



Casa abierta al tiempo

UNIVERSIDAD AUTÓNOMA METROPOLITANA

Unidad Xochimilco

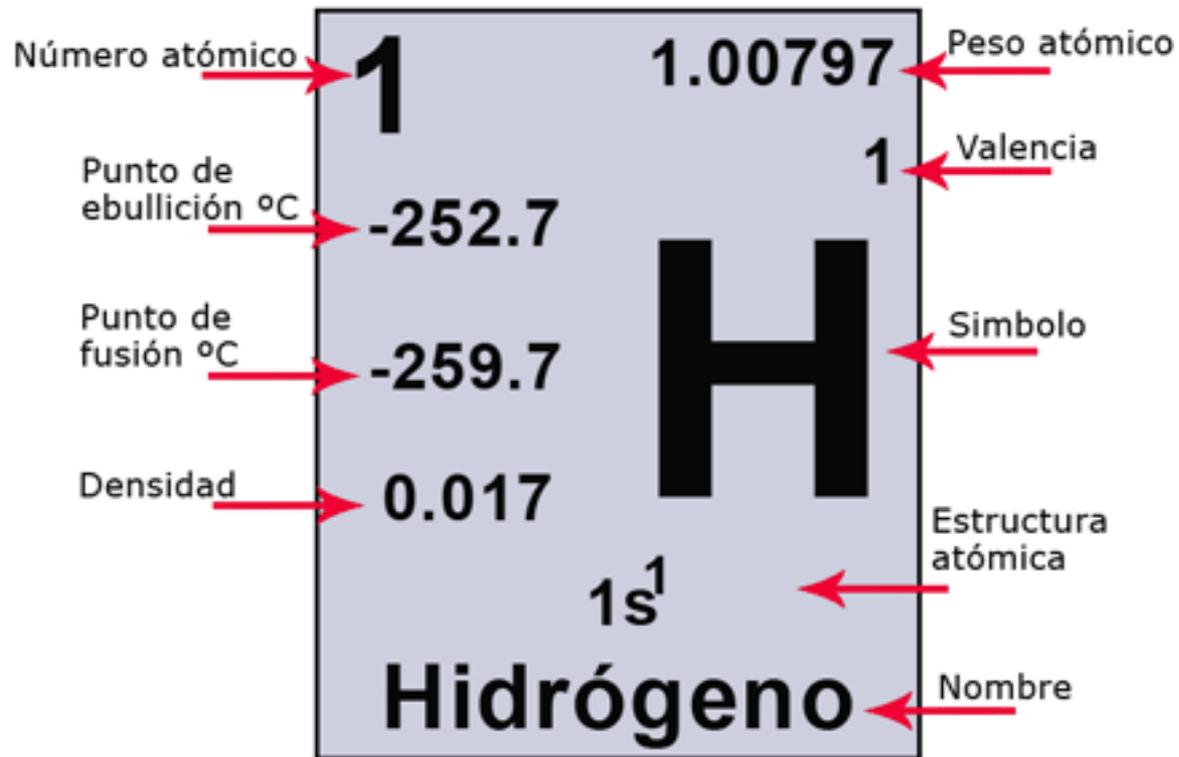
UNIDAD I

Aspectos básicos de los elementos: nombre, número atómico, número másico, masa atómica. Isótopos.

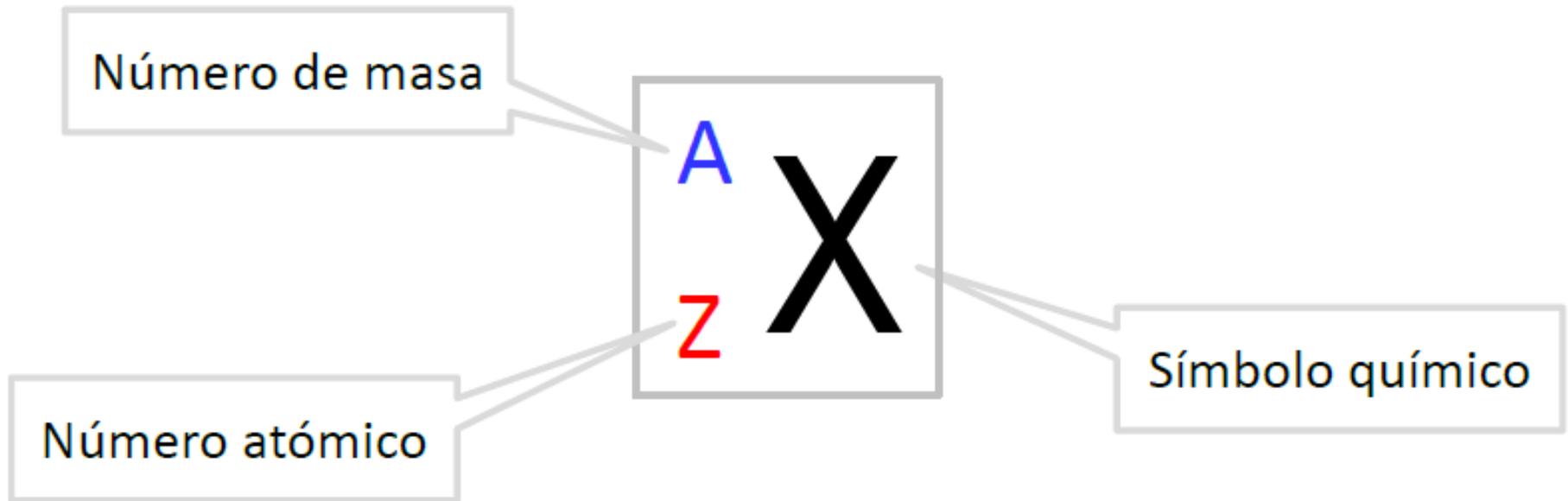
Dra. Cristina Iuga

Universidad Autónoma Metropolitana

Unidad Xochimilco



NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO DE MASA



NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO DE MASA

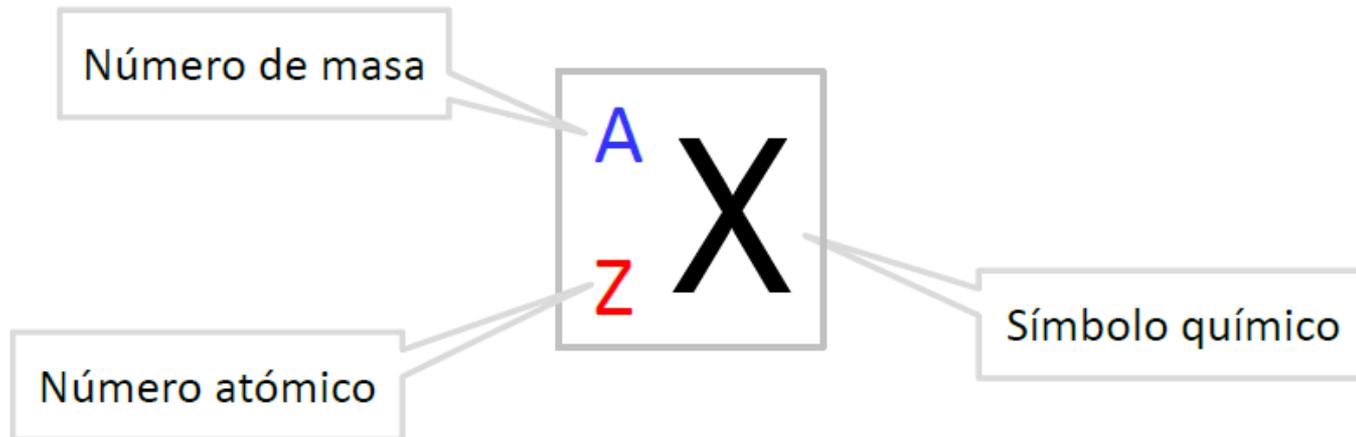
El número atómico (Z) es el número de protones de un átomo

- Cada elemento tiene un Z diferente
- El número de electrones es igual a Z en un átomo neutro

El número de masa (A) es el número total de protones y neutrones

$$A = Z + n$$

n = número total de neutrones



$${}_{17}^{35}\text{X} \left\{ \begin{array}{l} A = n_p + n_n = 35 \\ Z = n_p = 17 \end{array} \right\} \quad 17 \text{ protones, } 18 \text{ neutrones, } 17 \text{ electrones}$$

4

He

2

$$Z = 2$$

$$A = 4$$

23

Na

11

$$Z = 11$$

$$A = 23$$

24

Mg

12

$$Z = 12$$

$$A = 24$$

238

U

92

$$Z = 92$$

$$A = 238$$

⁴He
₂

$$Z = 2$$

2 protones

$$A = 4$$

2 neutrones

2 electrones

²³Na
₁₁

$$Z = 11$$

11 protones

$$A = 23$$

12 neutrones

11 electrones

²⁴Mg
₁₂

$$Z = 12$$

12 protones

$$A = 24$$

12 neutrones

12 electrones

²³⁸U
₉₂

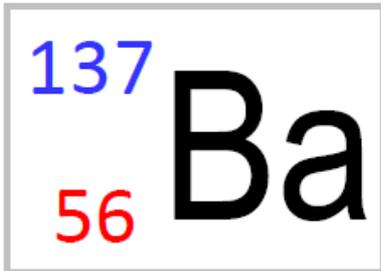
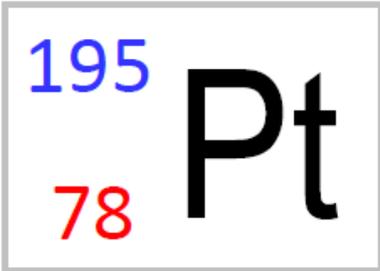
$$Z = 92$$

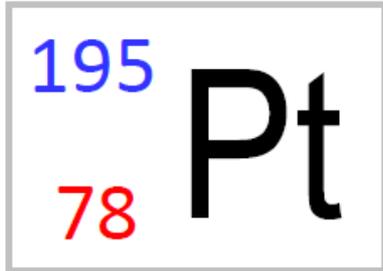
92 protones

$$A = 238$$

146 neutrones

92 electrones





Número de protones = $Z = 78$

Número de electrones = 78

Número de neutrones = $A - Z = 117$



Número de protones = $Z = 56$

Número de electrones = 56

Número de neutrones = $A - Z = 81$

PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

Partícula	Masa (g)	Carga	
		Coulombs	Carga unitaria
Electrón	9.01093×10^{-28}	-1.6022×10^{-19}	-1
Protón	1.67262×10^{-24}	$+1.6022 \times 10^{-19}$	+1
Neutrón	1.67493×10^{-24}	0	0

Los neutrones y los protones tienen casi la misma masa, y casi 2000 veces superior a la masa de los electrones, de modo que para fines prácticos, la masa de un átomo es igual a la sola masa del núcleo.

Si los átomos son tan pequeños, ¿cómo se puede determinar su masa?

No es posible pesar un solo átomo, pero existen métodos experimentales a partir de los cuales se puede determinar la masa de un átomo en relación con la de otro.

El primer paso consiste en asignar un valor a la masa de un átomo de un elemento dado, de tal forma que se pueda utilizar como PATRÓN.

Por definición:
1 átomo ^{12}C “pesa” 12 uma

MASA ATÓMICA

Los átomos tienen masas extremadamente pequeñas (la masa del átomo más pesado que se conoce es de aproximadamente 4×10^{-22} g)

La **masa atómica** es la masa de un átomo en unidades de masa atómica (uma)

$$1 \text{ uma} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ uma}$$

Por definición:
1 átomo ^{12}C “pesa” 12 uma

MEDICIÓN DE LAS MASAS ATÓMICAS

La comparación directa y medición de las masas de los átomos se logra con la utilización de un [espectrómetro de masas](#).

La **espectrometría de masas** es una técnica experimental que permite la medición de iones derivados de moléculas. El **espectrómetro de masas** es un instrumento que permite analizar con gran precisión la composición de diferentes elementos químicos e isótopos atómicos, separando los núcleos atómicos en función de su relación masa-carga (m/z). Puede utilizarse para identificar los diferentes elementos químicos que forman un compuesto, o para determinar el contenido isotópico de diferentes elementos en un mismo compuesto. Con frecuencia se encuentra como detector de un cromatógrafo de gases, en una técnica híbrida conocida por sus iniciales en inglés, GC-MS.

El espectrómetro de masas mide razones carga/masa de iones, calentando un haz de material del compuesto a analizar hasta vaporizarlo e ionizar los diferentes átomos haz de iones produce un patrón específico en el detector, que permite analizar el compuesto. En la industria es altamente utilizada en el análisis elemental de semiconductores, biosensores y cadenas poliméricas complejas. Drogas, fármacos, productos de síntesis química, pesticidas, plaguicidas, análisis forense, contaminación medioambiental, perfumes y todo tipo de analitos que sean susceptibles de pasar a fase vapor e ionizarse sin descomponerse.

NÚMERO ATÓMICO Y NÚMERO DE MASA

Hydrogen

1

H

1.00794

Carbon

6

C

12.011

Oxygen

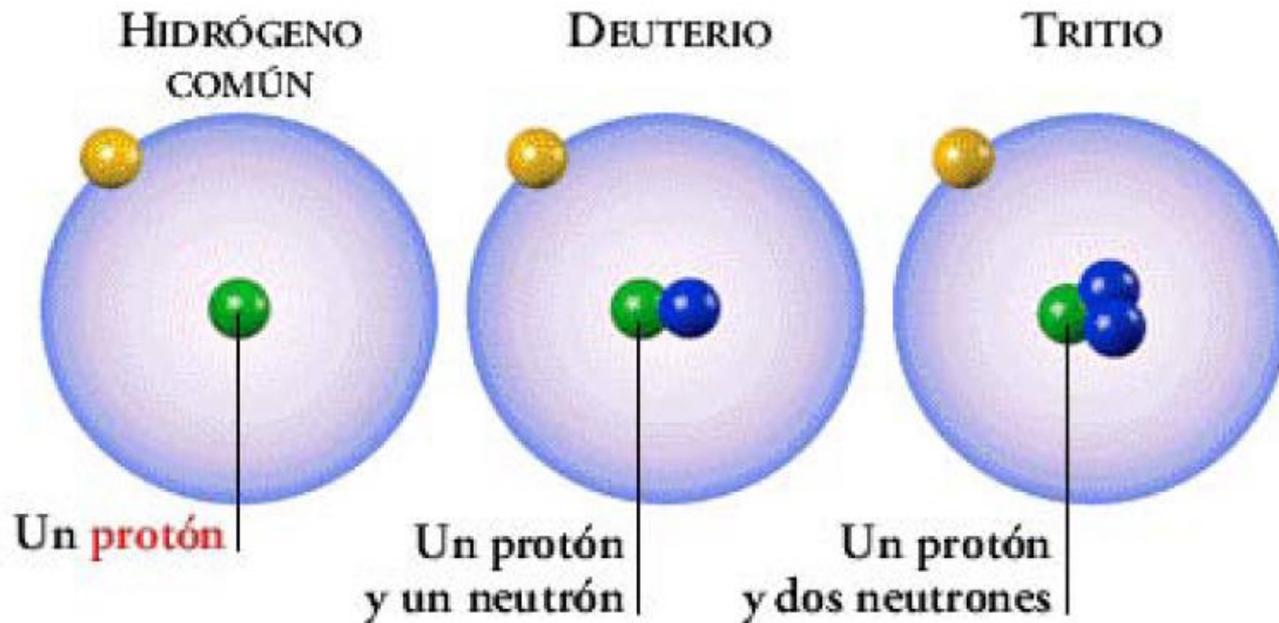
8

O

15.9994

ISÓTOPOS

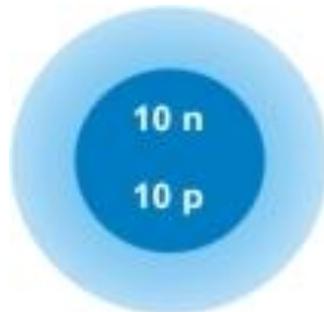
Los isótopos son átomos que tienen el mismo número atómico, pero diferente número de masa, por lo tanto, son átomos del mismo elemento pero con diferente número de neutrones.



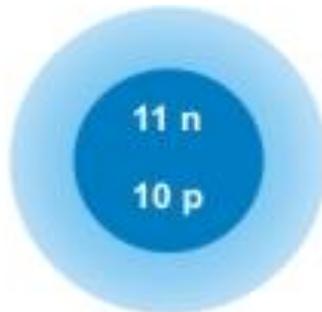
En la naturaleza hay sólo 15 átomos de deuterio por cada 100.000 átomos de hidrógeno.

ISÓTOPOS

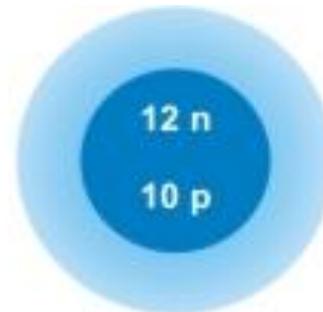
- Muchos elementos existen en la naturaleza formando varios isótopos, aunque normalmente uno de ellos es más abundante que el resto.
- Generalmente, para un elemento natural, la abundancia relativa de sus isótopos en la naturaleza suele ser constante y recibe el nombre de *abundancia isotópica natural*.
- En general las propiedades químicas de un elemento están determinadas fundamentalmente por los protones y electrones de sus átomos y en condiciones normales los neutrones no participan en los cambios químicos. Por ello los isótopos de un elemento tendrán un comportamiento químico similar, formarán el mismo tipo de compuestos y reaccionarán de manera semejante.



Neón-20



Neón-21



Neón-22



MASA ATÓMICA RELATIVA

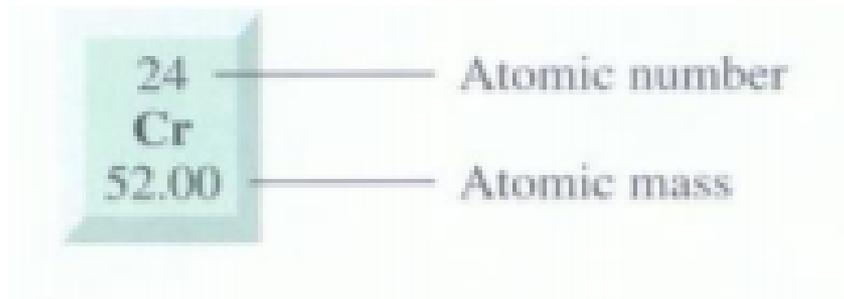
La masa atómica promedio o relativa de un elemento es una media de las masas de sus isótopos naturales, ponderada de acuerdo a su abundancia relativa.

$$A = \frac{\sum A_i \cdot x_i}{100}$$

A = masa atómica del elemento natural

A_i = masa atómica de cada isótopo

x_i = porcentaje de cada isótopo en la mezcla



Ejemplo

La plata natural está constituida por una mezcla de dos isótopos de números másicos 107 y 109. Sabiendo que la abundancia isotópica es la siguiente: $^{107}\text{Ag} = 56\%$ y $^{109}\text{Ag} = 44\%$. Deducir la masa atómica promedio de la plata natural.

$$A = \frac{\sum A_i \cdot x_i}{100} = \frac{56 \cdot 107 + 44 \cdot 109}{100} = 107.88$$

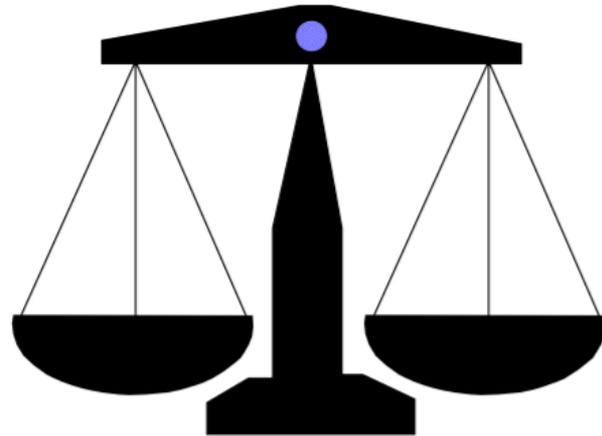
1 1A											18 8A						
1 H 1.008	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	2 He 4.003
3 Li 6.941	4 Be 9.012											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
11 Na 22.99	12 Mg 24.31	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57 La 138.9	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.9	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (210)	85 At (210)	86 Rn (222)
87 Fr (223)	88 Ra (226)	89 Ac (227)	104 Rf (257)	105 Ha (260)	106 Sg (263)	107 Ns (262)	108 Hs (265)	109 Mt (266)	110	111	112						

Metals	58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm (147)	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.3	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 175.0
Metalloids	90 Th 232.0	91 Pa (231)	92 U 238.0	93 Np (237)	94 Pu (242)	95 Am (243)	96 Cm (247)	97 Bk (247)	98 Cf (249)	99 Es (254)	100 Fm (253)	101 Md (256)	102 No (254)	103 Lr (257)
Nonmetals														

El litio en la naturaleza se encuentra como (isótopos):

7.42% ${}^6\text{Li}$ (6.015 uma)

92.58% ${}^7\text{Li}$ (7.016 uma)



Masa atómica promedio del litio:

$$\frac{7.42 \times 6.015 + 92.58 \times 7.016}{100} = 6.941 \text{ uma}$$

Problema 7.

El boro, cuya masa atómica es 10,811 u, es una mezcla de dos isótopos cuyos números másicos son 10 y 11, respectivamente. Calcula la abundancia isotópica de cada uno de ellos en la naturaleza.

Problema 8.

Calcula la masa atómica promedio del cadmio ($Z = 48$), del que se conocen ocho isótopos estables, de números de masa 106, 108, 110, 111, 112, 113, 114 y 116, si sus abundancias isotópicas respectivas son: 1.215%, 0.875%, 12.39%, 12.75%, 24.07%, 12.26%, 28.86% y 7.58%. Compara el resultado obtenido con el valor que figura en la tabla periódica.

Problema 9.

Determinar la masa atómica del galio, sabiendo que existen dos isótopos ^{69}Ga y ^{71}Ga , cuya abundancia relativa es, respectivamente, 60.2% y 39.8%. Indica la composición de los núcleos de ambos isótopos sabiendo que el número atómico del galio es 31.

Problema 10.

Para determinar la masa atómica de cada uno de los isótopos del silicio que integran una mezcla, se analizó ésta en un espectrómetro de masas. Con la información de la tabla siguiente, calcule el porcentaje de abundancia de los isótopos ^{28}Si y ^{29}Si . Considere que la masa atómica relativa promedio del silicio es de 28.086 [uma]

IONES POSITIVOS Y NEGATIVOS

Número de electrones:

En un átomo neutro, el n° de e^- es igual a Z .

Si el n° de e^- es mayor que Z (más e^- que p^+) \rightarrow ión negativo \rightarrow Anión

Si el n° de e^- es menor que Z (menos e^- que p^+) \rightarrow ión positivo \rightarrow Cation

Representación del átomo

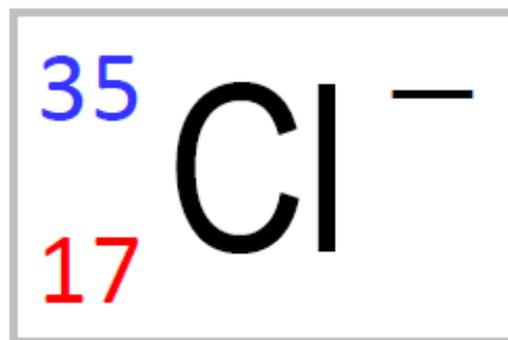




11 protones

12 neutrones

10 electrones



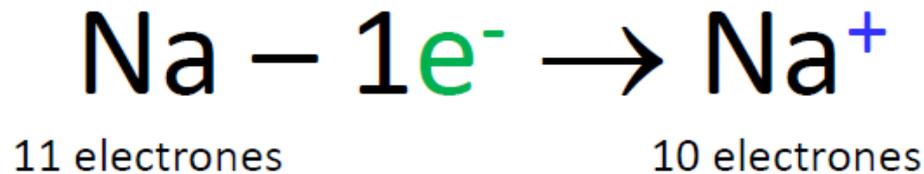
17 protones

18 neutrones

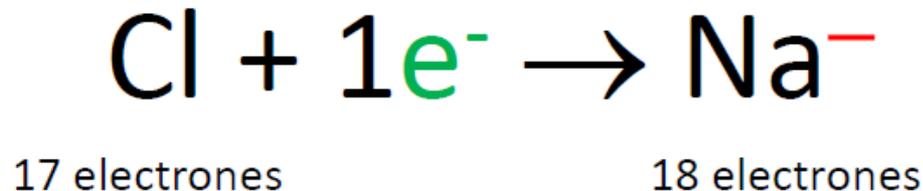
18 electrones

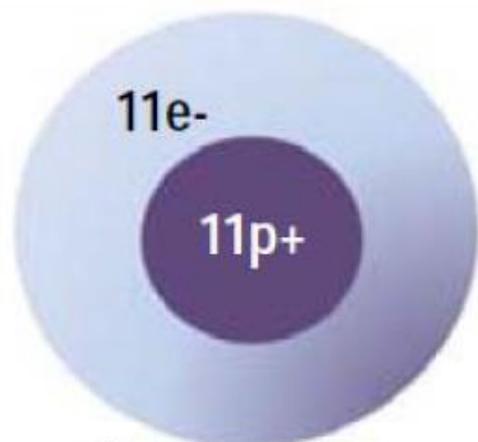
IONES POSITIVOS Y NEGATIVOS

ION POSITIVO = **CATIÓN**

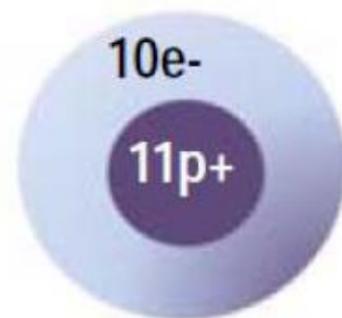


ION NEGATIVO = **ANIÓN**

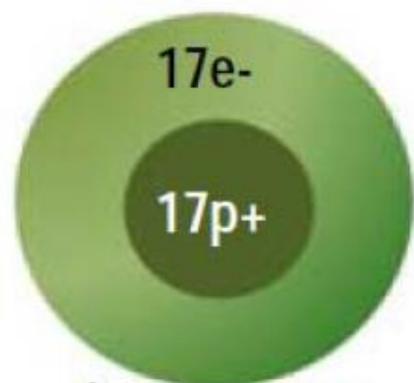




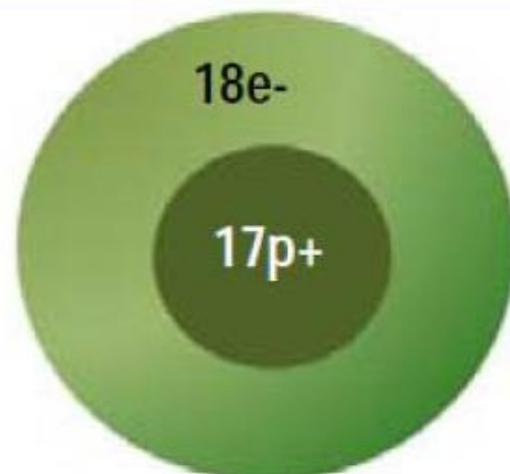
Átomo de Na



ión Na⁺



Átomo de Cl



ión Cl⁻

ANIONES Y CATIONES

