

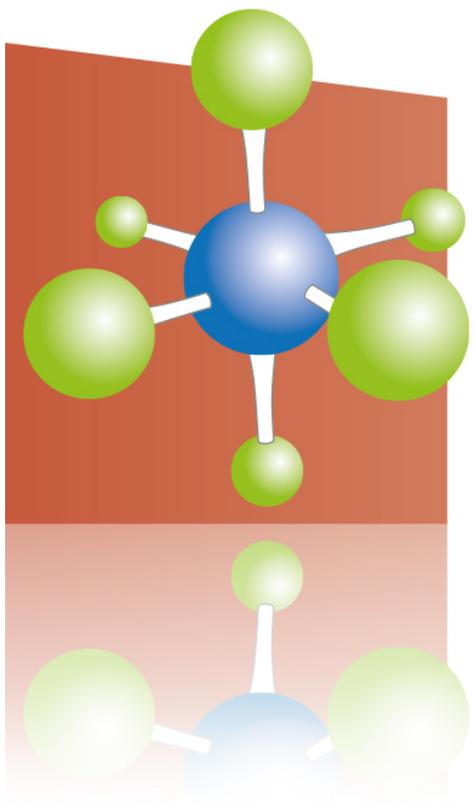
# QUÍMICA

**[G324]**

BLOQUE I. ESTRUCTURA DE LA MATERIA. ENLACE QUÍMICO

## **Tema 1. Unidades estructurales de la materia.**

### **Sustancias elementales y compuestas**



**Ana Carmen Perdigón Aller**

**Marina González Barriuso**

**Miguel García Iglesias**

Departamento de Química e Ingeniería de  
Procesos y Recursos

Este material se publica  
bajo la siguiente licencia:

[Creative Commons BY-NC-SA 4.0](https://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/4.0/)



---

# 1 UNIDADES ESTRUCTURALES DE LA MATERIA. SUSTANCIAS ELEMENTALES Y COMPUESTAS

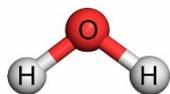
- 1.1 Sistemas materiales
  - 1.2 El átomo como unidad fundamental de la materia
  - 1.3 Número atómico, número másico e isótopos
  - 1.4 Introducción a la tabla periódica
  - 1.5 El concepto de mol y la constante de Avogadro
  - 1.6 Tipos de compuestos químicos y sus fórmulas
  - 1.7 El concepto de mol y los compuestos químicos
  - 1.8 Las reacciones químicas
- 

## 1.1 Sistemas materiales

La **química** es el estudio de la materia, de su **composición** y de los cambios (**propiedades**) químicos que ocurren en ella.

La materia es todo lo que ocupa un espacio y tiene masa.

El agua y el peróxido de hidrógeno son dos sustancias formadas por el mismo tipo de átomos en distinta proporción.



Composición porcentual en masa:

H<sub>2</sub>O 11,2 % de hidrógeno y 88,8 % de oxígeno.

H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> 5,9 % de hidrógeno y 94,1 % de oxígeno.

**Propiedades de la materia.** Una **propiedad física** se puede medir y observar sin que se modifique la composición o identidad de la sustancia. En una **propiedad química** la sustancia se convierte en nuevas sustancias con composiciones diferentes. La clave para identificar una transformación o **reacción química** es observar un cambio en la composición.

**Clasificación de la materia.**

Una **sustancia pura** es una forma de materia con una composición definida (constante) y propiedades distintivas.

Una **mezcla** es una combinación de dos o más sustancias puras en las que éstas conservan sus propiedades.

En una **mezcla homogénea** la composición y las propiedades de la mezcla es uniforme en toda la mezcla. En una **mezcla heterogénea** la composición y las propiedades físicas varían de una parte a otra de la mezcla.

Las sustancias puras pueden ser elementos o compuestos. Un **elemento** químico es una sustancia formada por un solo tipo de átomos. Los **compuestos** químicos son sustancias en las que se combinan entre sí átomos de diferentes elementos.

### **Estados de la materia.**

#### **Propiedades características de los gases, líquidos y sólidos**

<b>Estado de la materia</b>	<b>Volumen/forma</b>	<b>Densidad</b>	<b>Compresibilidad</b>	<b>Movimiento de moléculas</b>
Gas	Adopta el volumen y la forma de su contenedor	Baja	Muy compresible	Muy libre
Líquido	Tiene un volumen definido y adopta la forma del contenedor	Alta	Ligeramente compresible	Se desliza libremente
Sólido	Tiene un volumen y posiciones fijas	Alta	Incompresible	Vibración

### **1.2 El átomo como unidad fundamental de la materia**

El descubrimiento del proceso de la combustión se considera el inicio de la edad moderna de la química y concluye con la teoría atómica de Dalton. En 1785 **A. Lavoisier** formula la **ley de conservación de la masa**:

“La masa total de las sustancias presentes después de una reacción química es la misma que la masa total de las sustancias antes de la reacción”. En una reacción química la materia ni se crea ni se destruye.

**Teoría atómica.** En 1808 John Dalton formuló una definición precisa de las unidades indivisibles de las que está formada la materia y que llamamos átomos.

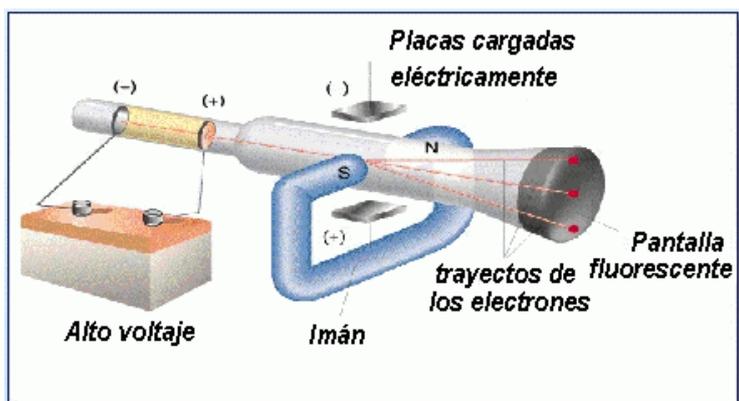
1. Los elementos están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.
2. Los átomos del mismo elemento son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos.
3. Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento. La relación entre átomos es siempre un número entero o una fracción sencilla. Se trata de una extensión de la **ley de las proporciones definidas** enunciada por **Proust** en 1799. También confirma **la ley de las proporciones múltiples** (J. Dalton, 1803).
4. Una reacción química implica solo la separación, combinación o reordenamiento de los átomos, nunca la creación o destrucción de los mismos. **Ley de la**

**conservación de la masa** (A.L. de Lavoisier 1785).

**Estructura del átomo.** Con base a la teoría atómica de Dalton, un átomo se define como la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una reacción química.

Investigaciones iniciadas ~ 1850 demostraron que los átomos tienen una estructura interna, y están formados por tres partículas subatómicas: electrones, protones y neutrones.

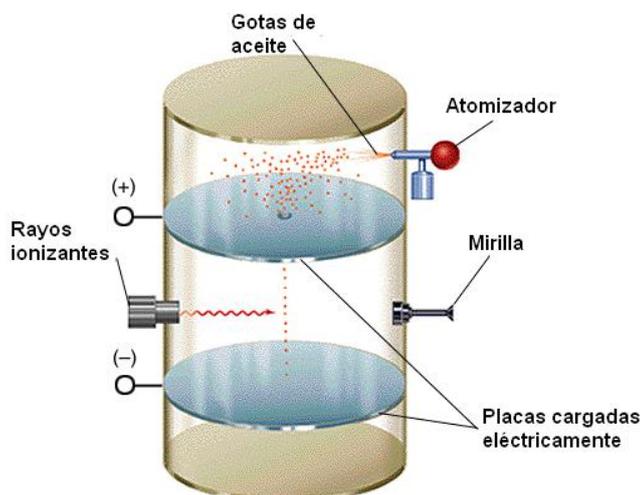
Descubrimiento del electrón por J.J. Thomson.



**Figura 1.1.** Tubo de rayos catódicos con una campo eléctrico perpendicular a la dirección de los rayos catódicos y un campo magnético externo. Los símbolos S y N denotan los polos sur y norte del imán. Los rayos catódicos golpearán el extremo del tubo en el punto superior en presencia de un campo magnético, en la parte inferior en presencia de un campo eléctrico y en el punto central cuando no existan campos externos o cuando los efectos del campo eléctrico y del campo magnético se cancelen mutuamente.

Debido a que los rayos catódicos son atraídos por la placa con carga positiva y repelidos por la placa con carga negativa, se trata de partículas con carga negativa. Actualmente, estas partículas negativas se conocen como **electrones**. Los rayos catódicos existen en cualquier átomo (sus propiedades eran independientes de la composición del cátodo). Relación entre  $q/m$  del electrón  $-1,76 \times 10^8$  C/g.

Descubrimiento de la carga del electrón por R. Millikan (1908-1917).

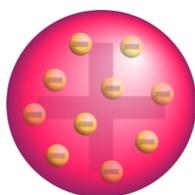


**Figura 1.2.** Diagrama esquemático del experimento de Millikan de la gota de aceite. Gotas de aceite cargadas eran suspendidas mediante la aplicación de un campo eléctrico.

$q$  electrón =  $-1,6022 \times 10^{-19}$  C.

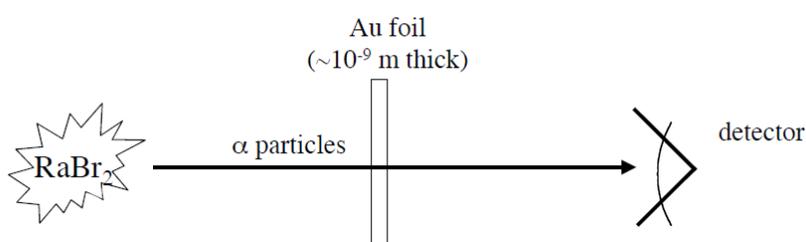
Modelo atómico de J.J. Thomson. A principios del siglo XX se conocían tres propiedades fundamentales del átomo: 1) El átomo ya no es indivisible; 2) El átomo es eléctricamente neutro; 3) El átomo contiene partículas subatómicas llamadas electrones.

Para que un átomo sea neutro debe contener el mismo número de cargas positivas y negativas.



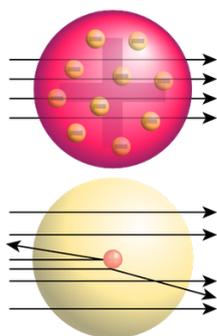
**Figura 1.3.** Modelo atómico de Thomson, conocido como el modelo del "pudding de pasas". Un átomo podía visualizarse como una esfera uniforme cargada positivamente, dentro de la cual se encontraban los electrones.

Modelo atómico de Rutherford (1910). Se conoce la radioactividad como la emisión espontánea de partículas o radiación (Marie Curie). La desintegración de las sustancias radiactivas, como el uranio, producen tres tipos de radiación diferente. Los **rayos  $\alpha$**  consisten en partículas cargadas positivamente ( $\text{He}^{2+}$ ). Las **partículas  $\beta$**  son partículas cargadas negativamente similares a los electrones. Los **rayos  $\gamma$**  consisten en un tipo de radiación neutra de alta energía.



**Figura 1.4.** Diseño experimental de Rutherford para medir la dispersión de partículas  $\alpha$  por láminas delgadas de metales a partir de una fuente radioactiva.

La mayoría de las partículas atravesaban la lámina sin desviarse, o bien con una ligera desviación. Algunas partículas  $\alpha$  eran dispersadas de su trayectoria con un gran ángulo. En algunos casos, las partículas  $\alpha$  regresaban por la misma trayectoria hacia la fuente radioactiva.



**Figura 1.5.** Representación del modelo atómico de Rutherford. La mayor parte del átomo es un espacio vacío. La mayor parte de la masa y toda la carga positiva del átomo está centrada en una región muy pequeña denominada núcleo. Las partículas del núcleo que tienen carga positiva reciben el nombre de protones. La magnitud de la carga positiva es diferente para los distintos átomos y es aproximadamente la mitad del peso atómico del elemento. Fuera del núcleo existen tantos electrones como unidades de carga positiva hay en el núcleo. El átomo en su conjunto es eléctricamente neutro.

El protón es 1840 veces más pesado que el electrón.

Radio atómico 100 pm ( $1 \text{ pm} = 1 \times 10^{-12} \text{ m}$ ); Radio núcleo  $5 \times 10^{-3} \text{ pm}$ .

En 1932, Chadwick probó la existencia de los neutrones. partículas eléctricamente neutras con una masa ligeramente mayor que la masa de los protones.

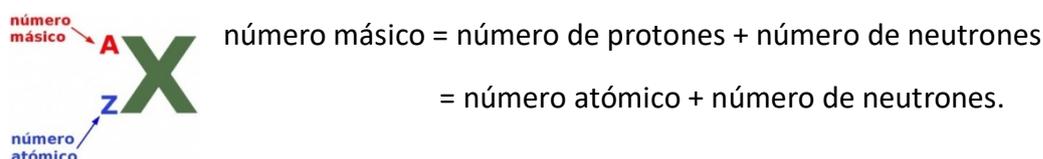
Partícula	Masa (g)	Carga	
		Coulomb	Unidad de carga
Electrón	$9,10938 \times 10^{-28}$	$-1,6022 \times 10^{-19}$	-1
Protón	$1,67262 \times 10^{-24}$	$+1,6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutrón	$1,67493 \times 10^{-24}$	0	0

### 1.3 Número atómico, número másico e isótopos

El **número atómico (Z)** es el número de protones en el núcleo del átomo de un elemento. En un átomo neutro el número de protones es igual al número de electrones.

La identidad química de un átomo queda determinada por su número atómico. El número atómico del flúor es 9. Cada átomo de flúor tiene 9 protones y 9 electrones. Cada átomo del universo que contenga 9 protones se llamará de forma correcta “flúor”.

El **número másico (A)** es el número total de neutrones y protones presentes en el núcleo de un átomo de un elemento. A excepción de la forma más común del hidrógeno, que tiene un protón y no tiene neutrones, todos los núcleos atómicos contienen tanto protones como neutrones.

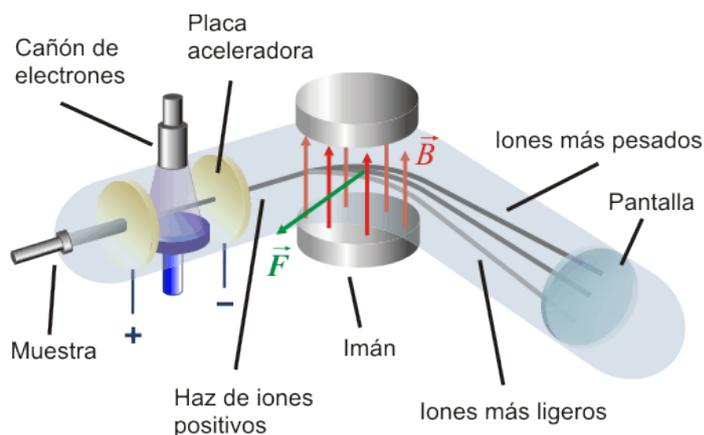


Los **isótopos** son átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número másico.

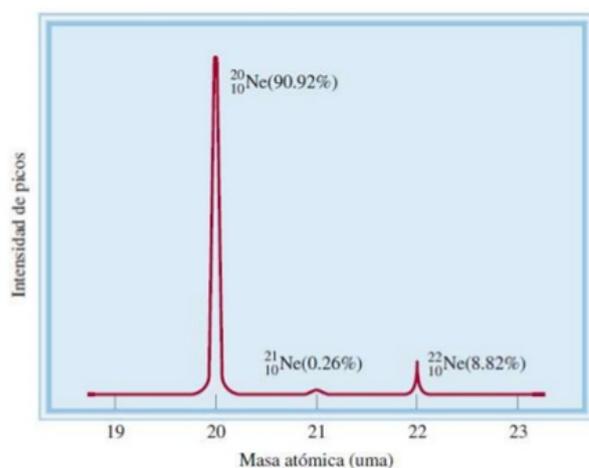
La **masa o peso atómico** es la masa de un átomo, en unidades de masa atómica (uma).

Una unidad de masa atómica se define como una masa exactamente igual a un doceavo de la masa de un átomo de carbono-12. Se fija la masa del isótopo de carbono-12 como 12 uma y se usa de referencia para medir la masa de los demás elementos. Mediante métodos experimentales se ha demostrado que en promedio, un átomo de hidrógeno tiene un 8,4 % de la masa del átomo de carbono-12.  $P_a H = 0,084 \times 12,00 = 1,008$  uma.

La **masa atómica promedio** tiene en cuenta la abundancia natural del isótopo.



**Figura 1.6.** Diagrama de un tipo de espectrómetro de masas. Una muestra en estado gaseoso se bombardea con un haz de electrones de alta energía. Los iones acelerados son desviados, por un imán, en una trayectoria circular. Los iones con menor relación  $q/m$  describen una curva con mayor radio que los iones que tienen una relación  $q/m$  mayor.



**Figura 1.7.** Espectro de masas de los tres isótopos de neón.

#### 1.4 Introducción a la tabla periódica

El reconocimiento de las regularidades periódicas en las propiedades físicas y en el comportamiento químico, así como la necesidad de organizar una gran cantidad de información condujeron al desarrollo de la tabla periódica. En la **tabla periódica** se encuentran agrupados los elementos que tienen propiedades químicas y físicas semejantes. Los elementos están acomodados de acuerdo con su número atómico (que aparece sobre el símbolo del elemento), en filas horizontales, llamadas **periodos**, y en columnas verticales, conocidas como **grupos o familias**, de acuerdo con sus semejanzas en sus propiedades químicas. Los elementos se dividen en tres categorías:

- 1) Metales. Un metal es un buen conductor del calor y la electricidad. La mayoría de los elementos que se conocen son metales.
- 2) No metales. Un no metal generalmente es un mal conductor del calor y la electricidad. Sólo 17 elementos son no metales: H, C, N, P, O, S, Se, F, Cl, Br, I, He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.
- 3) Metaloides. Un metaloide presenta propiedades intermedias entre los metales y los no metales. 8 elementos son metaloides: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At.

De izquierda a derecha, a lo largo de un periodo, las propiedades físicas y químicas de los elementos cambian en forma gradual de metálicas a no metálicas.

Algunos grupos de elementos tienen nombres especiales. Los elementos del grupo 1 se denominan **metales alcalinos**, los elementos del grupo 2 **metales alcalinotérreos**. Los elementos del grupo 17 se conocen como **halógenos**, y los elementos del grupo 18 son los **gases nobles**.

### 1.5 Concepto de mol y la constante de Avogadro

Un **mol** es una cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay en una cantidad de 12 g del isótopo de carbono-12.

Es una magnitud que relaciona cantidad de sustancia con número de entidades elementales.

El número de entidades elementales (átomos, moléculas, iones...) en un mol se denomina la constante de Avogadro  $N_A = 6,022 \times 10^{23}$ .

### 1.6 Tipos de compuestos químicos y sus fórmulas

Un **compuesto molecular** está formado por unidades discretas denominadas moléculas, que generalmente consisten en un número pequeño de átomos no metálicos que se mantienen unidos mediante un enlace covalente.

Un **compuesto iónico** está formado por iones positivos y negativos unidos por fuerzas electrostáticas de atracción.

Una **fórmula molecular** indica el número exacto de átomos de cada elemento que están presentes en la unidad más pequeña de una sustancia.

Una **fórmula empírica** indica la proporción mínima de los átomos presentes en una molécula.

Un **alótropo** es una de las distintas formas en las que se puede asociar los átomos de un elemento.

### 1.7 El concepto de mol y los compuestos químicos

La **masa fórmula** es la masa de una unidad fórmula en unidades de masa atómica. Comp. Iónico.

La **masa molecular** es la masa de una molécula en unidades de masa atómica. Comp. Covalente.

Se pueden obtener las fórmulas y masas moleculares medias ponderadas sumando las masas atómicas medias ponderadas.

Un **mol de un compuesto** es una cantidad de compuesto que contiene el número de Avogadro de unidades fórmula o moléculas.

La **masa molar** es la masa de un mol de compuesto, un mol de moléculas de un compuesto molecular y un mol de unidades fórmula de un compuesto iónico.

## 1.8 Las reacciones químicas

La **reacción química** es un proceso en el que un conjunto de sustancias llamadas reactivos se transforman en un nuevo conjunto de sustancias llamadas productos. Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas.

La **estequiometría** es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química.

Los **coeficientes estequiométricos** en una reacción química se pueden interpretar como el número de moles de cada sustancia.

El reactivo que se consume primero en una reacción se denomina **reactivo limitante**. Los **reactivos en exceso** son los reactivos presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante.

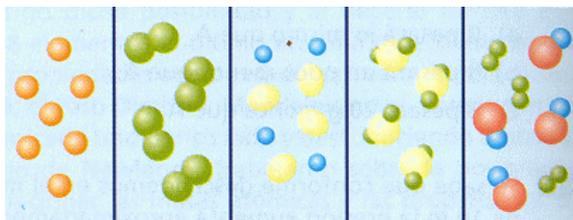
La cantidad de reactivo limitante determina el rendimiento teórico, es decir, la cantidad de producto que se obtendrá si reacciona todo el reactivo limitante. En la práctica, el rendimiento real, casi siempre es menor que el rendimiento teórico.

$$\% \text{ rendimiento} = (\text{rendimiento real} / \text{rendimiento teórico}) \times 100$$

## PROBLEMAS

---

1. Los siguientes esquemas representan muestras de diferentes sustancias. Indica en cada caso si se trata de una sustancia pura, un compuesto o una mezcla y explica la respuesta.



2. Indica el número de protones, neutrones y electrones para cada una de las siguientes especies: a)  ${}^{20}_{11}\text{Na}$ ; b)  ${}^{22}_{11}\text{Na}$ ; c)  ${}^{17}\text{O}$ ; d) carbono 14.
3. Las masas atómicas de los dos isótopos estables del boro,  ${}^{10}_5\text{B}$  (19,78 %) y  ${}^{11}_5\text{B}$  (80,22 %), son 10,0129 uma y 11,0093 uma, respectivamente. Calcula la masa promedio del boro. **R: 10,8112 uma**
4. ¿Cuántos moles de azufre hay en una muestra que contiene  $7,65 \times 10^{22}$  átomos de S? ¿Cuál es la masa de la muestra? Pa S = 32. **R: 0,13 moles S; 4,07 g S**
5. ¿Cuántos átomos de Pb están presentes en un pequeño trozo de plomo con un volumen de  $0,105 \text{ cm}^3$ ? La densidad del Pb es  $11,34 \text{ g/cm}^3$ , Pa Pb = 207,2. **R:  $3,46 \times 10^{21}$  átomos Pb**
6. El halotano es un líquido volátil, incoloro, que se ha utilizado como anestésico de inhalación. Su fórmula molecular es  $\text{C}_2\text{HBrClF}_3$  y su masa molecular es 197,38 uma

- ¿Cuántos moles de átomos de F hay en una muestra de 75,0 mL de halotano?  $d = 1,871\text{g/mL}$ . **R: 2,13 moles F**
7. Calcula la composición centesimal, en masa, del ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . **R: 40 % C; 6,7 % H; 53,3 % O.**
8. El succinato de dibutilo es un repelente de insectos. Su composición es 62,58 % de C; 9,63 % de H; y 27,79 % de O. Su masa molecular determinada experimentalmente es 230 uma. Determinar su fórmula empírica y molecular. **R:  $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{O}_2$ ;  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_4$**
9. Todos los metales alcalinos reaccionan con agua para formar hidrógeno gaseoso y el hidróxido correspondiente. Una reacción común es la que ocurre entre el litio y el agua. ¿Cuántos gramos de Li se necesitan para producir 9,89 g de  $\text{H}_2$ ? **R: 136,2 g Li**
10. El monóxido de nitrógeno (NO) reacciona inmediatamente con el oxígeno gaseoso para formar dióxido de nitrógeno ( $\text{NO}_2$ ). En un experimento se mezclaron 0,886 moles de NO con 0,503 moles de  $\text{O}_2$ . Calcula cuál de los dos reactivos es el limitante. Calcula el número de moles de  $\text{NO}_2$  producido. **R: NO; 0,886 moles  $\text{NO}_2$**
11. En la industria, el vanadio metálico, se puede obtener al hacer reaccionar óxido de vanadio (V) con calcio a temperaturas elevadas:  

$$5\text{Ca(s)} + \text{V}_2\text{O}_5\text{(s)} \rightarrow 5\text{CaO(s)} + 2\text{V(s)}$$
 En un proceso reaccionan  $1,54 \times 10^3$  g de  $\text{V}_2\text{O}_5$  con  $1,96 \times 10^3$  g de Ca. Calcula la cantidad de V obtenido para un rendimiento de reacción del 100 %. Calcula el rendimiento real si se obtienen 803 g de V. **R: 862,6 g V; 93,1 %**
12. ¿Cuántos gramos de ácido acético comercial ( $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ ), riqueza del 97 %, deben reaccionar con un exceso de  $\text{PCl}_3$  para obtener 75 g de cloruro de acetilo ( $\text{C}_2\text{H}_3\text{OCl}$ ), si la reacción tiene un rendimiento del 78,2 %?. Datos: Pm  $\text{C}_2\text{H}_3\text{OCl} = 78,5$ ; Pm  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 = 60$ . **R: 75,57 g  $\text{CH}_3\text{COOH}$**   

$$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2 + \text{PCl}_3 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_3\text{OCl} + \text{H}_3\text{PO}_3 \text{ (sin ajustar)}$$
13. ¿Cuántos gramos de NO pueden producirse en la reacción de 1 mol de  $\text{NH}_3$  y 1 mol de  $\text{O}_2$ ? Indica de forma justificada cuál de los reactivos actúa como reactivo limitante. Datos: Pm NO = 30.  

$$4\text{NH}_3\text{(g)} + 5\text{O}_2\text{(g)} \rightarrow 4\text{NO(g)} + 6\text{H}_2\text{O(l)}$$
14. A) Identifica si las siguientes materias son compuestos o mezclas: aire; sal común; tinta; vidrio; gasolina; carbonato ácido de sodio; leche de vaca. B) Clasifica cada una de las siguientes sustancias en mezcla homogénea (disolución) o heterogénea: azúcar disuelta en agua; aire filtrado; hierro y azufre. C) Sugiere un método para separar cada una de las siguientes mezclas: azúcar de agua; alcohol de agua; componentes del aire; limaduras de hierro y azufre; arena de agua; acero; leche de vaca. D) ¿Pueden existir sistemas heterogéneos formados por una sola sustancia?
15. Determina la masa atómica del cloro sabiendo que en la naturaleza existen dos isótopos de él: 35-Cl y el 37-Cl en proporciones de 75 % y 25 % respectivamente.
16. El Litio natural consta de dos isótopos 6-Li (6,0169uma) y 7-Li (7,0182 uma). Calcula la abundancia relativa de cada uno de los isótopos en el litio presente en la naturaleza (peso o masa atómica del Litio=> ver TP ...6,941uma).
17. Escribe las reacciones que experimenta el ácido clorhídrico con diferentes metales:  
 $\text{HCl(ac)} + \text{Zn(s)} \rightarrow \dots\dots\dots \text{HCl(ac)} + \text{Fe(s)} \rightarrow \dots\dots$  ¿se trata de una transformación química o de una disolución?

18. Deduce la equivalencia en gramos de una unidad de masa atómica (uma). Deduce la expresión de 1ppm (partes por millón) en unidades de masa/volumen para una disolución de un soluto sólido y disolvente líquido. **R:  $1,66 \times 10^{-24}$  g; mg/L**
19. ¿Qué cantidad de moles, moléculas y átomos hay en 200L de gas hidrógeno en condiciones estándar?, ¿Cuál es la masa del gas? ¿Qué volumen ocuparía a 294 K y 0.967 atm?. **R: 8,93 moles  $H_2$ ;  $5,38 \times 10^{24}$  moléculas  $H_2$ ;  $1,07 \times 10^{25}$  átomos H**
20. Si se tiene una disolución de 684 gramos de azúcar  $C_{12}H_{22}O_{11}$  y 900 gramos de agua, Calcula la composición (concentración) expresada en % en peso o masa, fracción molar y molalidad.
21. Se desea preparar 0,25 L (250mL) exactamente de una disolución acuosa de  $K_2CrO_4$  0,25 M. ¿qué masa de  $K_2CrO_4$  debemos de utilizar? **R: 12,14 g  $K_2CrO_4$**
22. Una molécula de dióxido de azufre contiene un átomo de azufre y dos de oxígeno. Calcula la composición en tanto por ciento de dicha molécula. Pa del azufre = 32,1; Pa del oxígeno = 16.
23. Por acción del agua sobre el carburo de aluminio ( $Al_4C_3$ ) se obtiene metano. Calcula el volumen de este gas, medido sobre agua a 16° C y 736 mmHg que se obtendrá, supuesta una pérdida del 1,8 %, a partir de 3,2 gramos de carburo de aluminio del 91,3 % de pureza. La presión del vapor de agua a 16° C es de 13,6 mmHg. **R: 1,5 L  $CH_4$**