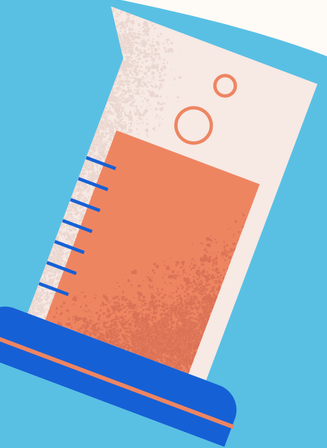
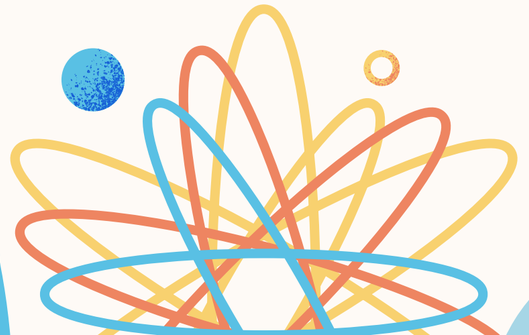
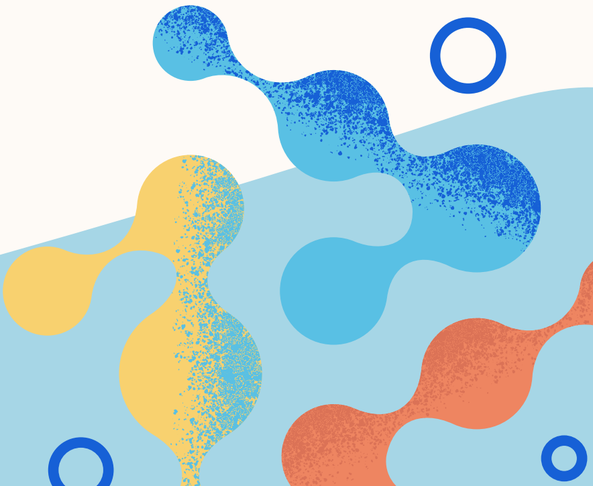
Química Preu.JCT

CLASE N°7

REPRESENTACIÓN







CONTENIDOS

1. MODELOS DE REPRESENTACIÓN
2. TABLA PERIÓDICA

Modelos de representación

Los electrones se mueven en órbitas estacionarias (niveles de energía fijos) alrededor del núcleo.

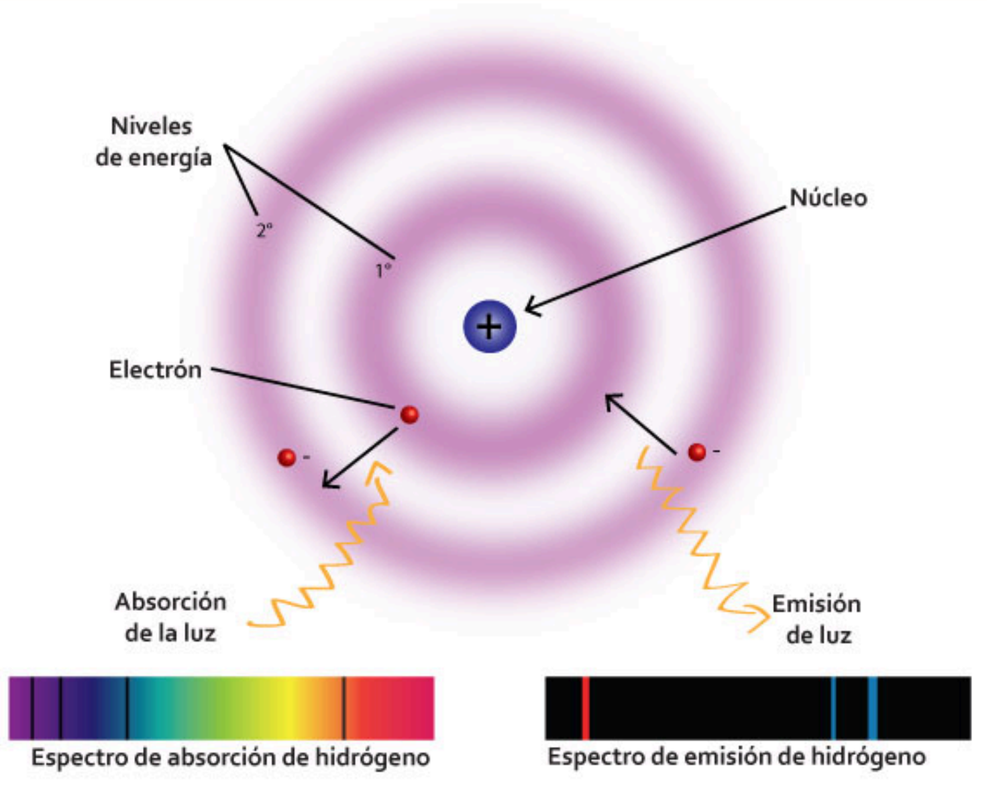
Cada órbita permite al electrón mantener su energía constante.

Transiciones electrónicas:

- Si un electrón absorbe energía, salta a una órbita más alejada (excitación).
- Si un electrón regresa a su órbita original, libera esa energía como luz (emisión).

Esto explica las líneas de color características de cada elemento.

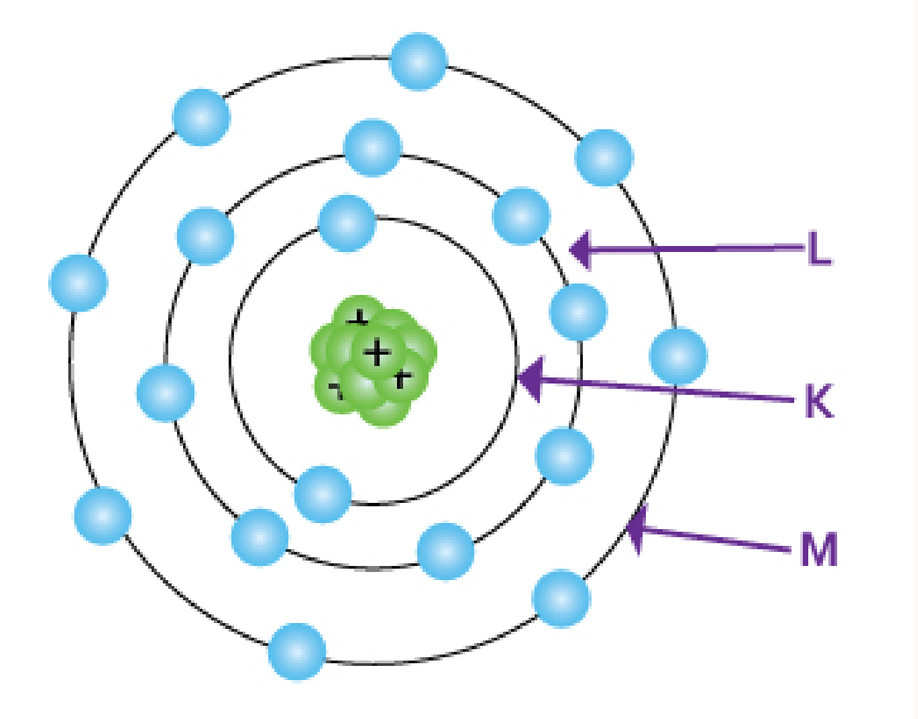
Modelos de representación



- Los orbitales se organizan en niveles de energía (n=1, n=2, n=3, ...).
- Mientras mayor es el número , mayor es la energía del nivel (más lejos del núcleo).

Capacidad de Niveles y Subniveles

- Nivel 1 (K): máximo 2 electrones
- Nivel 2 (L): máximo 8 electrones
- Nivel 3 (M): máximo 18 electrones (para PAES: máximo 8)



Representación Gráfica del Átomo

a) **Dibuja el núcleo** y círculos concéntricos (las órbitas o “pistas”).
b) Coloca los electrones en cada órbita según la **capacidad:**

- 1ª órbita: hasta 2 e^-
- 2ª órbita: hasta 8 e^-
- 3ª órbita: hasta 18 e^- (usualmente 8 para PAES)

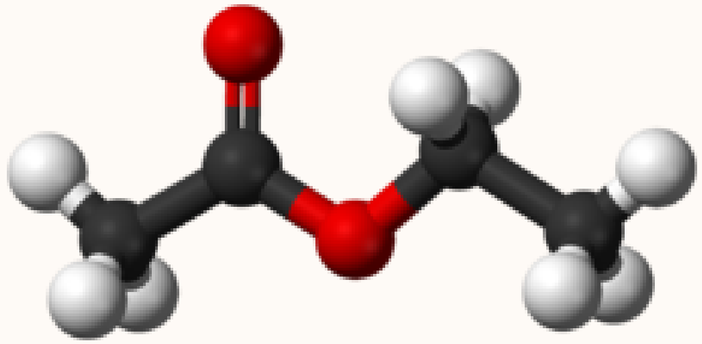
c) **Ajusta para iones**:

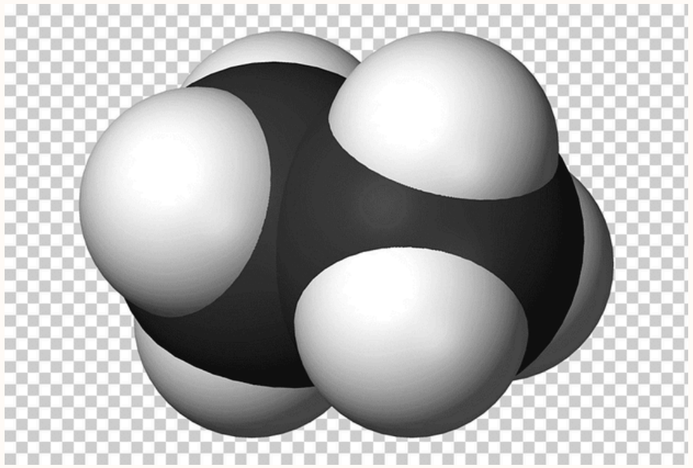
- Catión (+): quita electrones de la última órbita
- Anión (–): agrega electrones a la última órbita

Otras representaciones

Modelos Moleculares y Estructurales

- Modelos de esferas y varillas: Las esferas representan átomos y las varillas los enlaces.
- Modelos compactos (de esferas unidas): Permiten visualizar la forma tridimensional de la molécula.

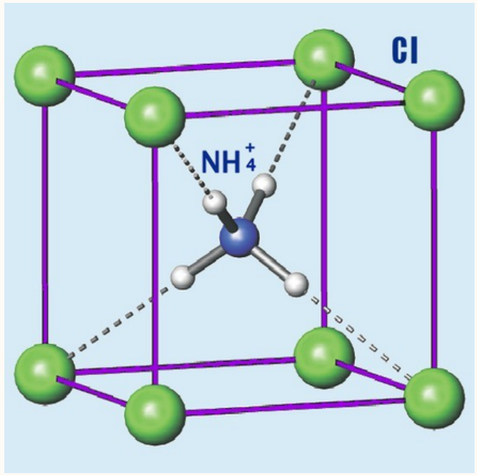




Otras representaciones

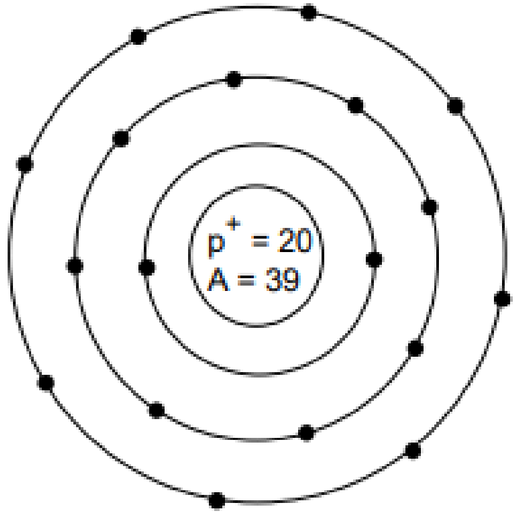
Modelos para Compuestos Iónicos.

- En estos modelos, los iones positivos y negativos se representan como esferas de distintos colores y tamaños.
- Los modelos muestran cómo los iones se organizan en una red tridimensional, indicando la proporción y la posición de cada tipo de ion.



Ejercicios PAES

62. Una profesora dibuja en la pizarra el siguiente esquema de un modelo atómico:



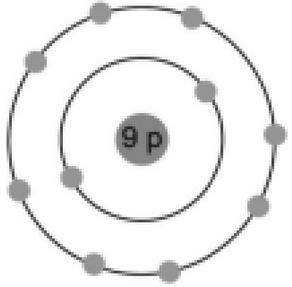
Posteriormente, la profesora pide al curso que analicen el modelo y escriban una inferencia que se desprenda de él. ¿Cuál de las siguientes opciones es una inferencia correcta planteada por el curso?

A) Tiene número atómico 39
B) Tiene número másico 20
C) Es un catión del tipo M^{2+}
D) Es un anión del tipo X^{-}

C

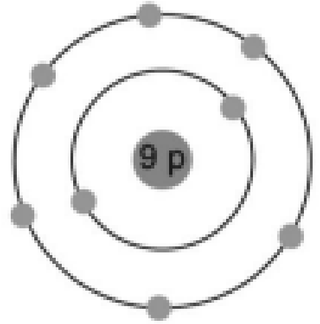
Ejercicios PAES

61. Un profesor presenta el siguiente modelo atómico que representa a un ion, donde p son los protones y ● son los electrones.

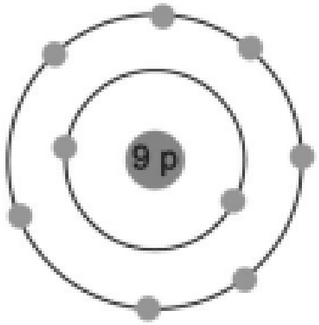


Respecto al modelo presentado, ¿cuál de las siguientes representaciones corresponde a su átomo neutro?

A)

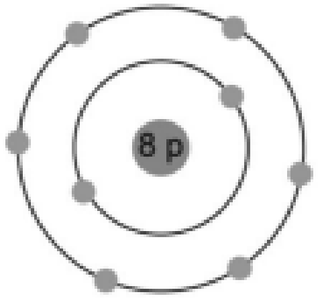


B)



B

C)



D)

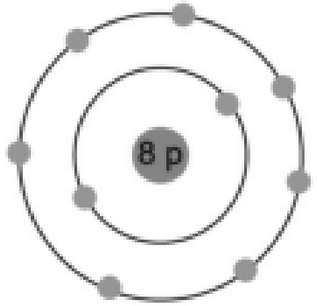


Tabla Periódica

¡NO entra en la PAES!

Conocimineto General

PAES

1 **H** 1,0	Número atómico → Masa atómica →						2 **He** 4,0
3 **Li** 6,9	4 **Be** 9,0	5 **B** 10,8	6 **C** 12,0	7 **N** 14,0	8 **O** 16,0	9 **F** 19,0	10 **Ne** 20,2
11 **Na** 23,0	12 **Mg** 24,3	13 **Al** 27,0	14 **Si** 28,1	15 **P** 31,0	16 **S** 32,0	17 **Cl** 35,5	18 **Ar** 39,9
19 **K** 39,1	20 **Ca** 40,0						

Historia

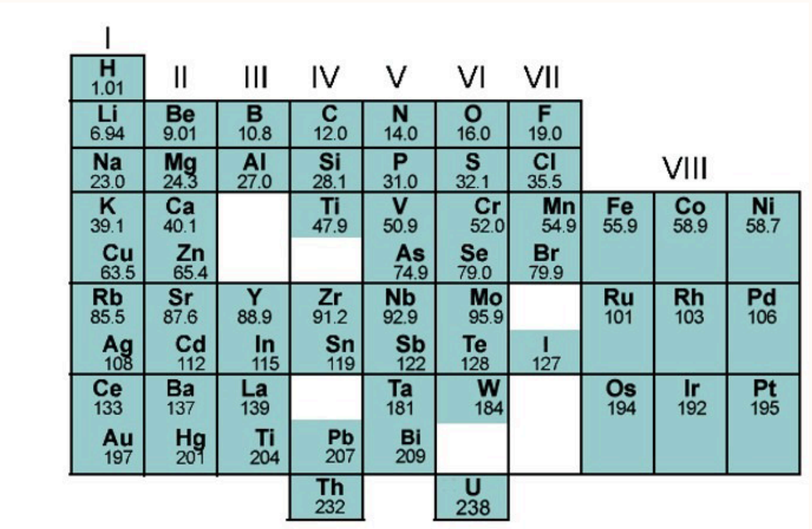
Etapa	¿Qué pasó?	Importancia
1829 – Döbereiner	Observó “tríadas”: grupos de 3 elementos con propiedades parecidas (p. ej. Cl-Br-I).	Primera pista de que los elementos “riman” en sus propiedades.
1864 – Newlands	Propuso la “ley de las octavas”: al ordenar por masa atómica, cada 8.º elemento se parecía.	Introdujo la idea de periodicidad regular.
1869 – Mendeléiev	Publicó la primera tabla “moderna”. Dejó huecos y predijo elementos aún no descubiertos.	Demostró que la tabla podía predecir la química; cuando aparecieron el germanio y el galio confirmó su acierto.

Tríadas de Döbereiner

Litio	LiCl LiOH	Calcio	$CaCl_2$ $CaSO_4$	Azufre	H_2S SO_2
Sodio	NaCl NaOH	Estroncio	$SrCl_2$ $SrSO_4$	Selenio	H_2Se SeO_2
Potasio	KCl KOH	Bario	$BaCl_2$ $BaSO_4$	Telurio	H_2Te TeO_2

Ley de las octavas de Newlands

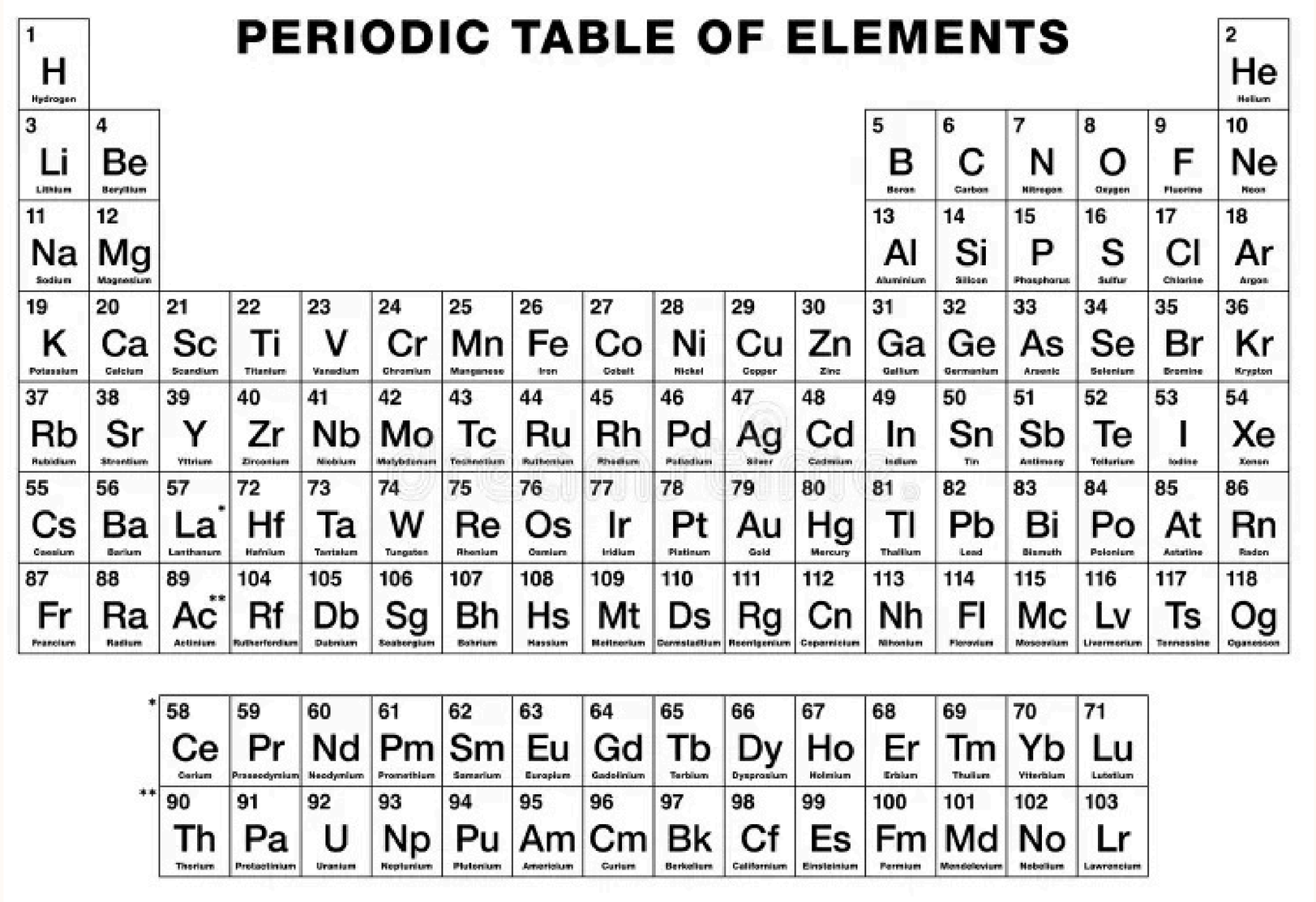
1	2	3	4	5	6	7
Li 6,9	Be 9,0	B 10,8	C 12,0	N 14,0	O 16,0	F 19,0
Na 23,0	Mg 24,3	Al 27,0	Si 28,1	P 31,0	S 32,1	Cl 35,5
K 39,0	Ca 40,0					



Historia

Etapa	¿Qué pasó?	Importancia
1913 – Moseley	Descubrió que el orden correcto es por número atómico (protones), no por masa.	Corrigió anomalías y fijó la base científica definitiva del orden.
1969-hoy – IUPAC	Normaliza símbolos, nombres y acomoda los nuevos elementos sintéticos (hasta el oganesón, Z-118).	Mantiene la tabla viva y coherente a medida que se crean más elementos.

¡HOY!

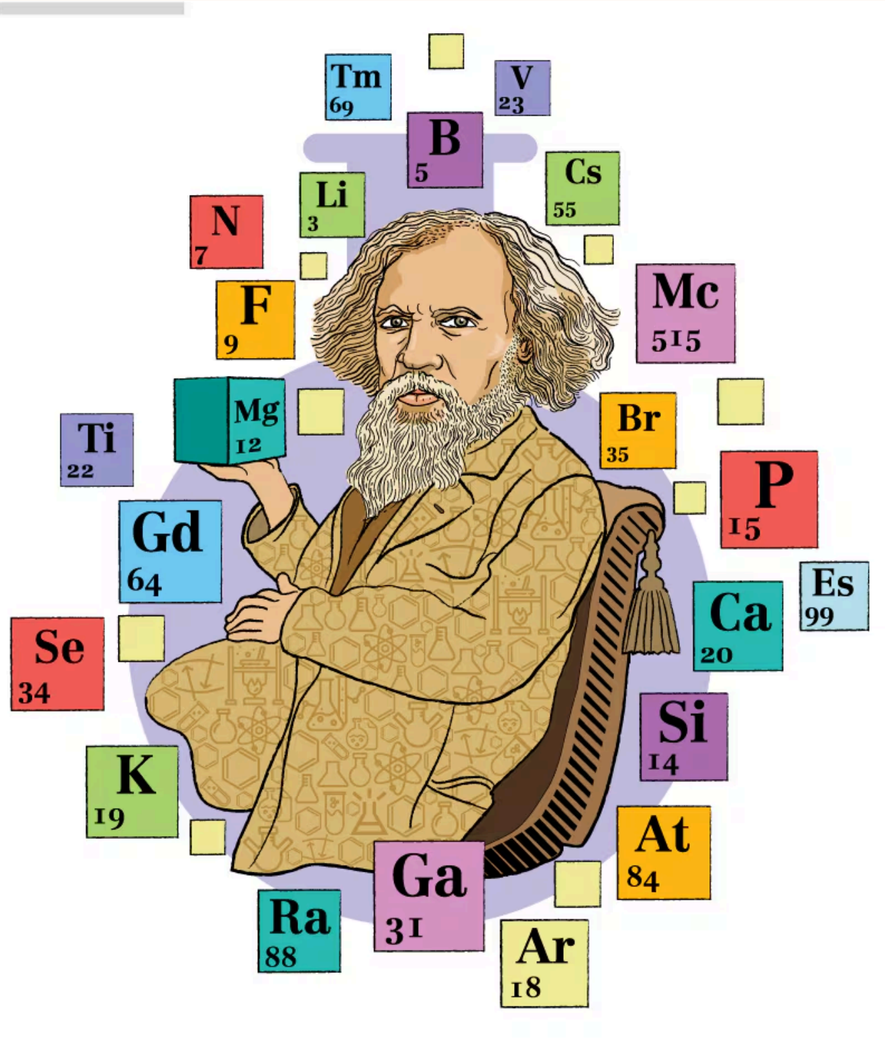

PERIODIC TABLE OF ELEMENTS
1 H Hydrogen
2 He Helium
3 Li Lithium
4 Be Beryllium
5 B Boron
6 C Carbon
7 N Nitrogen
8 O Oxygen
9 F Fluorine
10 Ne Neon
11 Na Sodium
12 Mg Magnesium
13 Al Aluminium
14 Si Silicon
15 P Phosphorus
16 S Sulfur
17 Cl Chlorine
18 Ar Argon
19 K Potassium
20 Ca Calcium
21 Sc Scandium
22 Ti Titanium
23 V Vanadium
24 Cr Chromium
25 Mn Manganese
26 Fe Iron
27 Co Cobalt
28 Ni Nickel
29 Cu Copper
30 Zn Zinc
31 Ga Gallium
32 Ge Germanium
33 As Arsenic
34 Se Selenium
35 Br Bromine
36 Kr Krypton
37 Rb Rubidium
38 Sr Strontium
39 Y Yttrium
40 Zr Zirconium
41 Nb Niobium
42 Mo Molybdenum
43 Tc Technetium
44 Ru Ruthenium
45 Rh Rhodium
46 Pd Palladium
47 Ag Silver
48 Cd Cadmium
49 In Indium
50 Sn Tin
51 Sb Antimony
52 Te Tellurium
53 I Iodine
54 Xe Xenon
55 Cs Caesium
56 Ba Barium
57 La* Lanthanum
72 Hf Hafnium
73 Ta Tantalum
74 W Tungsten
75 Re Rhenium
76 Os Osmium
77 Ir Iridium
78 Pt Platinum
79 Au Gold
80 Hg Mercury
81 Tl Thallium
82 Pb Lead
83 Bi Bismuth
84 Po Polonium
85 At Astatine
86 Rn Radon
87 Fr Francium
88 Ra Radium
89 Ac** Actinium
104 Rf Rutherfordium
105 Db Dubnium
106 Sg Seaborgium
107 Bh Bohrium
108 Hs Hassium
109 Mt Meitnerium
110 Ds Darmstadtium
111 Rg Roentgenium
112 Cn Copernicium
113 Nh Nihonium
114 Fl Flerovium
115 Mc Moscovium
116 Lv Livermorium
117 Ts Tennessine
118 Og Oganesson
* 58 Ce Cerium
59 Pr Praseodymium
60 Nd Neodymium
61 Pm Promethium
62 Sm Samarium
63 Eu Europium
64 Gd Gadolinium
65 Tb Terbium
66 Dy Dysprosium
67 Ho Holmium
68 Er Erbium
69 Tm Thulium
70 Yb Ytterbium
71 Lu Lutetium
** 90 Th Thorium
91 Pa Protactinium
92 U Uranium
93 Np Neptunium
94 Pu Plutonium
95 Am Americium
96 Cm Curium
97 Bk Berkelium
98 Cf Californium
99 Es Einsteinium
100 Fm Fermium
101 Md Mendelevium
102 No Nobelium
103 Lr Lawrencium

Historia

- La tabla periódica nació de **notar patrones en las propiedades de los elementos.** Mendeléiev la ordenó por masas y dejó huecos proféticos.

- Moseley mostró que la clave real era el **número de protones**, y desde entonces la tabla ha crecido con elementos sintéticos pero sin perder su lógica.

- Elementos que caen en la misma columna comparten química porque tienen la misma configuración de electrones externos.

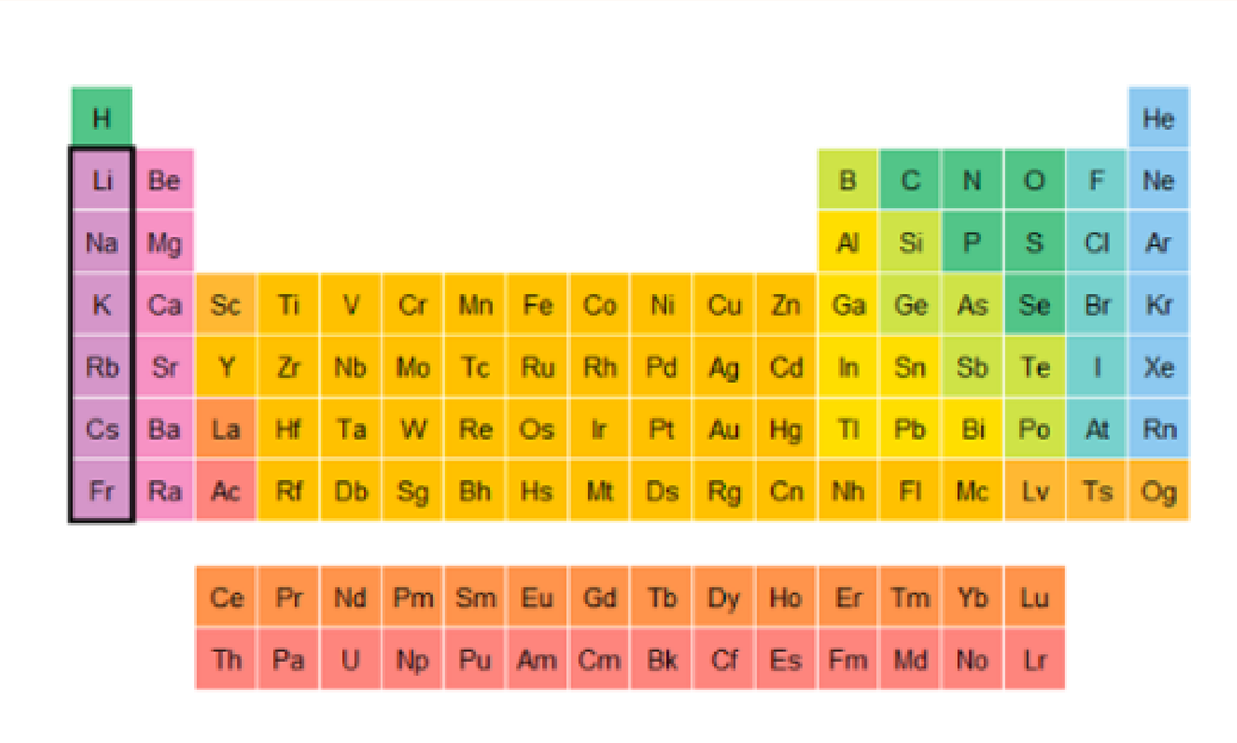


Los grupos se clasifican de izquierda a derecha

Los periodos en la tabla periódica se clasifica de arriba hacia abajo

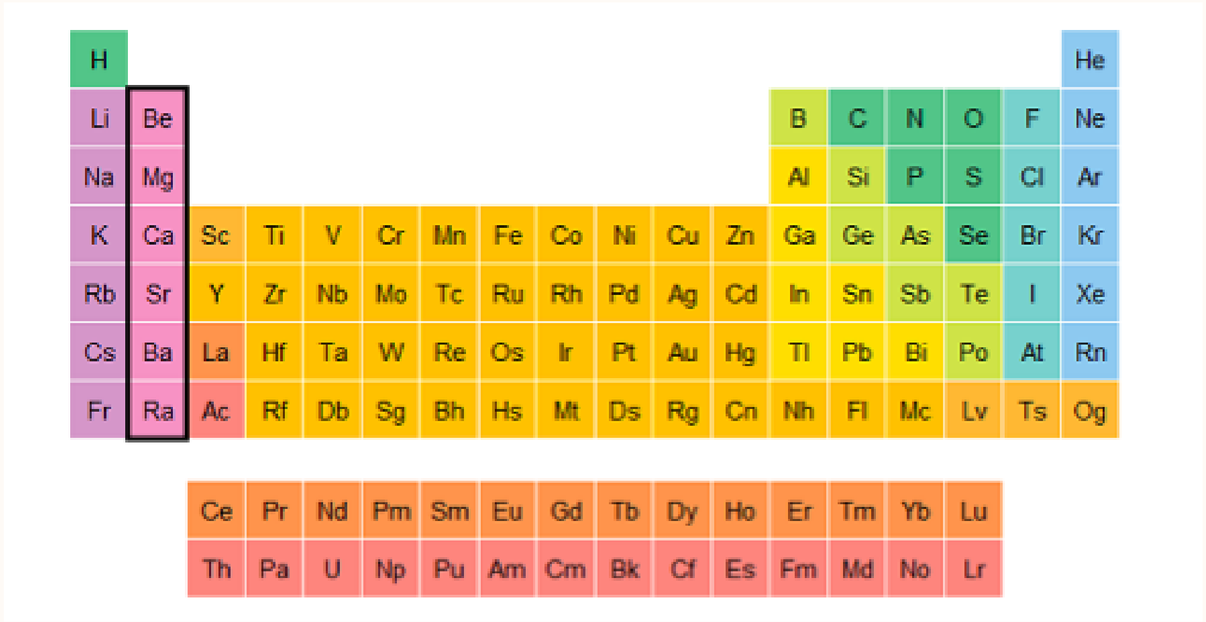
Metales Alcalinos (n ⩾ 2)

- Son metales blandos, se rayan con facilidad. Tienen color plateado y brillo metálico que dura poco, ya que reaccionan con el aire. Alta reactividad, que aumenta con el periodo.



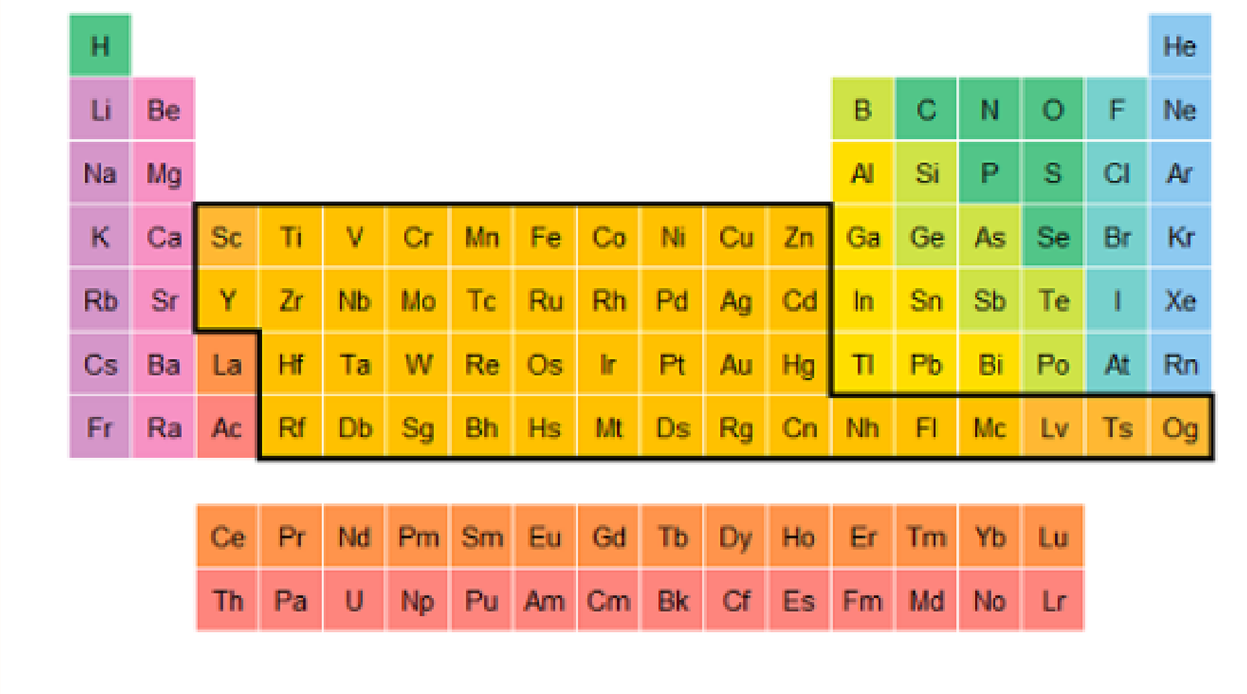
Metales Alcalinotérreos (n ⩾ 2)

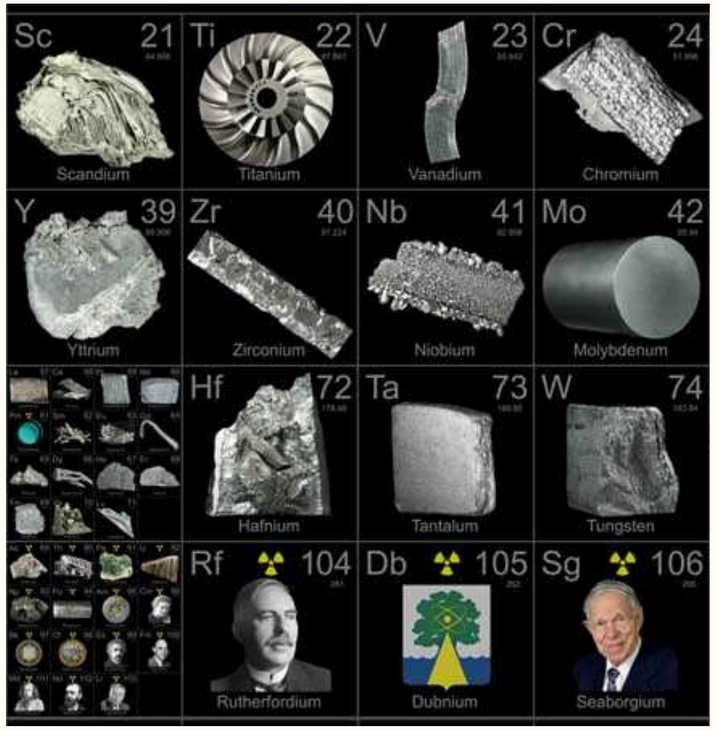
- Son más duros y menos reactivos que los metales alcalinos, son buenos conductores eléctricos. Tienen también un brillo metálico, que también desaparece rápidamente.
- Buenos conductores de electricidad.
- Tienen tendencia a perder los dos electrones de su última capa.



Metales de transición

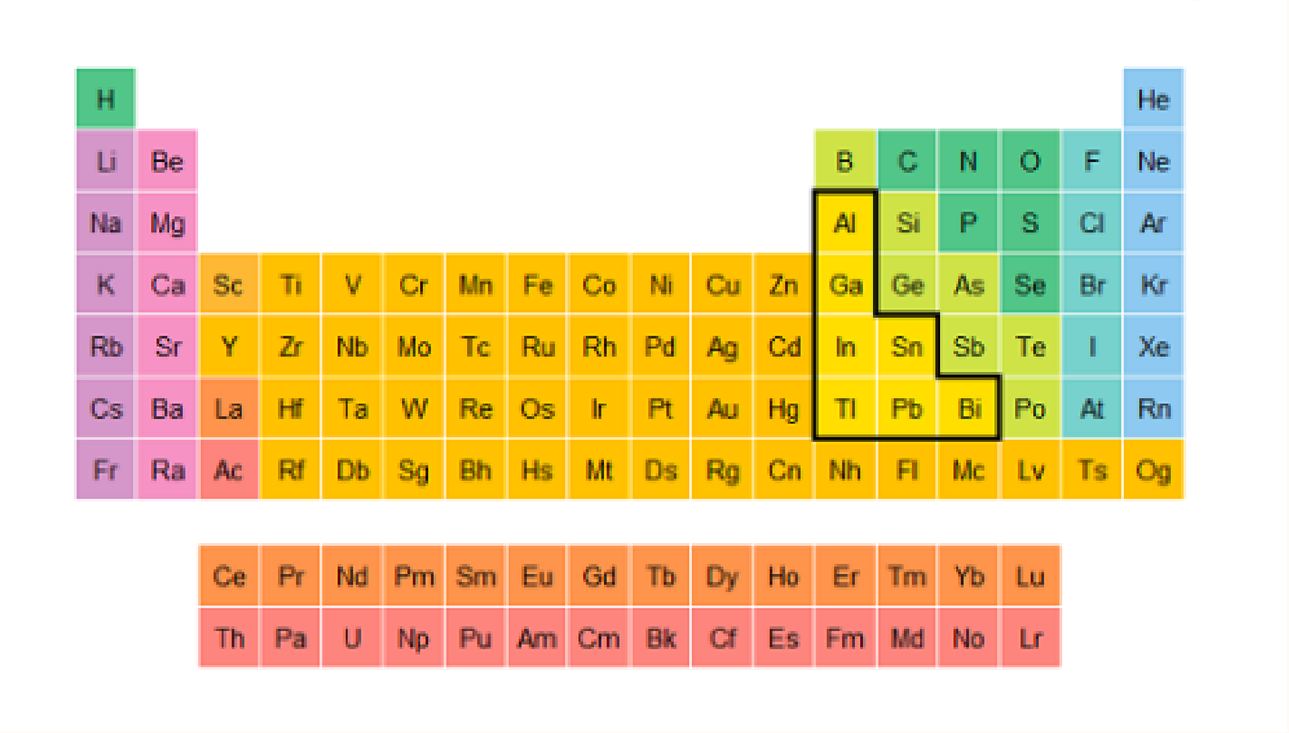
- Metales duros, buenos conductores de calor y electricidad
- Sólidos a temperatura ambiente, excepto el Mercurio (Hg)





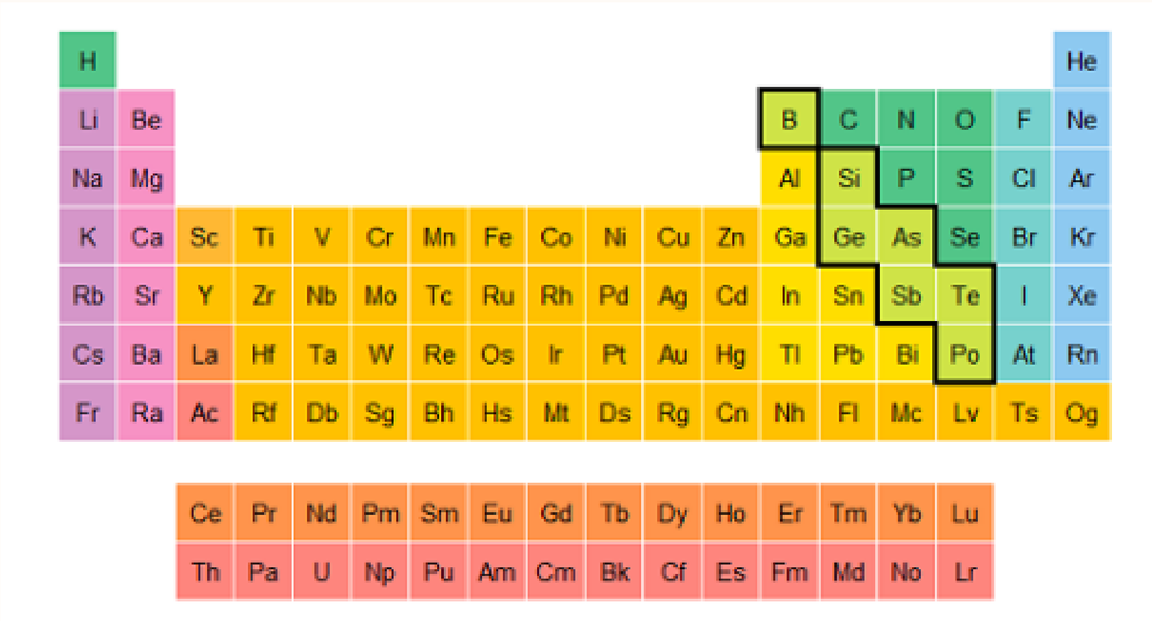
Metales de bloque p (u Otros)

- Situados entre los metales de transición y los metaloides. Poseen puntos de fusión y ebullición bajos.
- Menos reactivos que los metales del grupo I y II.



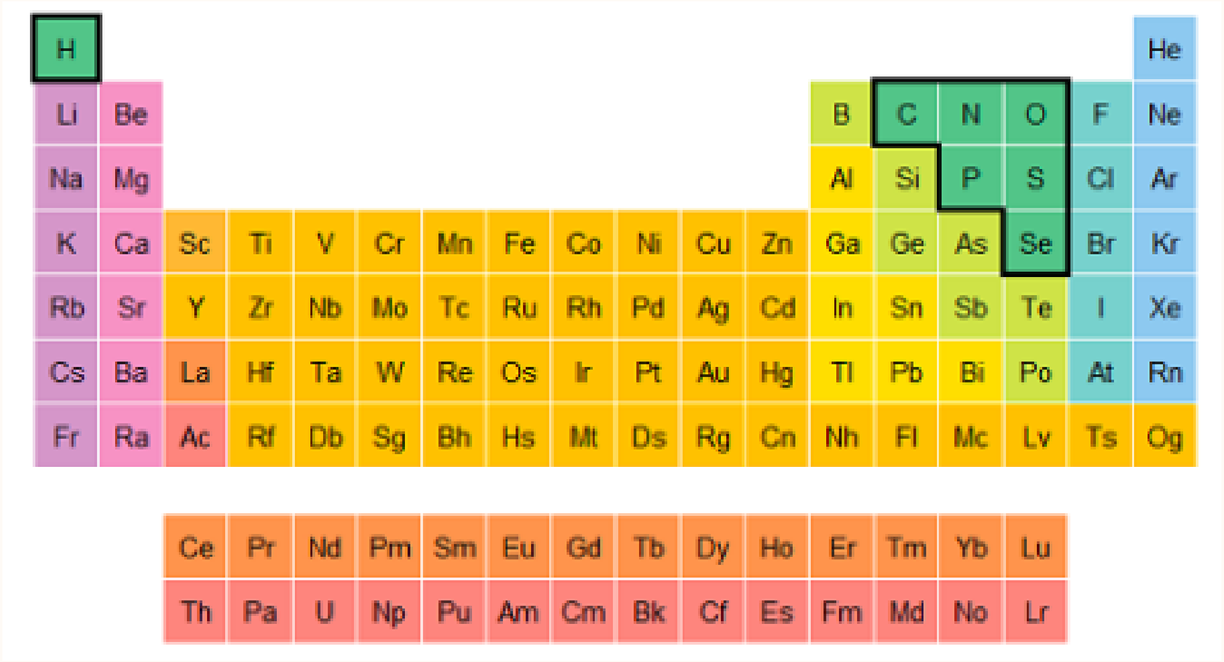
Metaloides

- Se caracterizan por presentar un comportamiento intermedio entre los metales y los no metales.
- Son utilizados como semiconductores en electrónica.
- Su apariencia varía entre el brillo metálico de los metales y la opacidad de los no metales.



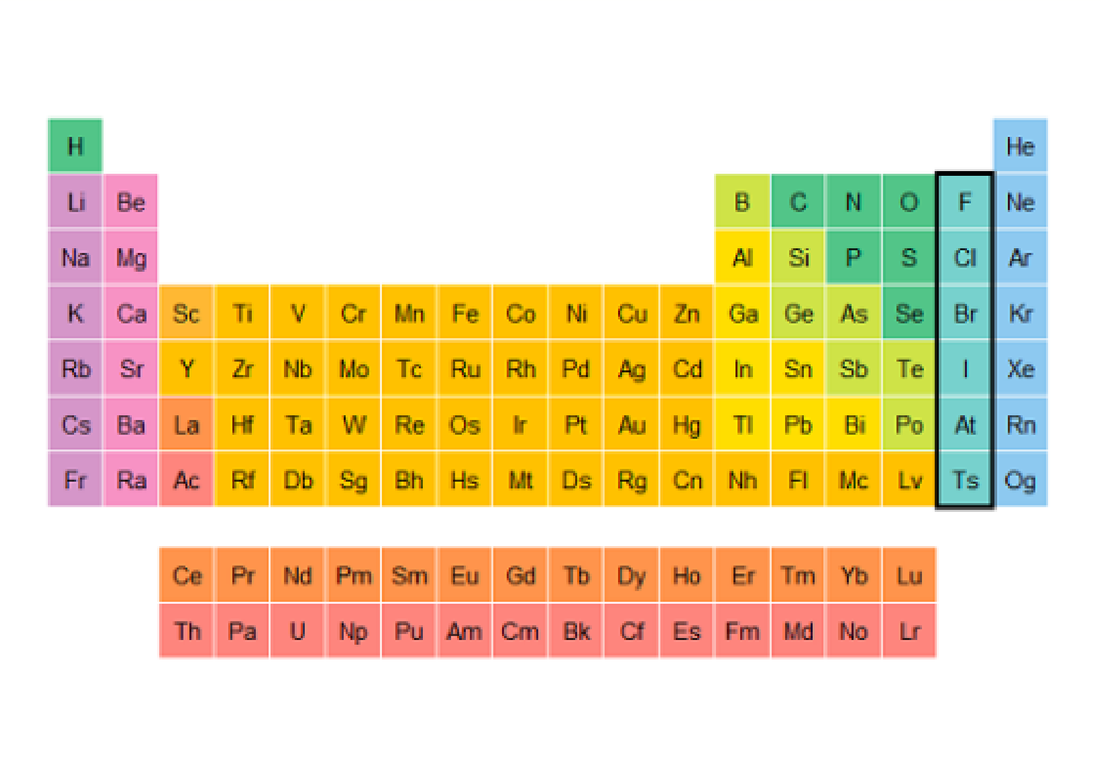
No metales

- No son buenos conductores de la corriente eléctrica y el calor. Son muy frágiles, por lo que no se pueden ni estirar ni convertir en una lámina.



Halógenos

- Altamente reactivos, tóxicos y con olor característico
- Forman consigo mismos compuestos diatómicos

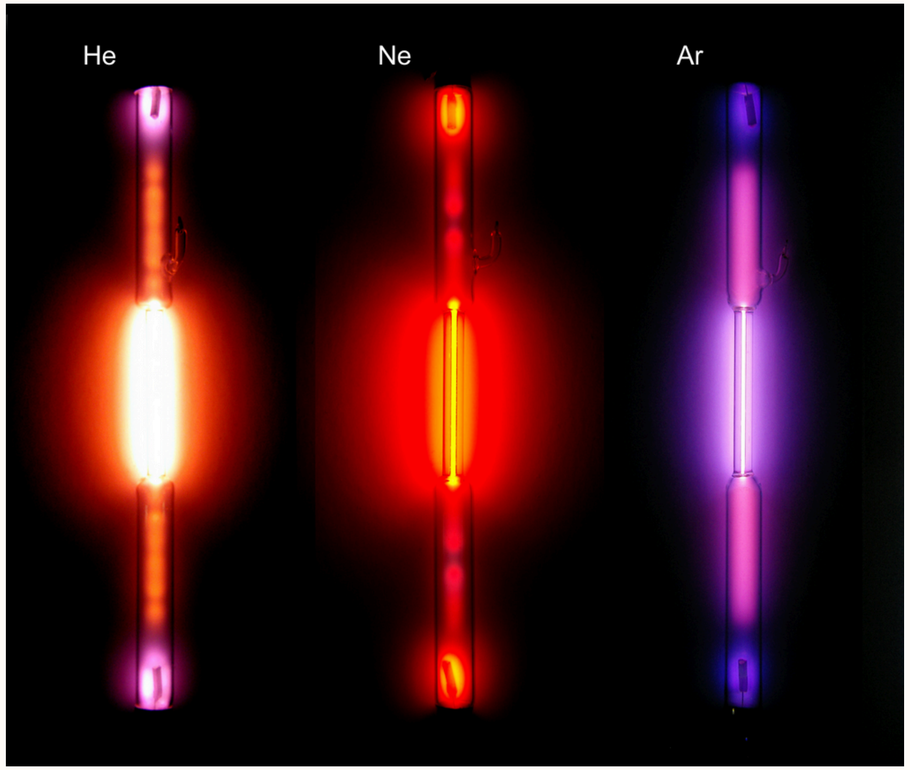


Gases Nobles

- Su capa electrónica de valencia se considera completa, por lo que tienen poca tendencia a participar en reacciones químicas.
- Gases monoatómicos a temperatura y presión ambiente, incoloros e inodoros.

H																He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr



Lantánidos

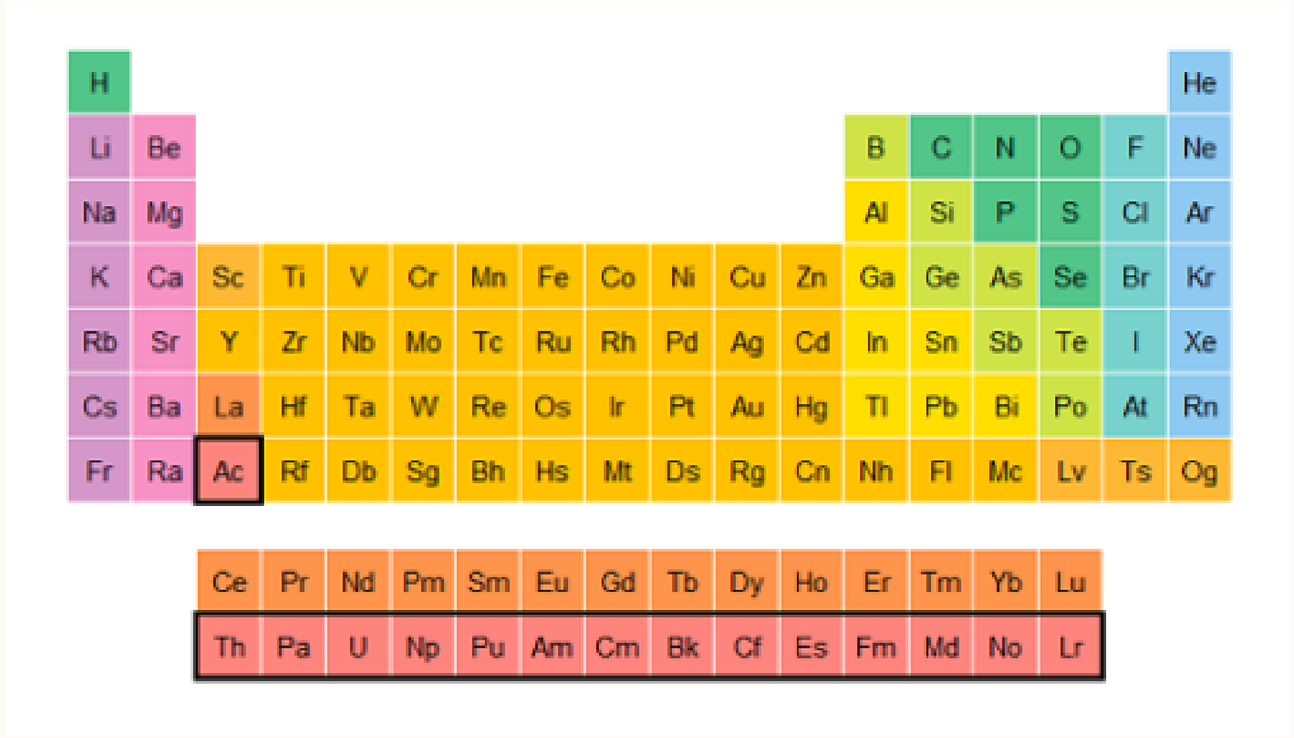
- Forman parte del periodo 6. Estos elementos son llamados ‘tierras raras’ debido a que se encuentran siempre en forma de óxidos, no en estado natural. Tienen aspecto y brillo metálico.

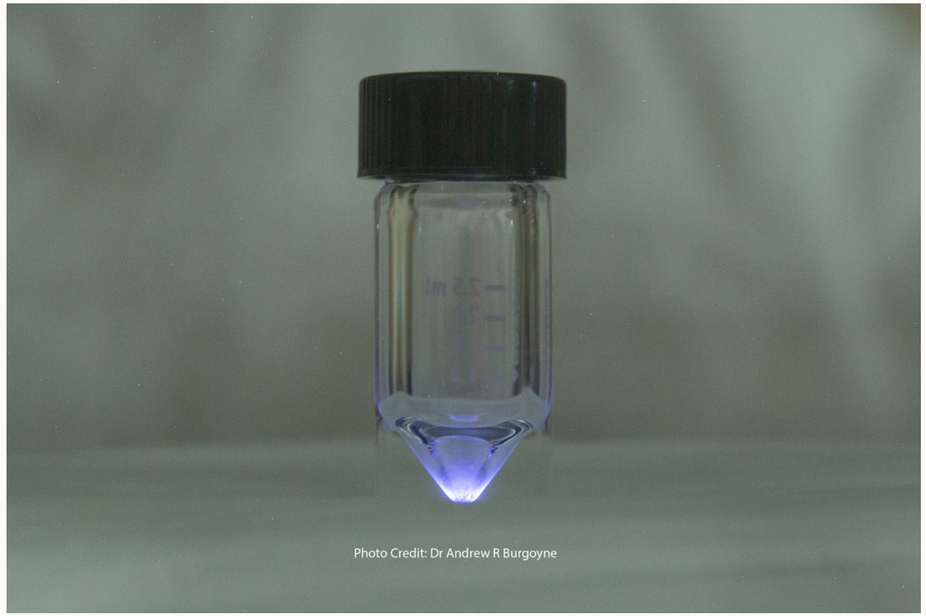
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Actínidos

- Forman parte del periodo 6. Estos elementos son llamados ‘tierras raras’ debido a que se encuentran siempre en forma de óxidos, no en estado natural. Tienen aspecto y brillo metálico.





¿Por qué los atomos pierden o ganan electrones?

Objetivo de los átomos: alcanzar la configuración electrónica estable de los gases nobles. Esto reduce su energía y los hace más estables.

Metales (grupos 1-3)

- Pocos e^- (1 – 3) → capa casi vacía
- Ceden esos e^- → queda expuesta una capa interna ya completa.
- Cationes (carga +)

$$Na \rightarrow Na^+ + e^-$$

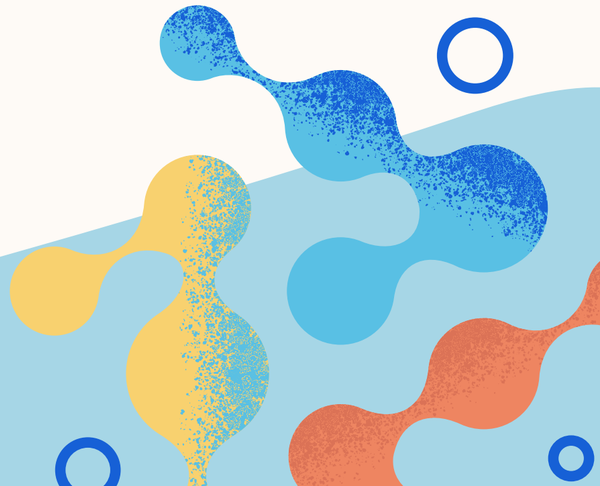
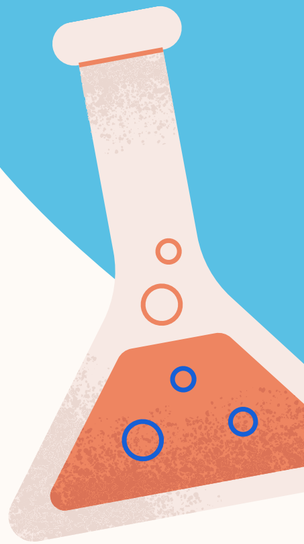
¿Por qué los atomos pierden o ganan electrones?

Objetivo de los átomos: alcanzar la configuración electrónica estable de los gases nobles. Esto reduce su energía y los hace más estables.

No metales (grupos 15-17)

- Muchos e^- (5 – 7) → capa casi llena
- Aceptan los e^- que faltan para llenarla
- Cationes (carga +)

$$Cl + e^- \rightarrow Cl^-$$

Química Preu.JCT

¡GRACIAS POR LA ATENCIÓN!