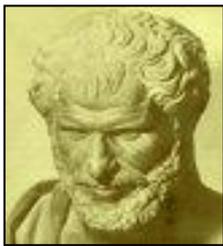


Curso 2012-13	El átomo	CPI Conde de Fenosa Ares
------------------	----------	-----------------------------



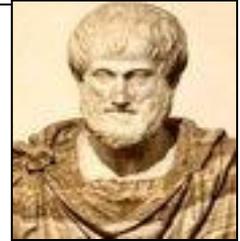
Demócrito
(460-370 a.C)

La materia o es mezcla o es sustancia pura. Las sustancias puras pueden ser de dos tipos: elementos y compuestos. Los elementos no se pueden descomponer por métodos químicos, mientras que los compuestos sí.

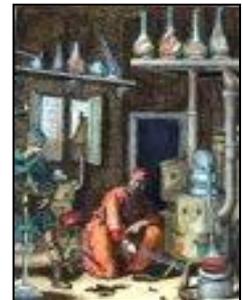
En la antigua Grecia dos concepciones compitieron por dar una interpretación racional a cómo estaba formada la materia. Demócrito consideraba que la materia estaba formada por pequeñas partículas indivisibles, llamadas átomos. Entre los átomos habría vacío. Sin embargo, Aristóteles, mucho más importante defendía

la teoría de los cuatro elementos, que fue la aceptada durante muchos siglos. Siguiendo la teoría aristotélica **los alquimistas** (que están considerados como los primeros químicos) intentaban obtener la Piedra Filosofal que les permitiría transmutar los metales en oro, curar cualquier enfermedad y evitar, incluso, la vejez y la muerte.

Su incesante trabajo en el laboratorio dio como fruto la invención o perfeccionamiento de muchos procedimientos aún hoy usados en los laboratorios (entre ellos la destilación), la síntesis de numerosos compuestos (como el ácido clorhídrico, sulfúrico o nítrico), el descubrimiento de técnicas metalúrgicas, la producción de tintes, pinturas



Aristóteles
(384-322 a.C)



En 1808 John Dalton recupera la teoría atómica de Demócrito y considera que los **átomos** (partículas indivisibles) eran los **constituyentes últimos de la materia** que se combinaban para formar los compuestos.

Todos los átomos de un mismo elemento serían iguales y distintos a los de los otros elementos, **los átomos se combinan para dar grupos, llamados moléculas**, que son la parte más pequeña de un compuesto y las reacciones **químicas** no son más que **intercambios** de átomos entre unas moléculas para dar otras distintas.



John Dalton (1766-1844)



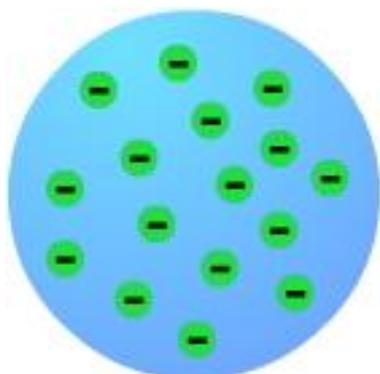
J. J. Thomson
(1856-1940)

En 1897 los experimentos realizados sobre la conducción de la electricidad por los gases dieron como resultado el descubrimiento de una nueva partícula con carga negativa: el electrón.

Los rayos catódicos, estaban formados por electrones que saltan de los átomos del gas que llena el tubo cuando es sometido a descargas eléctricas. **Los átomos, por tanto, no eran indivisibles.**

J.J Thomson propone entonces el primer modelo de átomo:

Los electrones (pequeñas partículas con carga negativa) se encontraban incrustados en una nube de carga positiva. La carga positiva de la nube compensaba exactamente la negativa de los electrones siendo el átomo eléctricamente neutro.



Primer modelo de átomo compuesto (Thomson, 1897)

Los electrones, diminutas partículas con carga eléctrica negativa, están incrustadas en una nube de carga positiva de forma similar a las pasas en un pastel.



E. Rutherford
(1871-1937)

E. Rutherford realiza en 1911 un experimento crucial con el que se trataba de comprobar la validez del modelo atómico de Thomson.

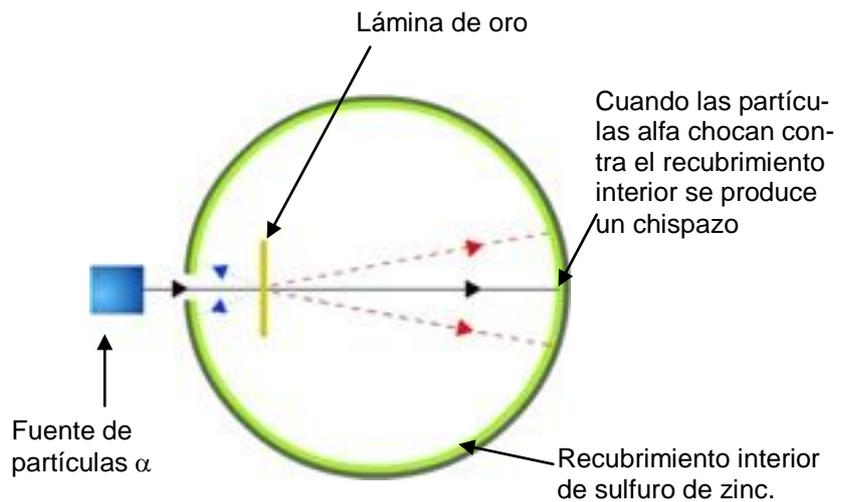
Un esquema del montaje experimental usado se muestra más abajo:

Las partículas alfa (α), procedentes de un material radiactivo, se aceleran y se hacen incidir sobre una lámina de oro muy delgada. Tras atravesar la lámina las partículas α chocan contra una pantalla recubierta interiormente de sulfuro de zinc, produciéndose un chispazo. De esta forma era posible observar si las partículas sufrían alguna desviación al atravesar la lámina.

¿Qué es una partícula α ?
(ver iones)

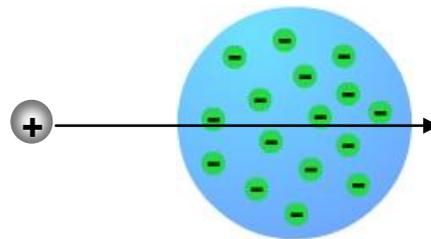
Las llamadas "partículas α " son unas partículas muy pequeñas, con carga eléctrica positiva y con una masa 7.000 veces superior a la del electrón.

- La mayor parte de las partículas atravesaban la lámina de oro sin sufrir ninguna desviación.
- Muy pocas (una de cada 10.000 aproximadamente) se desviaba un ángulo mayor de 10^0 (trazo a rayas)
- En rarísimas ocasiones las partículas α rebotaban (líneas de puntos)



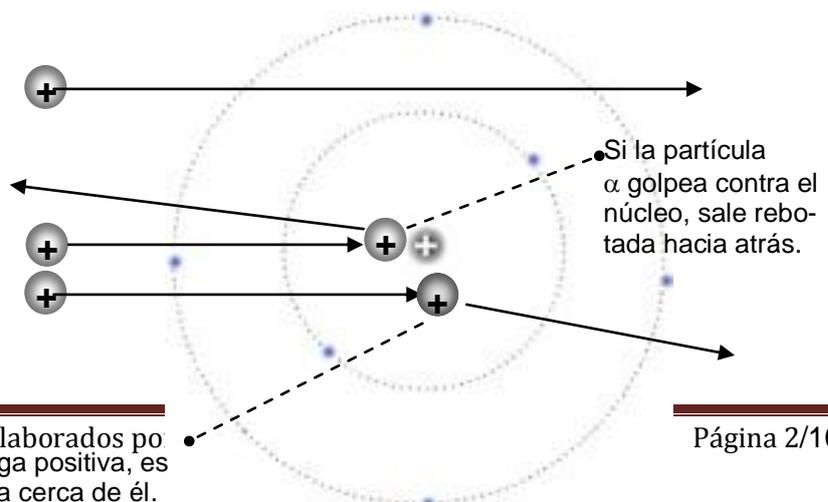
La interpretación dada por Rutherford fue la siguiente:

- Si el modelo atómico propuesto por Thomson fuera cierto no deberían observarse desviaciones ni rebotes de las partículas incidentes. Éstas atravesarían limpiamente los átomos sin desviarse.



- Para que las partículas se desvíen deben encontrar en su trayectoria una zona (núcleo) en la que se concentre carga de signo positivo y cuya masa sea comparable o mayor a la de las partículas α .
- La zona en la que se concentra la masa y la carga positiva debería de ser muy pequeña comparada con la totalidad del átomo.
- Los electrones orbitan en círculos alrededor del núcleo.

Modelo planetario de átomo propuesto por Rutherford en 1911



Apuntes basados en los de fisquiweb, elaborados por La partícula α , que tiene carga positiva, es repelida por el núcleo si pasa cerca de él.

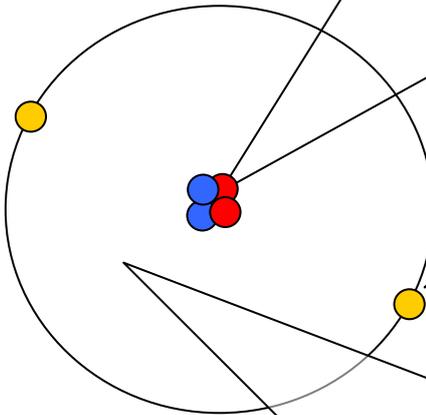
EL ÁTOMO . Conceptos fundamentales

Núcleo del átomo

- Dimensiones muy reducidas comparadas con el tamaño del átomo
- En el núcleo radica la masa del átomo
- Partículas: protones y neutrones (nucleones). El número total de nucleones viene dado por el **número másico, A**.
- Los nucleones están unidos muy fuertemente por la llamada "fuerza nuclear fuerte"
- **El número de protones del núcleo es lo que distingue a un elemento de otro.**
- **El número atómico, Z**, nos da el número de protones del átomo y el número de la casilla que éste ocupa en el S.P

Corteza del átomo

- Los electrones orbitan en torno al núcleo.
- Los electrones (carga -) son atraídos por el núcleo (carga +).
- **El número de electrones coincide con el de protones, por eso los átomos, en conjunto, no tienen carga eléctrica.**



- Los átomos de elementos distintos se diferencian en que tiene distinto número de protones en el núcleo (distinto Z).
- Los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales, aunque todos poseen el mismo número de protones en el núcleo (igual Z), pueden tener distinto número de neutrones (distinto A).
- El número de neutrones de un átomo se calcula así: **$n = A - Z$**
- Los átomos de un mismo elemento (igual Z) que difieren en el número de neutrones (distinto A), se denominan **isótopos**.
- Todos los isótopos tienen las mismas propiedades químicas, solamente se diferencian en que unos son un poco más pesados que otros. Muchos isótopos pueden desintegrarse espontáneamente emitiendo energía. Son los llamados **isótopos radioactivos**

CARACTERÍSTICAS DE LAS PARTÍCULAS ATÓMICAS

Protón: $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,007 \text{ u}$; $q_p = +1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Neutrón: $m_n = 1,68 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,009 \text{ u}$; $q_n = 0$

Electrón: $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg} = 0,0005 \text{ u}$; $q_e = -1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Observa que $m_p \approx 2.000 m_e$

$$m_p \approx m_n$$

$$q_p = q_e \text{ (aunque con signo contrario)}$$

NOMENCLATURA DE LOS ÁTOMOS (ISÓTOPOS)

nº másico — **A**

nº atómico (se puede suprimir) — **Z**

X

Símbolo del átomo

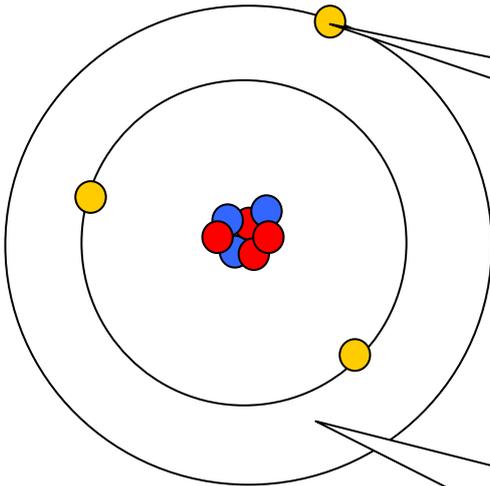
Ejemplos:

⁴He : Helio- 4

¹⁴C : Carbono- 14

²³⁵U : Uranio- 235

EL ÁTOMO . Formación de iones



Si se comunica energía a un electrón puede “saltar” del átomo venciendo la fuerza de atracción que lo une al núcleo. Esto es tanto más fácil cuanto más alejado se encuentre del núcleo.
 Al quitar un electrón el átomo queda con **carga (+)**, ya que ahora hay un protón más en el núcleo que electrones en la corteza. El átomo ya no es eléctricamente neutro, tiene carga. Es **un ión**. A los iones positivos se les denomina **cationes**

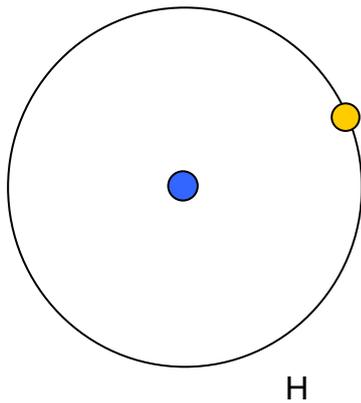
En determinadas condiciones un átomo puede captar un electrón. Sucede, entonces, que al haber un electrón de más el átomo queda cargado negativamente. Es un ión negativo o **anión**

El proceso de obtener iones con carga (+) o cationes no puede hacerse añadiendo protones en el núcleo. Los nucleones están muy firmemente unidos y el proceso de arrancar o introducir uno en el núcleo implica poner en juego una cantidad enorme de energía (reacción nuclear)

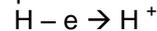
Nomenclatura de iones



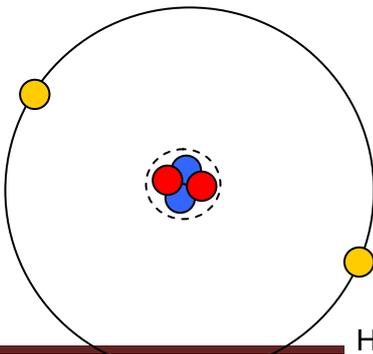
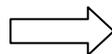
Ejemplos
 Li⁺
 O²⁻
 Al³⁺
 Cl⁻
 Fe²⁺



Si al isótopo más abundante del hidrógeno se le arranca su único electrón lo que queda es un protón:



De aquí que una de las formas de referirnos al protón sea como H⁺



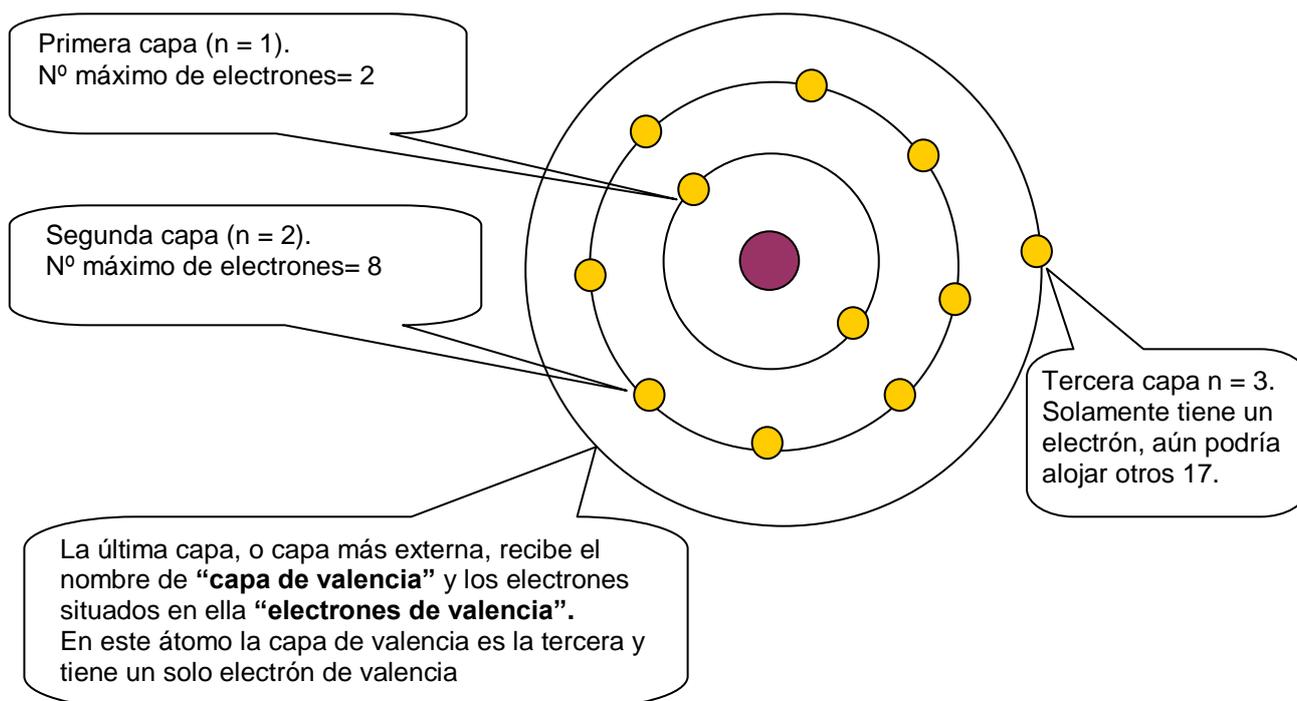
Si al átomo de He se le arrancan sus dos electrones obtenemos el núcleo de He con carga + 2. Es lo que se llama una “**partícula α**”



EL ÁTOMO . Esctructura de la corteza

- Los electrones del átomo se distribuyen en órbitas o capas alrededor del núcleo.
- Las distintas órbitas se identifican por un número entero, **n**, llamado **número cuántico principal**. Así para la primera capa (la más próxima al núcleo $n = 1$; para la segunda $n = 2$; para la tercera $n = 3$...
- El número de capas u órbitas que posee un elemento viene dado por el número del periodo en que está situado en la tabla periódica
- Para distribuir los electrones en las capas se deben tener en cuenta unas reglas obtenidas de la experimentación:
 1. Las capas se van llenando por orden: primero se llena la de $n = 1$, a continuación $n = 2$, después $n = 3$...
 2. No se puede empezar a llenar un nivel superior si aún no está lleno el inferior.
 3. El número máximo de electrones que se puede alojar en cada capa es:

n	nº máx electrones
1	2
2	8
3	18
4	32



EL ÁTOMO . Configuración electrónica

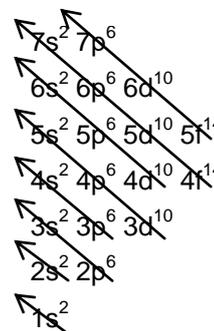
- Los electrones se distribuyen en las capas ocupando los distintos niveles que en ellas existen

CAPA	NIVELES
1	s
2	s, p
3	s, p, d
4	s, p, d, f
5	s, p, d, f
6	s, p, d, f
7	s, p, d, f

- Cada nivel puede alojar un número máximo de electrones

NIVELES	Nº Max
s	2
p	6
d	10
f	14

- Los niveles se van llenando por orden y hasta que un nivel no está totalmente lleno no se pasa a llenar el siguiente
- El orden de llenado de los niveles se obtiene a partir del diagrama de Möeller:



Para obtener la configuración electrónica de un átomo:

- Considera el número de electrones que debes distribuir.** Recuerda que el número de electrones en un átomo neutro viene dado por el número atómico Z.
- Vete colocando los electrones por orden** en los niveles de cada capa. Cuando un nivel se complete, pasa al siguiente (ayúdate del diagrama de Möeller)
- Cuando hayas colocado todos los electrones habrás terminado.

Ejemplos

Li	Z = 3	$1s^2 2s^1$
N	Z = 7	$1s^2 2s^2 p^3$
Mg	Z = 12	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2$
Si	Z = 14	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^2$
S	Z = 16	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^4$
Ar	Z = 18	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$
Ti	Z = 22	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^2$
Au	Z = 79	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^9$
U	Z = 92	$1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 4f^4$

EL ÁTOMO . Masa de los átomos

Los átomos son extraordinariamente pequeños y su masa, en consecuencia, pequeñísima, tanto que si usamos como unidad para medirla las unidades de masa a las que estamos acostumbrados, obtendríamos valores muy pequeños, difícilmente manejables.

Por ejemplo, el átomo de hidrógeno tiene una masa de $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg y el de carbono $2,00 \cdot 10^{-27}$ kg. Por eso, para medir la masa de los átomos usamos una unidad muy pequeña de masa, denominada la unidad de masa atómica (uma o u), que es lo que aproximadamente pesan un protón o un neutrón, que como sabéis son muchos más pesados que los e- (más de 1800 veces).

p+ : 1,00728 umas

n0: 1,00866 umas

e- : 0,00055 umas

Así, lo que pesa un átomo es aproximadamente lo que pesan sus protones y neutrones, o sea, el número másico de un átomo me dice aproximadamente cuánto pesa ese átomo. El C-14 pesa, aproximadamente 14 u.

Cuando se habla de la masa atómica de un elemento hemos de tener en cuenta que los átomos de un mismo elemento no son exactamente iguales. Existen isótopos que, aunque tienen idéntico comportamiento químico, son un poco más pesados unos que otros (ya que tienen distinto número de neutrones).

La Masa Atómica se obtiene entonces como media ponderada de los isótopos naturales del elemento.

El cloro se encuentra en la naturaleza como mezcla de dos isótopos: ^{35}Cl y ^{37}Cl . El primero de ellos tiene una masa de 34,97 u y una abundancia del 75,53%, mientras que el segundo tiene una masa atómica de 36,97 u y una abundancia de 24,47%. Teniendo en cuenta estos datos la masa del elemento cloro se calcula de la siguiente forma:

$$\text{Masa atómica (Cl)} = [(75,53 \times 34,97) + (24,47 \times 36,97)]/100 = 35,46 \text{ u}$$

Ejercicios

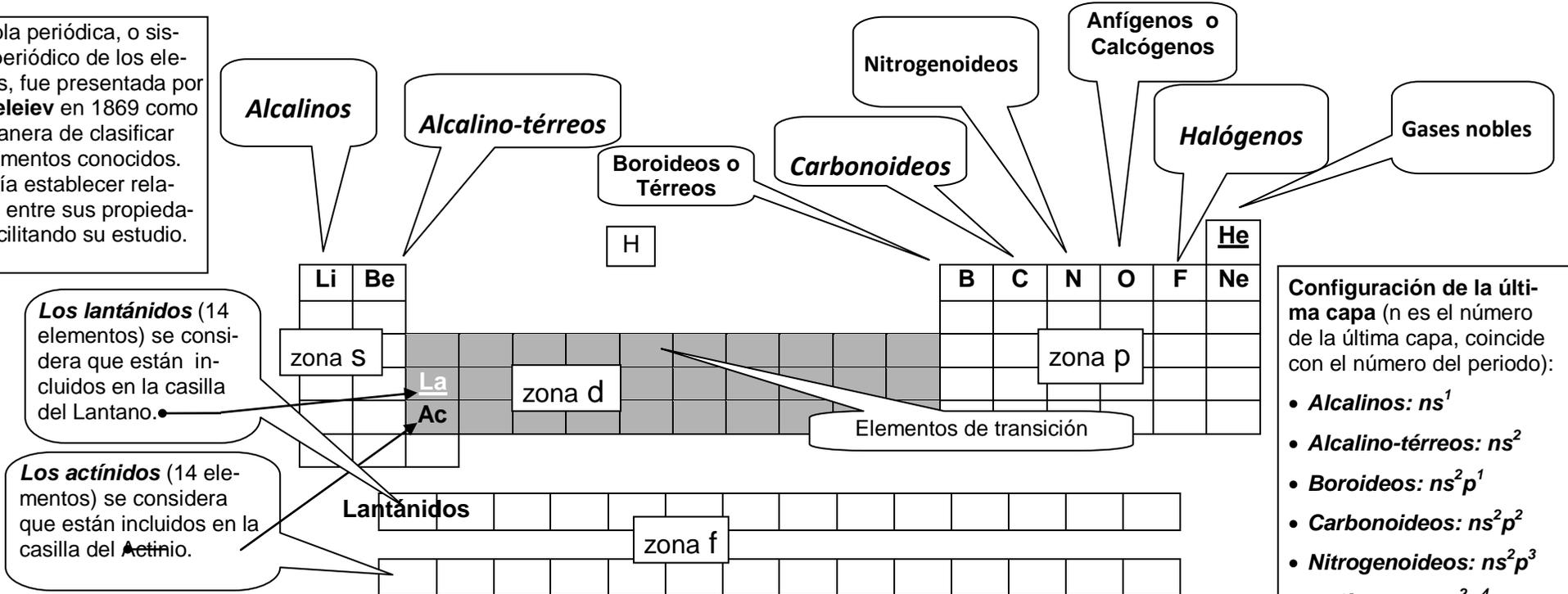
1º Halla la Masa atómica del C, sabiendo que tiene 2 isótopos estables, el C-12 y el C-13, y que la abundancia isotópica de este último es del 1,1%.

Sol.: 12,01 u

2º Sabiendo que la Masa atómica del N es de 14,0067 u, y que existen dos isótopos estables, N-14 y N-15, halla la abundancia isotópica de cada uno de ellos.

Sol.: 99,6 y 0,4%

La tabla periódica, o sistema periódico de los elementos, fue presentada por **Mendeleiev** en 1869 como una manera de clasificar los elementos conocidos. Permitía establecer relaciones entre sus propiedades facilitando su estudio.



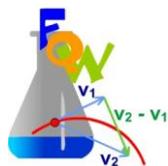
Los **lantánidos** (14 elementos) se considera que están incluidos en la casilla del Lantano.

Los **actínidos** (14 elementos) se considera que están incluidos en la casilla del Actinio.

- Configuración de la última capa** (n es el número de la última capa, coincide con el número del periodo):
- **Alkalinos:** ns^1
 - **Alcalino-térreos:** ns^2
 - **Boroideos:** ns^2p^1
 - **Carbonoideos:** ns^2p^2
 - **Nitrogenoideos:** ns^2p^3
 - **Anfígenos :** ns^2p^4
 - **Halógenos:** ns^2p^5
 - **Gases nobles:** ns^2p^6 (excepto He)

- El hidrógeno, el elemento más ligero, tiene propiedades singulares, por eso a menudo no se le coloca en ninguno de los grupos. Si se le coloca en un grupo, suele ser en el grupo 1.
- En la tabla periódica los elementos se clasifican en filas, **periodos** (hay 7), y columnas, **grupos o familias(18)**. También se divide en 4 zonas, según el tipo del último orbital ocupado sea s, p, d o f.
- **Todos los elementos de un grupo tienen propiedades químicas semejantes**, al tener igual nº de e⁻ en la última capa
- Los elementos están ordenados en **orden creciente de número atómico**.
- Una vez hecha la **configuración electrónica** de un elemento conocemos su **lugar en la TP**. El número de capa del e⁻ situado en el **mayor nivel abierto** nos da el **periodo** en el que se encuentra el elemento, mientras que el último e⁻ situado nos dice la zona y el **grupo** de esa zona donde está el elemento. Si acaba la conf. en $4p^3$, el elemento está en el 4º periodo, en la zona p, 3ª columna, es decir, pertenece al grupo 15.

1,008	1		
H			
Hidrógeno			
6,941	3	9,012	4
Li		Be	
Litio		Berilio	
22,989	11	24,305	12
Na		Mg	
Sodio		Magnesio	



FisQuiWeb

CPI Conde de Fenosa
Ares

4,002	2																																		
He																																			
Helio																																			
10,81	5	12,01	6	14,01	7	15,999	8	18,998	9	20,18	10																								
B		C		N		O		F		Ne																									
Boro		Carbono		Nitrógeno		Oxígeno		Flúor		Neón																									
26,98	13	28,09	14	30,97	15	32,065	16	35,453	17	39,95	18																								
Al		Si		P		S		Cl		Ar																									
Aluminio		Silicio		Fósforo		Azufre		Cloro		Argón																									
30,098	19	40,078	20	44,955	21	47,867	22	50,942	23	51,996	24	54,938	25	55,845	26	58,933	27	58,693	28	63,546	29	65,409	30	69,72	31	72,64	32	74,92	33	78,96	34	79,904	35	83,798	36
K		Ca		Sc		Ti		V		Cr		Mn		Fe		Co		Ni		Cu		Zn		Ga		Ge		As		Se		Br		Kr	
Potasio		Calcio		Escandio		Titanio		Vanadio		Cromo		Manganeso		Hierro		Cobalto		Niquel		Cobre		Zinc		Galio		Germanio		Arsénico		Selenio		Bromo		Kriptón	
85,468	37	87,62	38	88,905	39	91,224	40	92,906	41	95,94	42	(98)	43	101,07	44	102,91	45	106,42	46	107,87	47	112,41	48	114,8	49	118,7	50	121,8	51	127,60	52	126,90	53	131,29	54
Rb		Sr		Y		Zr		Nb		Mo		Tc		Ru		Rh		Pd		Ag		Cd		In		Sn		Sb		Te		I		Xe	
Rubidio		Estroncio		Itrio		Zirconio		Niobio		Molibdeno		Tecnecio		Rutenio		Rodio		Paladio		Plata		Cadmio		Indio		Estaño		Antimonio		Telurio		Yodo		Xenón	
132,91	55	137,33	56	138,91	57	178,49	72	180,95	73	183,84	74	186,21	75	190,23	76	192,22	77	195,08	78	196,97	79	200,59	80	204,4	81	207,2	82	209,0	83	(209)	84	(210)	85	(222)	86
Cs		Ba		La		Hf		Ta		W		Re		Os		Ir		Pt		Au		Hg		Tl		Pb		Bi		Po		At		Rn	
Cesio		Bario		Lantano		Hafmio		Tántalo		Wolframio		Renio		Osmio		Iridio		Platino		Oro		Mercurio		Talio		Plomo		Bismuto		Polonio		Astatio		Radón	
(223)	87	(226)	88	(227)	89	(261)	104	(262)	105	(266)	106	(264)	107	(227)	108	(268)	109	(271)	110	(272)	111	(285)	112	(284)	113	(289)	114	(288)	115	(293)	116	(294)	117	(294)	118
Fr		Ra		Ac		Rf		Db		Sg		Bh		Hs		Mt		Ds		Rg		Cn		Uut		Fl		Uup		Lv		Uus		Uuo	
Francio		Radio		Actinio		Rutherfordio		Dubnio		Seaborgio		Bohrio		Hassio		Meitnerio		Darmstadtio		Roentgenio		Copernicio		Ununtrio		Flevorio		Ununpentio		Livermorio		Ununseptio		Ununoctio	

Lantánidos	140,12	58	140,91	59	144,24	60	(145)	61	150,36	62	151,96	63	157,25	64	158,93	65	162,50	66	164,93	67	167,26	68	168,93	69	173,04	70	174,97	71
	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu														
	Cerio	Praseodimio	Neodimio	Prometio	Samario	Europio	Gadolinio	Terbio	Disproso	Holmio	Erbio	Tulio	Yterbio	Lutecio														

Actínidos	232,04	90	231,04	91	238,03	92	(237)	93	(244)	94	(243)	95	(247)	96	(247)	97	(251)	98	(252)	99	(257)	100	(258)	101	(259)	102	(262)	103
	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr														
	Torio	Protactinio	Uranio	Neptunio	Plutonio	Americio	Curio	Berkelio	Californio	Einsteinio	Fermio	Mendelevio	Nobelio	Laurencio														

