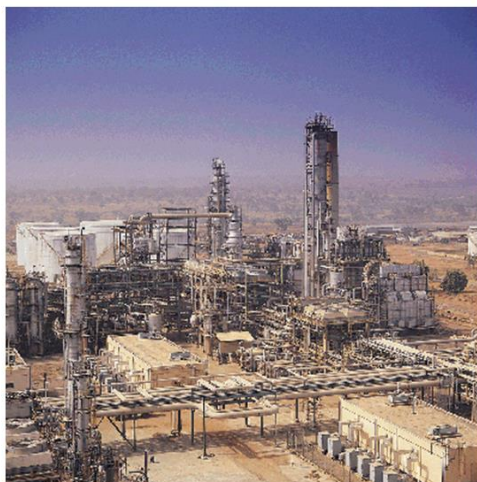
$$21,1 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,38 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,64 \text{ g H}_2$$

8. RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.

En los procesos químicos no suele obtenerse el 100% de las cantidades previstas de las sustancias, debido a reacciones simultáneas no deseadas, impurezas de los reactivos, escapes en los hornos, etc.

hay que calcular el RENDIMIENTO de las reacciones químicas

$$\text{rendimiento} = \frac{\text{masa obtenida}}{\text{masa teórica}} \times 100$$

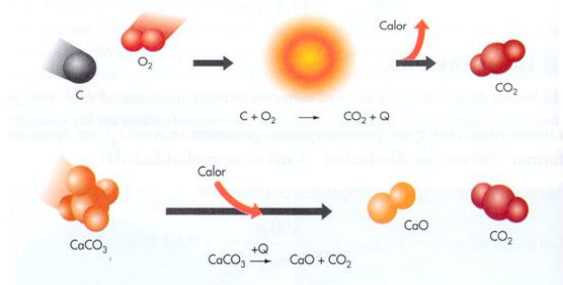


El rendimiento de las reacciones es un factor fundamental en la industria química

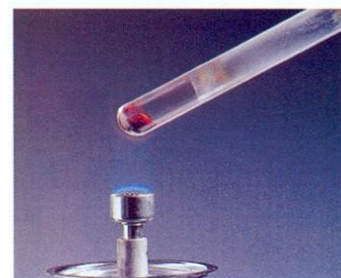
9. ALTUNOS TIPOS DE REACCIONES.

REACCIONES EXOTÉRMICAS Y ENDOTÉRMICAS.

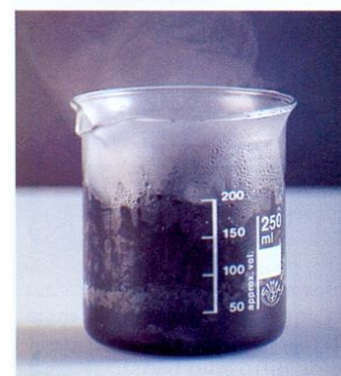
- Si ordenamos las reacciones atendiendo a la energía intercambiada en el proceso podemos clasificarlas en **exotérmicas (desprenden calor)** o **endotérmicas (necesitan calor para que se produzcan)**.



- Recuerda que en todos los cambios, físicos o químicos, se produce simultáneamente un intercambio de energía. En las ecuaciones químicas, esta energía que se desprende o absorbe en la reacción, se añade a la ecuación como un término más escribiendo: + Calor, o + Q o también + Energía.
- Cuando incluimos el Calor intercambiado en las ecuaciones químicas las llamamos **ecuaciones termoquímicas**.



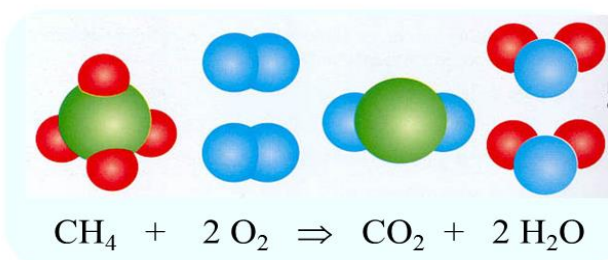
Reacción endotérmica.



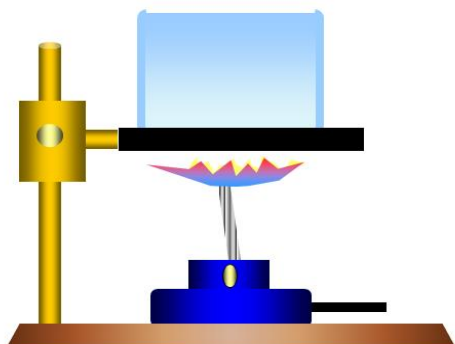
Reacción exotérmica.

Reacciones de combustión

- En una reacción de combustión, el oxígeno reacciona con otra sustancia, desprendiéndose **gran cantidad de energía**, a menudo en forma de luz y calor



El mechero se enciende cuando el gas que contiene **reacciona con el oxígeno del aire**



- Cuando el oxígeno es insuficiente, aparecen también otros compuestos como el **CO** (muy tóxico), e incluso **grafito**
- Si encendemos **un mechero Bunsen**, con la entrada de oxígeno muy cerrada, se produce una combustión incompleta, y el vaso se ennegrece

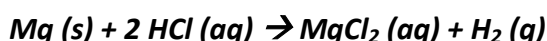
PROBLEMAS ESTEQUIOMETRÍA.**2. LAS REACCIONES QUÍMICAS.**

1.- Señala justificándolas, las respuestas correctas:

Se produce un cambio químico:

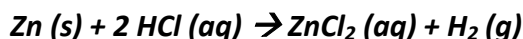
- a) Cuando las moléculas se agrupan manteniendo sus propiedades.
- b) Cuando dos moléculas se rompen y sus átomos se reorganizan para formar otras moléculas con propiedades diferentes.
- c) Cuando las moléculas que forman un bloque de hielo se separan unas de otras y dan lugar a agua líquida.
- d) Cuando el oxígeno disuelto en el agua se une a los átomos de hierro de un ancla y forma estructuras rugosas color marrón. (3º.6.11)

2.- Indica cuáles son los reactivos y productos de la reacción química representada por la ecuación siguiente, y señala en qué estado de agregación aparecen. (15.R1)



3.- Escribe la ecuación química correspondiente a la descomposición del óxido de mercurio (II), sólido, en mercurio elemental líquido y oxígeno molecular gaseoso. (15.1)

4.- El cinc metálico reacciona con el ácido clorhídrico (cloruro de hidrógeno disuelto en agua) según la ecuación ajustada siguiente:

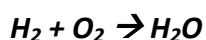
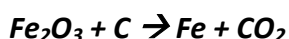


- a) ¿El ZnCl_2 aparece disuelto en agua o como un sólido precipitado en el fondo?
- b) ¿En qué estado físico se encuentra el hidrógeno producido?
- c) ¿Cuáles son los reactivos y cuales los productos? (15.8)

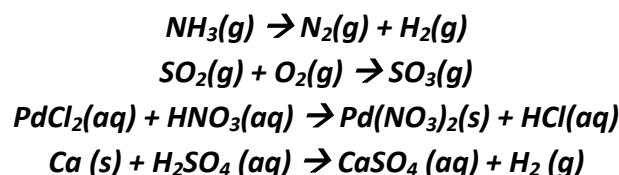
5.- El óxido de calcio se combina con el agua para dar hidróxido de calcio. ¿Cuáles son los reactivos y cuáles los productos? Escribir la ecuación química. (3º.6.24)

3. AJUSTE DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA.

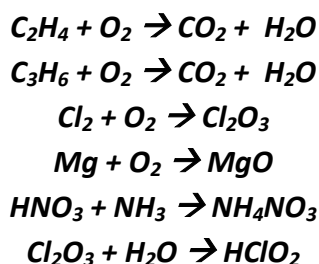
6.- Ajusta las siguientes ecuaciones: (3º.6.50)



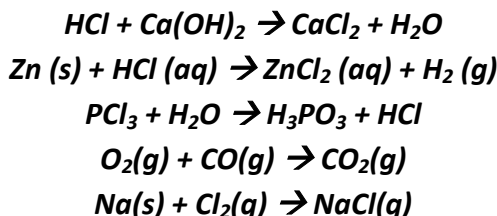
7.- Ajustar las reacciones siguientes: (3º.6.63)



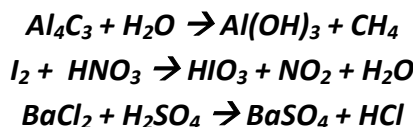
8.- Ajusta las siguientes ecuaciones: (3º.6.51)



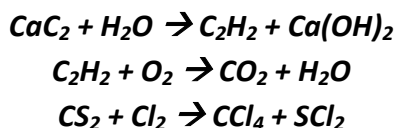
9.- Ajusta las siguientes ecuaciones químicas por tanteo: (3º.6.58)



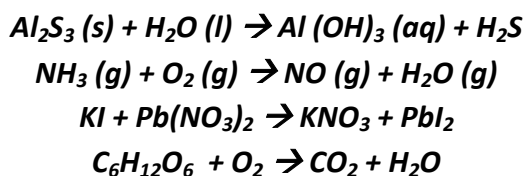
10.- Ajusta las ecuaciones químicas siguientes por el método de coeficientes indeterminados:



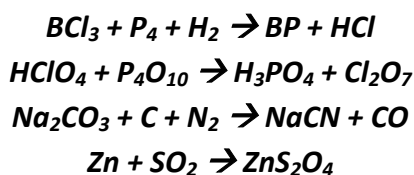
11.- Ajusta las siguientes ecuaciones químicas por el método de coeficientes indeterminados: (2.11)



12.- Ajusta las siguientes ecuaciones químicas por el método de coeficientes indeterminados.



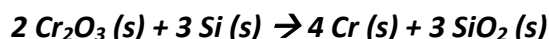
13.- Ajusta las siguientes ecuaciones químicas utilizando, si es preciso, el método de los coeficientes indeterminados: (2.15)



4 CALCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS.

4.1 CALCULOS CON MASAS.

14.- El paso final en la producción del metal cromo consiste en la reacción del óxido de cromo (III) con silicio a alta temperatura:



- a) ¿Cuántos moles de Si reaccionan con 5 moles de Cr_2O_3 ?
b) ¿Cuántos moles de cromo metálico se forman? (15.15) Sol: 7,5 moles; 10 moles.

15.- El clorato de potasio, KClO_3 , se obtiene por la acción del cloro sobre una disolución de hidróxido de potasio KOH en caliente, según la reacción: (3º.6.122)



- a) Ajusta la ecuación química.
b) Calcula la cantidad de KClO_3 , en mol, que se obtiene al reaccionar 10 mol de KOH con la cantidad suficiente de Cl_2 .
c) Calcula la cantidad de cloro, en mol, que reacciona completamente con 5 mol de hidróxido de potasio. Sol: 1.67 mol; 2.5 moles.

16.- ¿Qué masa y cantidad de sulfuro de cobre se obtiene al hacer reaccionar 64 g de azufre con la cantidad adecuada de cobre? (3º.6.105) Sol: 191 g y 2 moles.

17.- ¿El hidrógeno y el oxígeno moleculares reaccionan entre sí para formar agua. a) Escribe y ajusta la reacción. b) ¿Cuántos moles y gramos de agua se formarán a partir de 100 g de hidrógeno? (3º.6.106) Sol: 900 g y 50 moles.

18.- En un horno se produce la siguiente reacción:



- a) Ajusta la ecuación química.
b) Calcula la masa de Dióxido de azufre, que se obtiene al reaccionar 1 kg de Bi_2S_3 con la cantidad suficiente de O_2 .
c) Calcula la masa de oxígeno, que reacciona completamente con 5 mol de Bi_2S_3 .

Sol: 374,4 g SO_2 ; 720 g O_2 .

19.- El amoníaco se descompone en nitrógeno e hidrógeno, ambos en estado gaseoso.

- Escribe la ecuación de la reacción ajustada.
- Calcula la cantidad de hidrógeno que se desprende en la descomposición de 68 g de amoníaco.
- ¿Cuántas moléculas de hidrógeno se desprenden? (3º.6.111)

Sol: 6 moles y $3,61 \cdot 10^{24}$ moléculas

20.- A partir de la ecuación ajustada $C + O_2 \rightarrow CO_2$, calcula:

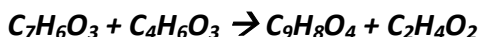
- La masa y cantidad de oxígeno necesaria para reaccionar con 10 g de carbono.
- La masa y cantidad de dióxido de carbono que se obtendrá en el caso anterior.
- La cantidad de partículas de oxígeno que reaccionan y de dióxido de carbono que se desprenden. Sol: a) 26,7 g y 0,83 moles; b) 36,7 g de CO_2 y 0,83 moles c) $5 \cdot 10^{23}$ partículas

21.- Cuando reacciona el magnesio ($M_{Mg}=24,3$ u) con el oxígeno ($M_o = 16$ u) se produce óxido de magnesio. Escribe y ajusta la reacción:

- ¿Qué masa y cantidad de óxido se obtiene si partimos de 200 g de magnesio?
- ¿Qué masa y cantidad de oxígeno se consume en el caso anterior?
- ¿Cuántas moléculas de oxígeno reaccionan cuando se obtiene 1 mol de óxido? (3º.6.115)

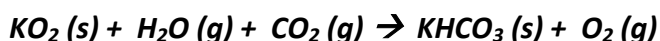
Sol: 331,7 g y 8,23 moles; 131,7 g y 4,11 moles; $3,02 \cdot 10^{23}$ moléculas

22.- La aspirina $C_9H_8O_4$, se obtiene por reacción del ácido salicílico, $C_7H_6O_3$, con anhídrido acético, $C_4H_6O_3$. La ecuación de la reacción es:



- ¿Cuántos gramos de cada reactivo se necesitan para obtener 50 g de aspirina?
- ¿En qué proporción están estos reactivos en la mezcla original?) Sol: 38,33 g; 28,33 g.

23.- Las caretas de oxígeno, utilizadas en las emergencias, contienen superóxido de potasio, KO_2 , el cual reacciona con el CO_2 y el agua del aire exhalado dando oxígeno, según la ecuación:



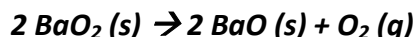
Si una persona con una de estas caretas exhala 0,7 g de CO_2 por minuto, ¿cuántos gramos de H_2O se consumen en media hora? (15.22) Sol: 4.29 g.

24.- Por combustión del gas propano (C_3H_8) se forman 120 moles de dióxido de carbono. Calcula la masa de gas propano que se necesita. Sol: 1760 g.

25.- Por combustión del gas pentano (C_5H_{12}) se forman 50 g de vapor de agua. Calcula la masa de gas pentano que se necesita. Sol: 33.12g.

4.2 CÁLCULOS CON VOLUMEN

26.- El peróxido de bario se descompone a temperaturas altas de acuerdo con la ecuación química:



Si el oxígeno liberado al calentar 10 g de peróxido de bario se recoge en un recipiente de 1 litro, a 27°C, ¿Cuál será la presión del oxígeno en el recipiente? (15.20) Sol: 0,726 atm.

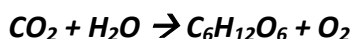
27.- Calcula el volumen de CO₂, medido en condiciones normales, que se obtiene a partir de 25 g de CO. (15.3) Sol: 20 L.

28.- ¿Cuántos litros de CO₂ medidos en c.n se obtendrían en la combustión de 20 kg de gas butano C₄H₁₀? (2.29) Sol: 30.877,2 l.

29.- La combustión de pólvora negra (KNO₃) produce dióxido de carbono y nitrógeno. Determina cuántos litros de gas medidos en c.n se desprenden en la combustión de 50 g de pólvora según la ecuación: (2.32) Sol: 22,18 l.



30.- En la fotosíntesis el CO₂ de la atmósfera se convierte en O₂ según la reacción:



a) Ajusta la reacción.

b) ¿Cuántos gramos de O₂ se obtienen en la fotosíntesis de 10 litros de CO₂ medidos en c.n? (2.27)

Sol: 14,4 g.

31.- El ácido sulfúrico reacciona con el cloruro de sodio, y se obtiene cloruro de hidrógeno gas e hidrogenosulfato de sodio (HNaSO₄), que queda disuelto. Calcula:

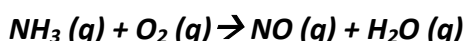
a) La masa de cloruro de sodio que se requiere para obtener 2 litros de cloruro de hidrógeno medidos en c.n.

b) La cantidad de sustancia, expresada en mol de ácido sulfúrico, que se necesita para el proceso.

Datos: Cl (35,5u); Na (23u) Sol: 5,2 g; 0,089 mol.

32.- ¿Qué volumen de oxígeno medido a 25 °C y 700 mmHg se necesita para quemar 10 litros de butano (C₄H₁₀) a la misma temperatura y presión de 1 atm? (2.3) Sol: 71 L.

33.- ¿Qué volumen de amoníaco medido a 30 °C y 650 mmHg se necesita para obtener 20 litros de vapor de agua a la misma temperatura y presión de 1 atm? De acuerdo a la siguiente reacción

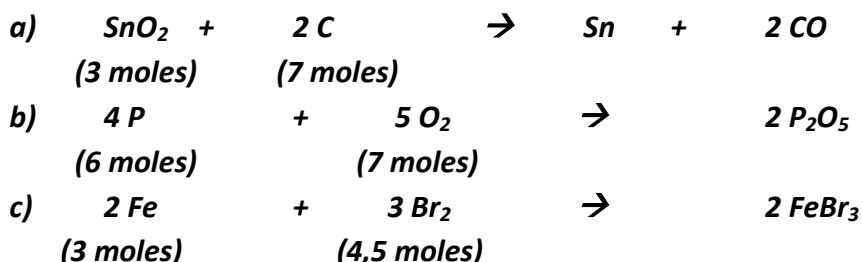


Datos: N (14); H (1); O (16).

Sol: 15,5 l

5. REACTIVO LIMITANTE.-

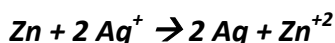
34.- Identifica el reactivo limitante en cada una de las combinaciones de reactivos indicadas en las siguientes ecuaciones químicas ajustadas: (15.16)



35.- El hidrógeno molecular reacciona con el oxígeno molecular para formar agua. Escribir la ecuación química del proceso. Si 4 g de hidrógeno reaccionan con 40 g de oxígeno, ¿Se consumirán todas las masas de los reactivos? ¿Cuánta masa sobraré y de qué sustancia? Sol: No; sobran 8 g de oxígeno

36.- Se hacen reaccionar 25 g de nitrato de plata con 10 g de ácido clorhídrico. ¿Reacciona todo el nitrato y todo el ácido? ¿Existe algún reactivo limitante? (2.19)

37.- Las soluciones de plata pueden reaccionar con cinc metálico mediante la reacción:

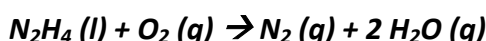


Una masa de 100 g de cinc se pone en contacto con 7 g de Ag^+

a) Indica si existe un reactivo limitante.

b) ¿Queda algo sin reaccionar? (2.25) Sol: 98 g Zn.

38.- La hidracina N_2H_4 , se utiliza como combustible en los cohetes espaciales. La ecuación de la reacción de combustión de la hidracina es:



a) ¿Cuántos litros de nitrógeno, medidos en condiciones normales, se formarán a partir de 1 kg de hidracina y 1 kg de oxígeno?

b) ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso sobrarán? (15.21) Sol: 699,56 l

39.- Se produce una chispa eléctrica en una mezcla de 1kg de H_2 y 1 kg de O_2 que reaccionan formando agua.

a) Formula y ajusta la reacción.

b) ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuánta agua se produce? (2.21) Sol: 1125 g.

40.- Cuando se calienta dióxido de silicio mezclando con carbono, se forma carburo de silicio (SiC) y monóxido de carbono. La ecuación de la reacción es: (Ajusta la reacción)



Si mezclamos 150 g de SiO₂ con 105 g de carbono:

- ¿Cuál es el reactivo limitante?
- ¿Cuántos gramos del CO se formarán? (15.R5) Sol: 140 g.

41.- Se tratan 6 g de aluminio en polvo con 50,0 ml de disolución 0,6 M de H₂SO₄. Calcula:

- El reactivo que se encuentra en exceso.
- El volumen de hidrógeno gaseoso que se obtendrá en la reacción, medido en condiciones estándar.
- La cantidad en gramos de Al₂(SO₄)₃ que se obtendrá por evaporación de la disolución resultante de la reacción. (15.R9) Sol: 0,733l; 3,42 g.

6. CALCULOS CON REACTIVOS EN DISOLUCIÓN.

42.- Calcula el volumen de una disolución 0,5 M de ácido clorhídrico que se necesita para disolver completamente una cinta de magnesio de 1,22 g. (15.R6) Sol: 0,2l.

43.- El ácido selénico (H₂SeO₄) es un ácido muy oxidante que disuelve no solo la plata (como también lo hace el ácido sulfúrico, H₂SO₄), sino incluso el oro, según la ecuación:



¿Qué volumen de ácido selénico 2 M se necesita para disolver 1 g de oro? (15.28) Sol: 7,6 ml

44.- El CaCO₃ es el principal ingrediente de ciertas tabletas antiácidos comerciales. En una disolución de HCl, el CaCO₃ se disuelve, ya que se produce la reacción:



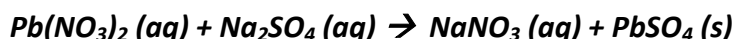
- ¿Qué volumen de HCl 0,1 M se requeriría para que reaccione totalmente una tableta de 0,540 g, suponiendo que esta es de CaCO₃ puro?
- Si para disolver la tableta anterior solo se necesitaron 79 ml de HCl 0,1 M, ¿Cuál es el porcentaje de CaCO₃ en dicha tableta? (se supone que ninguna de las impurezas reacciona con el HCl)? (15.25) Sol: 108 ml; 73,15%.

45.- Se añade un exceso de magnesio a 250 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0,5 M.

- Calcula cuántos gramos de magnesio podrán disolverse.
- Halla el volumen de hidrógeno desprendido, medido a 25 °C y 700 mmHg de presión. (15.26)

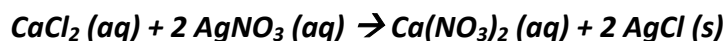
Sol: 1,52 g Mg; 1,66 l.

46.- Un agua contaminada contiene $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ disuelto, que reacciona con el sulfato de sodio según la ecuación:



Calcula la concentración de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ en el agua sabiendo que 500 ml de esta reaccionaron exactamente con 0,450 g de Na_2SO_4 . (15.29) Sol: $6,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$

47.- Al mezclar una disolución acuosa de CaCl_2 con otra de AgNO_3 se forma un precipitado de cloruro de plata:



Se mezcla un volumen de 15,0 ml de una disolución 0,30 M de CaCl_2 con 30 ml de una disolución 0,05 M de AgNO_3 . Calcula los gramos de AgCl que precipitarán. (15.30) Sol: 0,215 g.

48.- Sobre 64 g de Al del 95 % de pureza se añaden 1,5 l de disolución de ácido sulfúrico 2 M. Calcula el volumen de hidrógeno desprendido a 20 °C y 706 mmHg de presión. (2.8) Sol: 77,59 l.

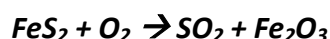
7. CALCULOS CON REACTIVOS IMPUROS.

49.- Se hacen reaccionar 22,75 g de Zn que contiene un 7,25 % de impurezas con HCl suficiente. Calcula la masa de H_2 desprendida. Dato: Masa atómica Zn = 65,38 u. (2.R4) Sol: 0,645 g.

50.- Calcula la masa de cal viva (CaO) que puede obtenerse a partir de 250 kg de piedra caliza que contiene 90 % de carbonato cálcico puro. La reacción es: (2.16) Sol: 126 kg.



51.- Por tostación de una pirita del 75% de pureza se obtiene óxido férrico según la reacción:



a) Ajusta la reacción.

b) Calcula el óxido férrico obtenido a partir de 5 T de pirita. (2.18) Sol: 2.497.913 g

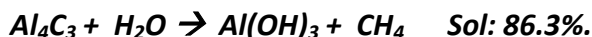
52.- La hidracina (N_2H_4) y el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) se usan juntos como combustible para cohetes. En la reacción entre ambos se producen N_2 y H_2O .

a) Formula y ajusta la reacción.

b) ¿cuánto peróxido de hidrogeno con el 90% de pureza debe mezclarse con cada gramo de hidracina. (2.20) Sol: 2,36 g.

53.- Determina el grado de pureza de un mármol (CaCO_3) si al descomponerse 125 g del mismo se desprenden 20 litros de dióxido de carbono medidos a 15 °C y 1 atm. (2.31) Sol: 68%.

54.- Al descomponer tres gramos de carburo de aluminio con agua caliente se recogen 1,25 l de metano a 25 °C y 800 mmHg. Determina el grado de pureza del carburo de aluminio sabiendo que la reacción producida es: (2.36)



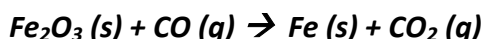
8. RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.

55.- Para Obtener bromobenceno, $\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}$ se mezcla benceno C_6H_6 , con bromo Br_2 , según la reacción:



- a) Calcula la cantidad teórica de bromobenceno obtenida a partir de 30 g de benceno y un exceso de bromo.
- b) Si solo se obtienen 56,7 g de bromobenceno, ¿cuál es el rendimiento porcentual de la reacción? (15.R7) Sol: 60,35 g; 93,95%

56.- Cuando 42,4 g de óxido de hierro (III) reaccionaron con un exceso de monóxido de carbono, se forman 28,9 g de hierro. La ecuación de la reacción es:



¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción? (15.32) Sol: 97,45%

57.- Mediante la descomposición térmica de 40 kg de clorato de potasio del 98% de riqueza en KClO_3 , se obtuvieron 15,6 kg de cloruro de potasio. Calcula el rendimiento de la reacción. (2.9) Sol: 65,44%.

58.- A partir de 100 g de KClO_3 se obtuvieron a 18 °C y a la presión de 750 mmHg, 20 l de oxígeno. ¿Cuál fue el rendimiento de la reacción? (2.57) Sol: 67,6%.

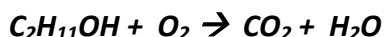


59.- Para la obtención de bromobenceno se hacen reaccionar 250 cm³ de benceno ($d=0,89 \text{ g/cm}^3$) en exceso de bromo.



Determina el peso de bromobenceno obtenido si el rendimiento de la reacción es del 65 %. (2.56) Sol: 291,10 g

60.- El alcohol amílico se quema a través de la siguiente reacción:



- a) ¿Cuántos gramos de CO_2 se obtendrán por gramo de alcohol quemado?
- b) ¿Cuántos moles de O_2 reaccionaran con un mol de alcohol?
- c) ¿Cuántos litros de CO_2 se obtendrán en condiciones normales a partir de un mol de alcohol? ¿Y a la temperatura de 20°C si el rendimiento es del 95%?(2.59) Sol: 1.69g; 4,5 moles; 44.8 l; 45.6l.

