

# **TEMA 1**

## **1.CONSIDERACIONES SOBRE LA QUIMICA**

**1.1 ¿QUE ES LA QUIMICA?**

**1.2 CLASIFICACIÓN DE LA QUÍMICA**

**1.3 PROCESOS QUIMICOS: SINTESIS Y ANÁLISIS**

## **2.CONCEPTOS BASICOS**

**1.1 ELEMENTOS, ISOTOPOS, U.M.A. Y PESOS ATOMICOS  
MOLES, N° DE AVOGADRO, MASA MOLAR**

**1.2 COMPUESTOS**

**MOLÉCULAS O COMPUESTOS MOLECULARES, PESO MOLECULAR**

**1.3 DISOLUCIONES: CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN**

**1.4 GASES IDEALES**

## 1.1 ¿QUÉ ES LA QUIMICA?

Es la ciencia que estudia la materia y los cambios que esta experimenta. Por materia entendemos todo aquello que ocupa un espacio físico por ejemplo agua, aire, madera, el cuerpo humano...

Los diferentes tipos de materia se reconocen por sus distintas propiedades, estas se clasifican:

Propiedades físicas: olor, color, densidad, temperatura de fusión...

Propiedades químicas: reactividad, pH, entalpías de formación ....

**Productos químicos de uso diario**, todos ellos son disoluciones acuosas del compuesto especificado:

Lejía (hipoclorito de sodio  $\text{NaClO}$ ); Alcohol etílico (etanol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ )

Salfumán (ácido clorhídrico  $\text{HCl}$ ); Vinagre (ácido acético  $\text{CH}_3\text{COOH}$ )

Amoniaco ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ); Agua oxigenada ( $\text{H}_2\text{O}_2$ )

## 1.2 CLASIFICACIÓN DE LA QUÍMICA

**QUÍMICA ORGÁNICA:** estudia la materia en cuya estructura se encuentran átomos de carbono

**QUÍMICA INORGÁNICA:** estudia la materia en cuya estructura no se encuentran átomos de carbono.

**QUÍMICA ANALÍTICA:** identifica cuali y cuantitativamente las sustancias presentes en una muestra.

**QUÍMICA TÉCNICA :** diseña y construye los sistemas para la realización a gran escala de procesos químicos.

**QUÍMICA FÍSICA:** incorpora los métodos de la Física, adaptándolos a procesos químicos.

**BIOQUÍMICA:** estudia las reacciones química que tiene lugar en sistemas biológicos.

## 1.1 ELEMENTOS:

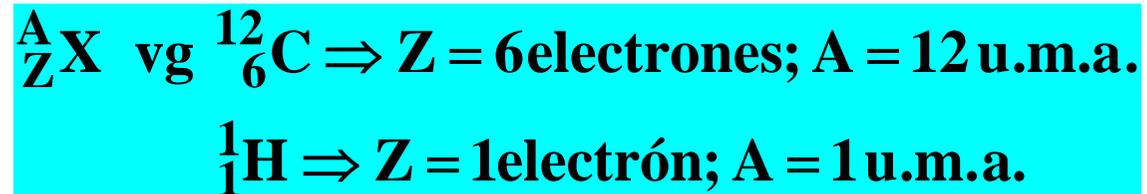
- La materia está formada por 109 tipos de elementos distintos que se corresponden a los 109 elementos conocidos. Estos se ordenan en el **SISTEMA PERIODICO (SP)**
- Cada átomo posee un núcleo con un determinado  $n^{\circ}$  de protones y neutrones y diferentes niveles energéticos con un  $n^{\circ}$  determinado de electrones cada uno.
- Así el átomo de H:  $1s^1$  es el mas simple ya que posee 1 solo electrón  $\Rightarrow$   
 $Z = n^{\circ} \text{ atómico} = n^{\circ} \text{ de electrones} = 1.$
- El núcleo atómico esta dotado de carga positiva formada por protones (p) y neutrones (n). El protón posee una carga positiva de +1 y el neutrón es neutro.
- En el núcleo se concentra la masa atómica ya que el p y el n son 1836 veces mas pesados que el electrón, ambos p y n tienen la misma masa.
- Por ello el  **$n^{\circ} \text{ másico} = A = n^{\circ} \text{ protones} + n^{\circ} \text{ neutrones}.$**

# Periodic System of the Elements

1																	18		
1	1.0 1H																	4.0 2He	
2	6.9 3Li	9.0 4Be											10.8 5B	12.0 6C	14.0 7N	16.0 8O	19.0 9F	20.2 10Ne	
3	23.0 11Na	24.3 12Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	27.0 13Al	28.1 14Si	31.0 15P	32.1 16S	35.5 17Cl	39.9 18Ar	
4	39.1 19K	40.1 20Ca	45.0 21Sc	47.9 22Ti	50.9 23V	52.0 24Cr	54.9 25Mn	55.8 26Fe	58.9 27Co	58.7 28Ni	63.5 29Cu	65.4 30Zn	69.7 31Ga	72.6 32Ge	74.9 33As	79.0 34Se	79.9 35Br	83.8 36Kr	
5	85.5 37Rb	87.6 38Sr	88.9 39Y	91.2 40Zr	92.9 41Nb	95.9 42Mo	97 43Tc	101.1 44Ru	102.9 45Rh	106.4 46Pd	107.9 47Ag	112.4 48Cd	114.8 49In	118.7 50Sn	121.8 51Sb	127.6 52Te	126.9 53I	131.3 54Xe	
6	132.9 55Cs	137.3 56Ba	138.9 57La	178.5 72Hf	180.5 73Ta	183.9 74W	186.2 75Re	190.2 76Os	192.2 77Ir	195.1 78Pt	197.0 79Au	200.6 80Hg	204.4 81Tl	207.2 82Pb	209.0 83Bi	209 84Po	210 85At	222 86Rn	
7	223 87Fr	228 88Ra	227 89Ac	261 104Ku	262 105Ha														
			138.9 57La	140.1 58Ce	140.9 59Pr	144.2 60Nd	147 61Pm	150.4 62Sm	151.9 63Eu	157.3 64Gd	158.9 65Tb	162.5 66Dy	164.9 67Ho	167.3 68Er	168.9 69Tm	173.0 70Yb	175.0 71Lu		
			232 89Ac	232 90Th	231 91Pa	238 92U	237 93Np	244 94Pu	243 95Am	247 96Cm	247 97Bk	251 98Cf	254 99Es	257 100Fm	259 101Md	262 102No	263 103Lr		

Dépot légal 3<sup>e</sup> trimestre 1990 Bibliothèque Nationale du Québec Bibliothèque Nationale du Canada  
Printed in Canada

- Una muestra de un elemento cualquiera del SP es **una mezcla de varios ISÓTOPOS**
- Estos son átomos del mismo número atómico pero diferente masa atómica.
- La notación de un determinado isótopo de un átomo será:



ejemplos: el carbono contiene  $\begin{matrix} 12 \\ 6 \end{matrix} C$ ;  $\begin{matrix} 13 \\ 6 \end{matrix} C$  y  $\begin{matrix} 14 \\ 6 \end{matrix} C$

el hidrógeno posee 3 isótopos:  $\begin{matrix} 1 \\ 1 \end{matrix} H$ ;  $\begin{matrix} 2 \\ 1 \end{matrix} H$  (deuterio) y  $\begin{matrix} 3 \\ 1 \end{matrix} H$  (tritio)

-En la Tabla siguiente vemos como las masas atómicas son muy pequeñas (del orden de  $10^{-24}$  g para manejar números mas sencillos se emplea la u.m.a.

NOMBRE	NºATÓMICO Z	NEUTRONES	NºMÁSICO A	SIMBOLO	MASA ATÓMICA
HIDROGENO-1	1	0	1	${}^1\text{H}$	$1,674 \cdot 10^{-24} \text{gr} = 1,008 \text{u.m.a.}$
CARBONO-12	6	6	12	${}^{12}\text{C}$	$1,9926 \cdot 10^{-23} \text{gr} = 12 \text{u.m.a.}$
CARBONO-13	6	7	13	${}^{13}\text{C}$	$2,519 \cdot 10^{-23} \text{gr} = 13 \text{u.m.a.}$
CARBONO-14	6	8	14	${}^{14}\text{C}$	$2,519 \cdot 10^{-23} \text{gr} = 14 \text{u.m.a.}$

“Una u.m.a. corresponde al peso de la 1/12 parte de la masa de un átomo de  ${}^{12}_6\text{C}$ ”

$$1 \text{u.m.a.} = 1,9926 \cdot 10^{-23} \frac{\text{gr}}{\text{atomo } {}^{12}_6\text{C}} \cdot \frac{1}{12} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{gr}$$

-La masa de cualquier átomo se expresa en u.m.a. a través de este factor de conversión  $1,6605 \cdot 10^{-24}$

ejemplo: Un átomo de hidrógeno pesa  $1,674 \cdot 10^{-24}$  g ¿Cuánto pesará en u.m.a.?

$$\frac{1,674 \cdot 10^{-24} \frac{\text{gr}}{\text{atomo H}}}{1,6605 \cdot 10^{-24} \frac{\text{gr}}{\text{u.m.a}}} = 1,008 \text{ u.m.a / atomo H}$$

**conclusión:** se divide la masa atómica por el factor  $1,6605 \cdot 10^{-24}$  g con lo cual se destruyen las exponenciales y se obtienen números mas sencillos.

-Una muestra natural de cualquier elemento es una mezcla de los ISOTOPOS que dicho elemento posee en la naturaleza. Cada isótopo posee distinta masa atómica. Por lo tanto la masa media de los átomos contenidos en una muestra recibe el nombre de **PESO ATOMICO ( $P_A$ )** del elemento.

**Ejemplo: ¿Calcular el  $P_A$  del Cloro sabiendo que la abundancia de sus isótopos y sus masa atómicas respectivas son 75,8%; 34,97 u.m.a ( $^{35}\text{Cl}$ ) y 24,2% ; 36,97u.m.a ( $^{37}\text{Cl}$ )**

$$P_A = \frac{75,8}{100} \cdot 34,97 + \frac{24,2}{100} \cdot 36,97 = 35,5 \text{ u.m.a}$$

**-Estos pesos atómicos promedio son los que figuran en el SP**

### **MOLES N° DE AVOGADRO**

**-Una muestra muy pequeña de cualquier elemento, del orden de mg por ejemplo, contiene un número muy grande de átomos por ello se ha inventado una unidad para expresar un número tan grande de átomos EL MOL**

**“Un mol es el número de átomos contenidos en exactamente 12 g de  $^{12}\text{C}$ .**

**-Aunque se define el mol con respecto al átomo de C la unidad es válida para cualquier elemento, de la misma manera que hablamos de docenas de cosas.**

**Ejemplo: ¿Cuántos átomos tenemos en 12 gr de  $^{12}\text{C}$  que equivalen a 1 mol de  $^{12}\text{C}$ ?**

$$\begin{aligned} \text{n}^\circ \text{ átomos de } ^{12}\text{C} &= \frac{\text{gr muestra } ^{12}\text{C}}{(\text{gr / átomo}) ^{12}\text{C}} = \frac{12\text{gr}}{1,9926 \cdot 10^{-23} \text{gr / átomo}} = \\ &= 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } ^{12}\text{C} \Rightarrow \end{aligned}$$

-Un mol de cualquier elemento contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos de dicho elemento.

$$\text{N}^\circ \text{ de AVOGADRO} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos / mol}$$

### **MASA MOLAR:**

-La masa por mol de átomos de un elemento recibe el nombre de masa molar de los átomos

ejemplo: masa de 1 mol de átomos de Mg es 24,31 g su masa molar será x g/mol, luego 24,31 g/mol.

-Si el  $P_A$  del elemento es x u.m.a del SP la masa molar de átomos será x g/mol ya que:

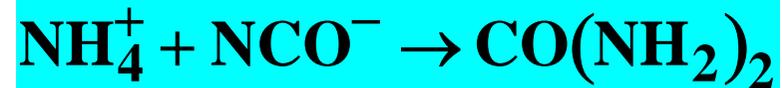
$$\mathbf{1 \text{ u.m.a.} \equiv \text{gr / mol}}$$

Los elementos se obtienen a partir de los compuestos a través de técnicas químicas

(análisis químico), mientras que el paso contrario obtener compuestos a partir de elementos se denomina síntesis química.

-Por lo tanto existen **dos TÉCNICAS QUÍMICAS** fundamentales el de ANÁLISIS (separación de cosas) y el de SINTESIS (juntar cosas)

-**La SINTESIS QUIMICA** consiste en la obtención de productos en el laboratorio a partir de determinados reactivos. La primera síntesis realizada en un laboratorio fue la de la urea a través de la reacción:



-El proceso de **ANÁLISIS** sirve para efectuar el paso contrario y determinar la composición de la materia.

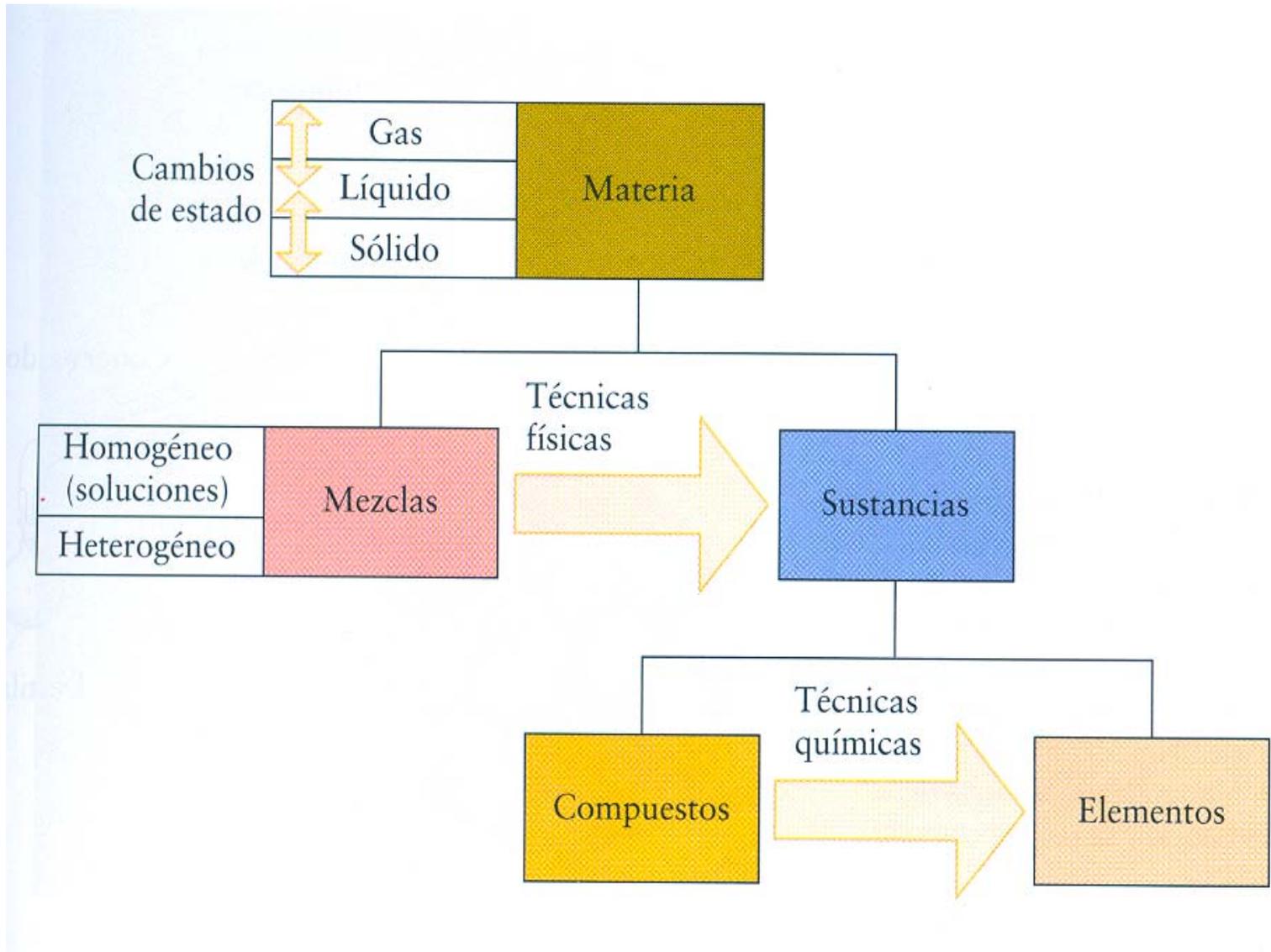
## 1.2 COMPUESTOS

- Un compuesto es una combinación específica de átomos vg el agua se compone de 2 átomos de hidrogeno y 1 de oxígeno  $\Rightarrow$  molécula es un grupo de átomos enlazados.
- Los compuestos iónicos están formados por iones cargados + ó -, así el Na Cl está formado por iones  $\text{Na}^+$  e iones  $\text{Cl}^-$  que se atraen y forman el compuesto iónico NaCl
- Los compuestos moleculares son compuestos formados por moléculas, por ejemplo: el agua, el metano y amoniaco son compuestos moleculares.

### PESO MOLECULAR ( $P_m$ o $M$ )

- Es la masa media de una de estas moléculas. Se calculará sumando los pesos atómicos de sus moléculas. Ejemplo: el peso molecular del agua será

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times P_A(\text{H}) + P_A(\text{O}) = 2 \times 1,008 \text{ uma} + 16,00 \text{ uma} = 18,02 \text{ uma o g/mol}$$



**SUSTANCIAS:** diferentes clases de materia (compuestos mas elementos)

**MEZCLA:** unión de distintas sustancias que puede ser separada por **MÉTODOS FÍSICOS.**( filtración, destilación.....). Podrán ser homogéneas o heterogéneas.

**Ejemplos de mezclas heterogénea: arena, rocas..**



**18. Dura. Casablanca. [Marbella, Málaga]** Color: gris, con tonalidades marrones. **Componentes:** arena y grava. **Tamaño del grano:** medio. **Longitud de la playa:** 2.000 metros y una anchura media de 45 metros. **Bandera azul:** no. Es una de las playas de mayor longitud del término municipal de Marbella. Enclavada en la llamada Milla de Oro, en pleno centro urbano, está rodeada de grandes mansiones, urbanizaciones de lujo y el Hotel Marbella Club, uno de los más prestigiosos de la ciudad malagueña. Su arena procede de la regeneración, algo que se nota en la textura y la calidad de su grano.



**19. Submarina. La Victoria. [Cádiz]** Color: marrón claro. **Componentes:** de naturaleza silíceo. **Tamaño del grano:** fino y muy fino. **Longitud de la playa:** 2.500 metros. **Bandera azul:** sí. La arena es de una excelente calidad. Quizá se deba a su procedencia. La mayor parte fue extraída del llamado Placer de la Meca, un banco de arena submarino ubicado en la pedanía de los Caños de Meca, en Barbate. A pesar de que se trata de una playa regenerada por completo, las pendientes son muy suaves (6% de media), lo que la convierte en un área de recreo cómoda y asequible para todo tipo de usuarios.



**20. Cristalina. Punta Umbría. [Huelva]** Color: dorado. **Componentes:** entre el 65% y el 78% de la arena está formada por granos de cuarzo puro, lo que le otorga su color dorado y muy cristalino. Entre el 20 y el 30% son restos de conchas, también denominados restos bioclásticos, mientras que entre el 2% y el 5% son minerales densos muy resistentes. Es geológicamente muy limpia. **Tamaño del grano:** fino. **Longitud de la playa:** 13 kilómetros. **Bandera azul:** no. La playa está situada en la costa occidental de Huelva, bañada por el Atlántico al sur y la ría al norte. El 70% del territorio está protegido. >>>



## **1.3 DISOLUCIÓN**

**-Una disolución es una mezcla homogénea de dos o mas sustancias.**

### **CLASIFICACIÓN**

#### **a) Según la fase:**

- i. Sólidas (ej. Aleación de bronce= $Zn+Cu$ )**
- ii. Gaseosas(ej.:aire=mezcla de gases  $O_2+N_2 +CO_2$  ....)**
- iii. Líquidas (ej.etanol en agua...); si el disolvente es agua  $\Rightarrow$  disoluciones acuosas**

#### **b) Según el nº de componentes**

- i. Binarias**
- ii. Ternarias.....**

-Durante el curso trataremos con **DISOLUCIONES LIQUIDAS BINARIAS** de una sola fase y 2 componentes.

**Disolución=soluto +disolvente**

Emplearemos la notación siguiente:

**Disolvente=** componente mayoritario de la disolución. Subíndice 1

**Soluto=**componente minoritario de la disolución. Subíndice 2

$n_2$ =nº de moles de soluto;  $n_1$ =nº de moles de disolvente.

-Para expresar la composición de una disolución se emplea:

**MOLARIDAD=M**= nº moles soluto/ V(L) disolvente

**MOLALIDAD=m**= nº moles soluto/ m (Kg) disolvente

**NORMALIDAD=N**= nº equivalentes soluto/ V(L) disolvente

nº equivalentes soluto= nº moles soluto / valencia soluto

La normalidad no se emplea ya que la valencia del soluto depende de la reactividad química de la sustancia que se trate.

Ejemplo: Si estamos con una disolución acuosa de sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) su valencia es 2 por ser el número de H reactivos del ácido

**%peso=%P**=masa en g soluto/100 g de disolución

**%volumen=%V**= volumen soluto en u.d.v./ 100 u.d.v.disolvente

La u.d.v. puede ser L o mL...

Fracción molar soluto, fase líquida =  $x_2$ = moles de soluto /moles de disolvente

$$x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

Fracción molar soluto, fase vapor =  $y_2$ = moles soluto /moles disolvente ambos fase vapor:

$$y_2(\text{fase gas}) = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

**Peso/volumen= p/v**= gramos de soluto/100 u.d.v disolución.Ejemplo disolución de  $\text{H}_2\text{O}_2$  de 0.33% p/v o.33g de  $\text{H}_2\text{O}_2$  por 100 mL de disolución. Es poco usual

## 1.4 GASES IDEALES

- Un gas es una sustancia fluida que llena completamente el recipiente que lo contiene y que puede comprimirse con facilidad hasta volúmenes menores.
- Un gas ideal o perfecto es aquel que cumple la ecuación de los gases ideales:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

**p** = presión del gas

**V** = volumen del mismo

**n** = nº de moles, **T** = temperatura en grados **K**

**R** = cte de los gases perfectos =  $0,0082 \text{ atmL} / \text{K.mol} = 8,3143 \text{ J} / \text{K.mol} = 1,9871 \text{ cal} / \text{K.mol}$

- Las unidades de la presión el volumen y la temperatura nos indicarán el valor de R a tomar.
- A la vista de la ecuación de gases ideales podemos decir: “UN MOL DE CUALQUIER GAS OCUPA EN CONDICIONES NORMALES (c.n.) 22,4 L”
- Se entiende por c.n. 1 atmósfera de presión y una temperatura de 0°C.
- Comprobad numéricamente la afirmación anterior.

-La Tabla muestra los volúmenes molares (en litros/mol) de varios gases a 0°C y 1 atm

Gas ideal	22,41
Argón	22,09
Dióxido de carbono	22,26
Nitrógeno	22,40
Oxígeno	22,40
Hidrógeno	22,43