

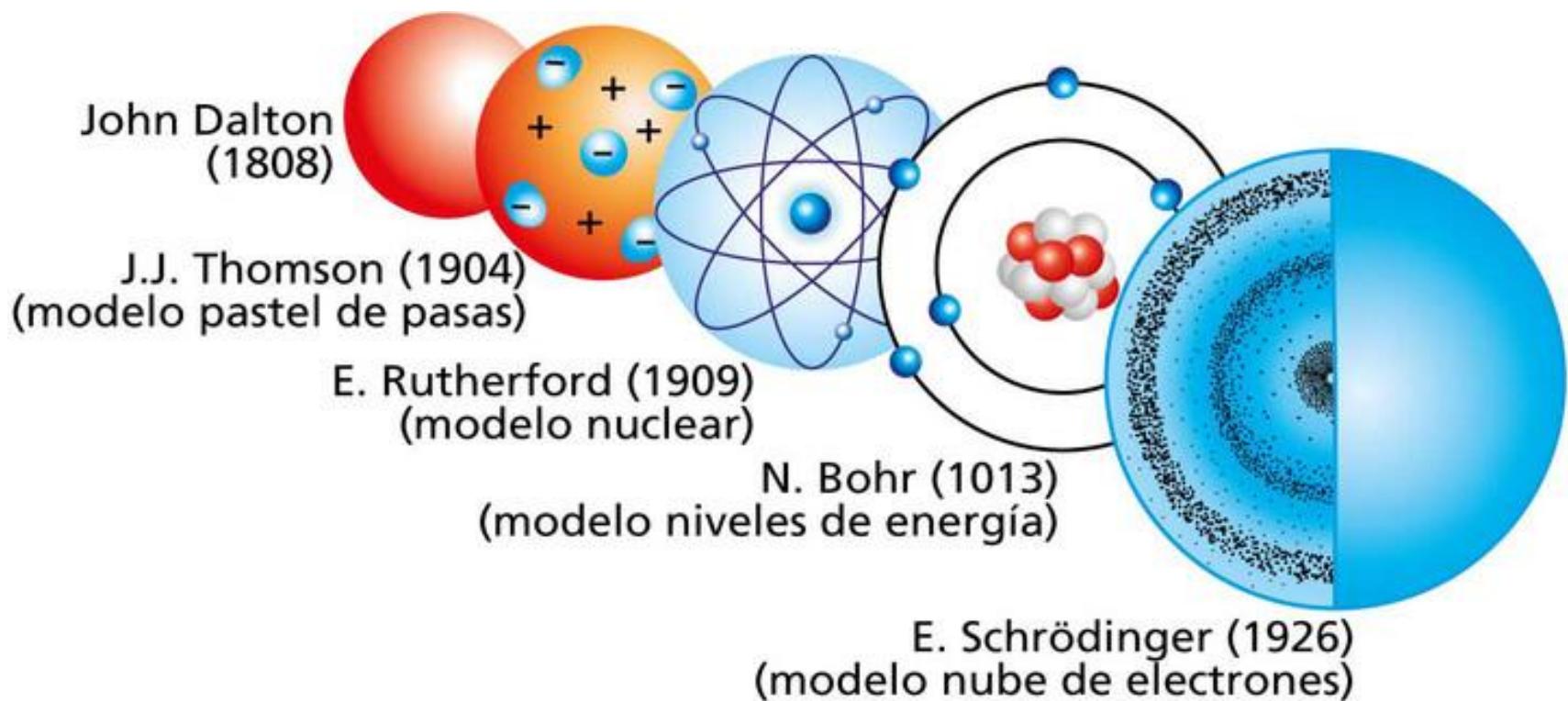
BLOQUE I: MATERIALES

TEMA 1: ESTRUCTURA DE LA MATERIA

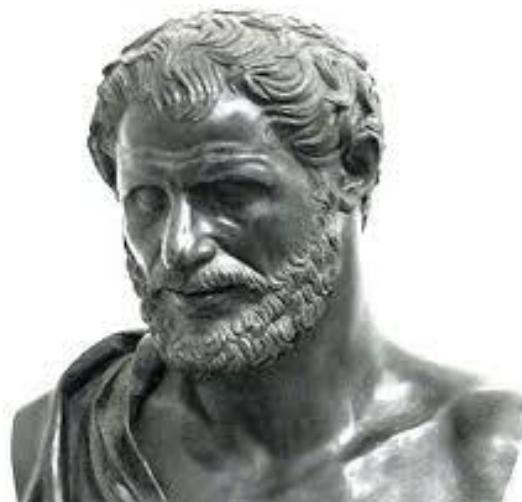
ÍNDICE

1. MODELOS ATÓMICOS
2. ELEMENTOS Y COMPUESTOS
3. SISTEMAS MATERIALES
4. ESTADOS DE AGREGACIÓN

1. MODELOS ATÓMICOS



1.1. Demócrito de Abdера (S. V a.C.)



A través del razonamiento llegó a la siguiente conclusión: “La materia está formada por unidades indivisibles muy pequeñas”, a las que llamó ÁTOMOS.

1.2. Aristóteles (S. IV a.C.)



“La materia está formada por cuatro elementos: tierra, agua, aire y fuego”. Esta idea prevaleció más de 2000 años.

1.3. DALTON (1808)

Dos leyes científicas recientes a él, las **Leyes Ponderales**, ayudaron a Dalton a retomar el modelo atomista de Demócrito. Estas leyes fueron:



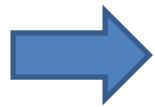
Ley de la conservación de la masa o ley de Lavoisier:

“En una reacción química, la masa total de los reactivos (lo que hay antes) es igual a la masa total de los productos (lo que hay después)”.



$$\text{masa(R1)} + \text{masa(R2)} = \text{masa(P1)} + \text{masa(P2)}$$

¿Masa tronco = Masa cenizas? **NO**



¿Masa tronco + oxígeno =
Masa cenizas + CO₂ + agua?

SI



O₂



H₂O

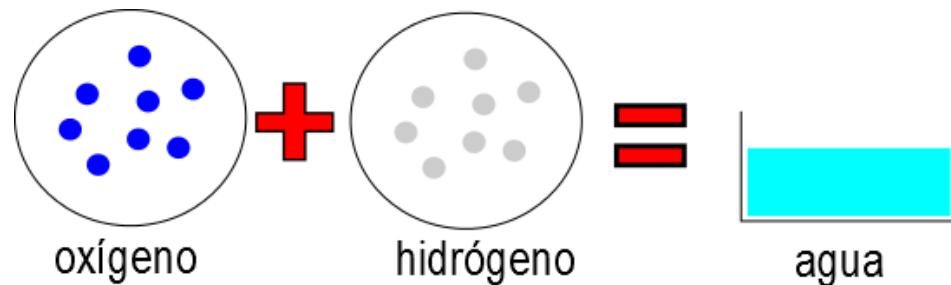


CO₂



Ley de las proporciones definidas de Proust:

“Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en una proporción constante”.



$$1 \text{ g de hidrógeno} + 8 \text{ g de oxígeno} = 9 \text{ g de agua}$$

$$2 \text{ g de hidrógeno} + 16 \text{ g de oxígeno} = 18 \text{ g de agua}$$

Proporción: 1 a 8 (por cada g de hidrógeno, 8 de oxígeno)

Ley de las proporciones definidas de Proust:

“Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en una proporción constante”.

$$1 \text{ g de hidrógeno} + 8 \text{ g de oxígeno} = 9 \text{ g de agua}$$

$$2 \text{ g de hidrógeno} + 16 \text{ g de oxígeno} = 18 \text{ g de agua}$$

Proporción: 1 a 8 (por cada g de hidrógeno, 8 de oxígeno)

$$3 \text{ g de hidrógeno} + 30 \text{ g de oxígeno} = ???$$

$$4 \text{ g de hidrógeno} + 4 \text{ g de oxígeno} = ???$$

Ley de las proporciones definidas de Proust:

“Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto, lo hacen siempre en una proporción constante”.

1 g de hidrógeno + 8 g de oxígeno = 9 g de agua

2 g de hidrógeno + 16 g de oxígeno = 18 g de agua

Proporción: 1 a 8 (por cada g de hidrógeno, 8 de oxígeno)

3 g de hidrógeno + 30 g de oxígeno = ???

= 27 g agua + 6 g de oxígeno que sobran

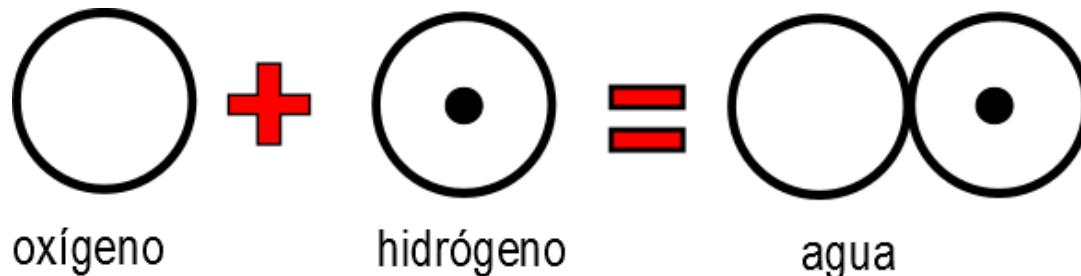
4 g de hidrógeno + 4 g de oxígeno = ???

= 4,5 g agua + 3,5 g de hidrógeno que sobran

Los postulados de Dalton son:

- La materia está constituida por **átomos**.
- Los átomos son **indivisibles e inmodificables**.
- Todos los átomos de un **mismo elemento** tienen la **misma masa y propiedades**.
- Los átomos de **elementos diferentes** tienen **distinta masa y propiedades**.
- Los **compuestos** están formados por la unión de átomos de distintos elementos.

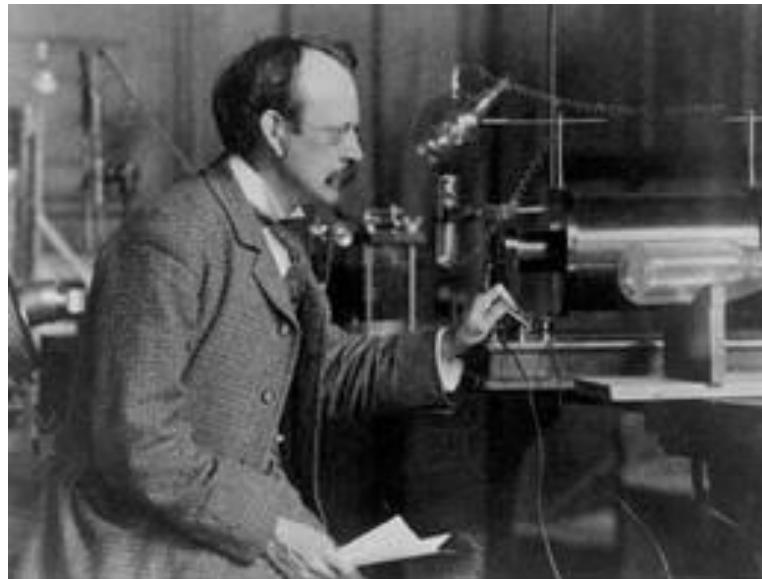
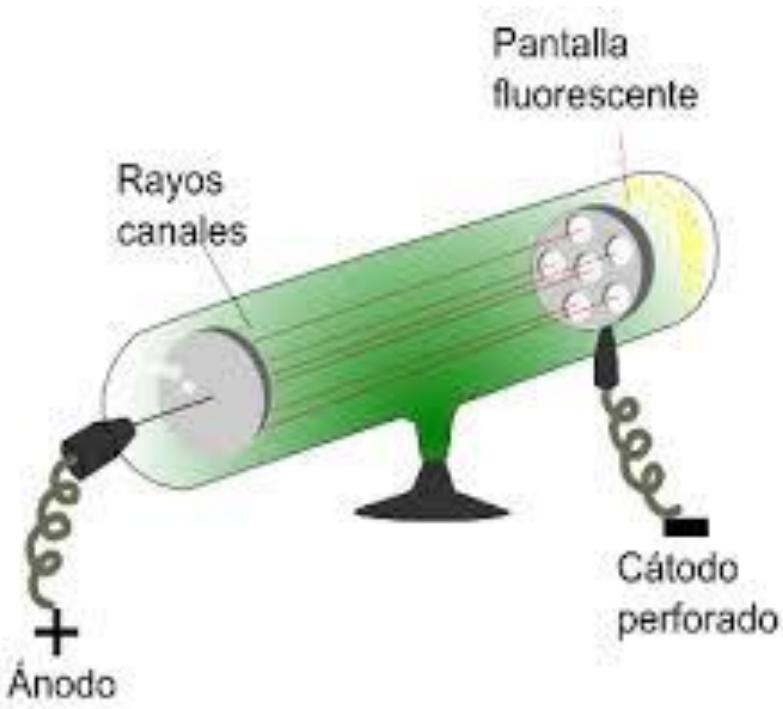
“Modelo de bolas” (los átomos son bolas macizas)

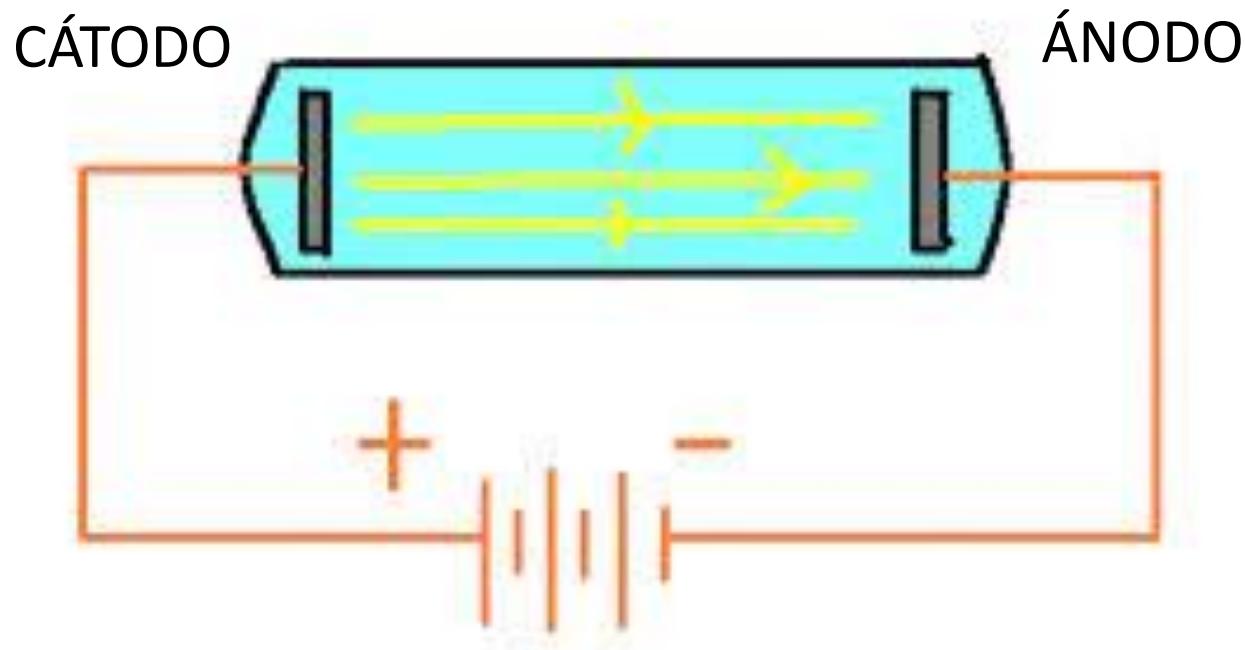


	Hidrógeno		Azufre		Plomo
	Nitrógeno		Magnesio		Plata
	Carbono		Hierro		Oro
	Oxígeno		Cinc		Mercurio
	Fósforo		Cobre		Calcio

1.4. THOMSON (1897)

Realizó un experimento que dejaba obsoleto el modelo de Dalton: el **experimento de los Rayos Catódicos**.



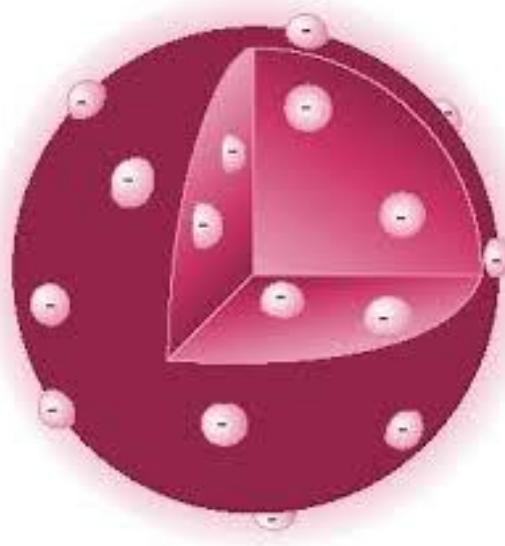
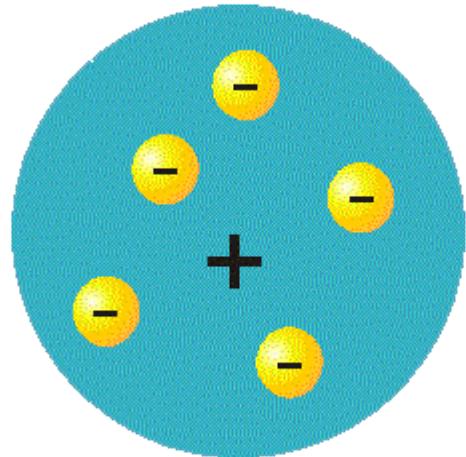


Thomson demostró que esos rayos eran partículas arrancadas de la materia (del cátodo), y que poseían carga eléctrica negativa. Las llamó **electrones**.

Los postulados de Thomson son:

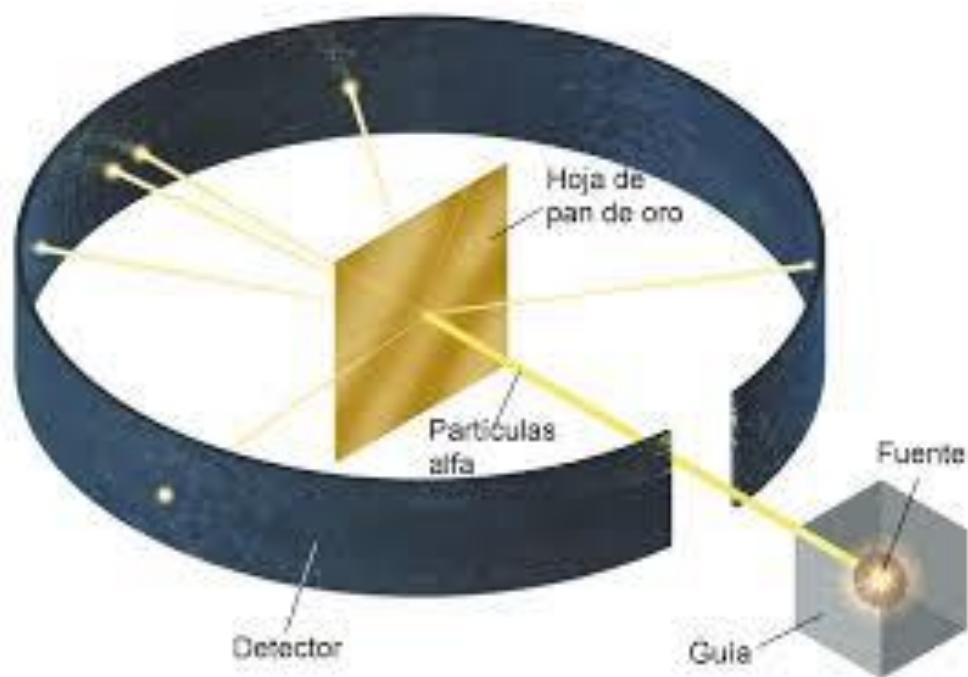
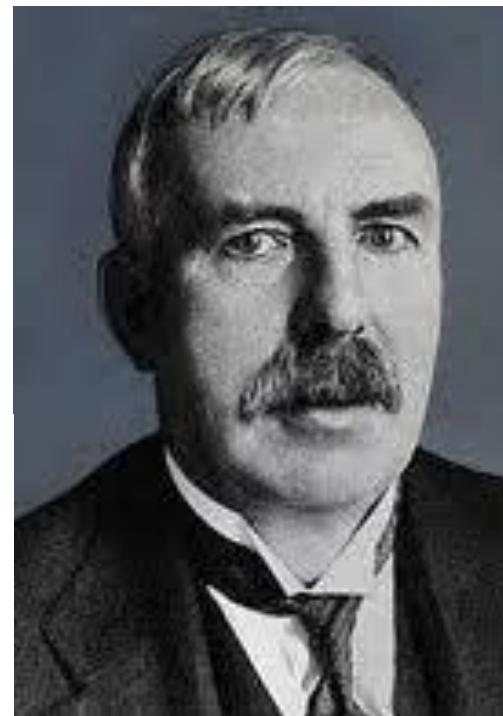
- La materia es eléctricamente **neutra**.
- Los átomos poseen **electrones**.
- Los electrones son **idénticos** para todos los tipos de átomos.

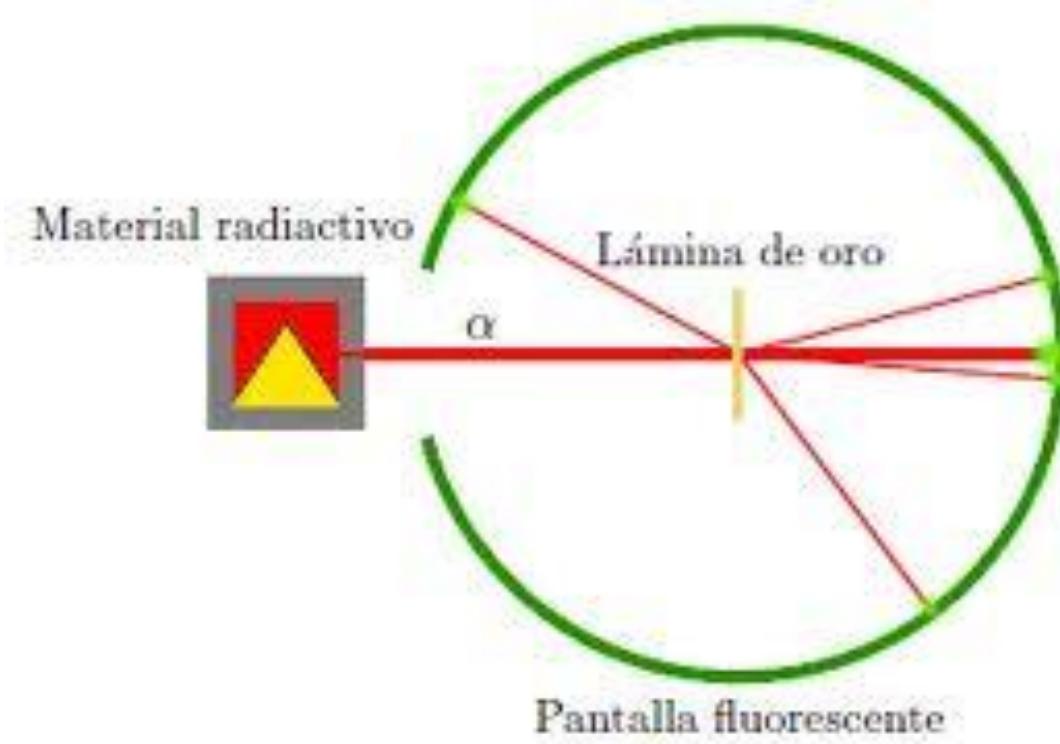
“Modelo de la sandía”



1.5. RUTHERFORD (1911)

Realizó un experimento que dejaba obsoleto el modelo de Thomson: el **experimento de la lámina de oro**.



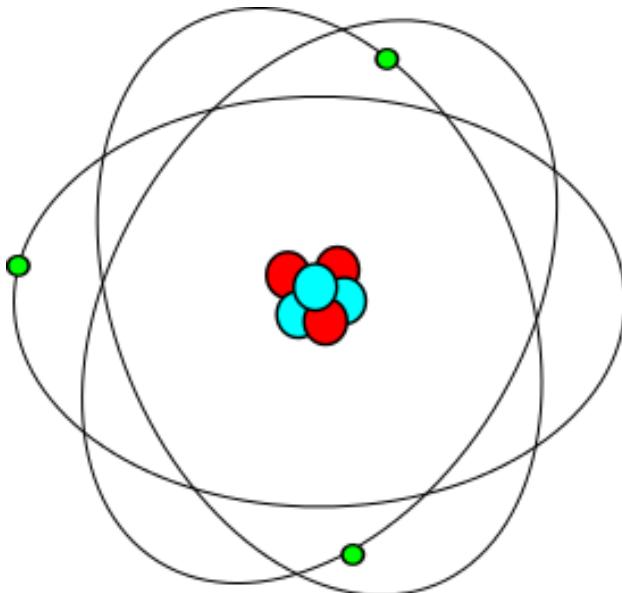


Al bombardear una fina lámina de oro con partículas alfa (despedidas por un material radiactivo) observó que casi todas la atravesaban, pero unas pocas se desviaban o incluso rebotaban; lo que dejaba deducir que los átomos no eran bolas homogéneas, sino que estaban prácticamente vacías, y la mayor parte de su masa se concentraba en pequeñísimos núcleos.

Los postulados de Rutherford son:

- El átomo posee un **núcleo** muy pequeño de carga positiva, y en él se concentra casi toda la masa. (posteriormente se descubrió que estaba formado por protones y neutrones).
- Los electrones se mueven en la **corteza** del átomo.

“Modelo nuclear del átomo”



● electrón (e^-)

● protón (p^+)

● neutrón (n)

} nucleones

Partícula	Carga eléctrica (x 1,6·10 ⁻¹⁹ C)	Masa (x 1,66·10 ⁻²⁷ kg)
Electrón (e ⁻)	-1	≈ 0,0005
Protón (p ⁺)	+1	≈ 1
Neutrón (n)	0	≈ 1

Se define:

Número atómico (Z): número de protones

Número másico (A): número de nucleones
(protones y neutrones)

Tabla Periódica de los Elementos

1 IA H Hidrógeno 1.00794	2 IIA Be Berilio 9.012182											18 VIIIA He Helio 4.002602																				
3 Li Litio 6.941	4 Be Berilio 9.012182	Alcalinos	Actinidos	c Solid	13 IIIA B Boro 10.811	14 IVA C Carbono 12.0107	15 VA N Nitrógeno 14.00574	16 VIA O Oxígeno 15.9994	17 VIIA F Flúor 18.9984032	2 K Potasio 39.0983	18 VIIIA Ar Argón 39.948																					
11 Na Sodio 22.989770	12 Mg Magnesio 24.3050	Alcalinotérreos	Metales del bloque p	Br Liquid	14 Si Silicio 28.0855	15 P Fósforo 30.973751	16 S Azufre 32.068	17 Cl Cloro 35.453	18 Ne Neón 20.1797	19 K Potasio 39.0983	18 VIIIA Kr Kriptón 83.798																					
20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Escandio 44.955910	Metales de transición	No metales	H Gas	13 Al Aluminio 26.981538	14 Ge Germanio 72.64	15 As Arsénico 74.92160	16 Se Selenio 78.96	17 Br Bromo 79.904	18 Kr Kriptón 83.798	19 Ca Calcio 40.078	18 VIIIA Ar Argón 39.948																				
22 Ti Titanio 47.867	23 V Vanadio 50.9415	Lantánidos	Gases nobles	Tc Synthetic	13 Ga Gálio 69.723	14 Ru Rutenio 101.07	15 Rh Ródio 102.90550	16 Pd Paladio 106.42	17 Ag Plata 107.8682	18 Cd Cadmio 112.411	19 In Indio 114.818	20 Sn Estáño 118.710	21 Sb Antimónio 121.760	22 Te Teluro 127.60	23 I Yodo 126.90447	24 Xe Xenón 131.293																
37 Rb Rubidio 85.4678	38 Sr Estroncio 87.62	39 Y Itrio 88.90585	40 Zr Circonio 91.224	41 Nb Niobio 92.90638	42 Mo Molibdeno 95.94	43 Tc Tecnecio (98)	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Ródio 102.90550	46 Pd Paladio 106.42	47 Ag Plata 107.8682	48 Cd Cadmio 112.411	49 In Indio 114.818	50 Sn Estáño 118.710	51 Sb Antimónio 121.760	52 Te Teluro 127.60	53 I Yodo 126.90447	54 Xe Xenón 131.293															
55 Cs Cesio 132.90545	56 Ba Bario 137.327	57 to 71	72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tántalo 180.9479	74 W Wolframio 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.217	78 Pt Platino 195.078	79 Au Oro 196.96655	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Talio 204.3833	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98038	84 Po Polonio (209)	85 At Astatio (210)	86 Rn Radón (222)	87 Fr Francio (223)	88 Ra Radio (226)	89 Rf Rutherfordio (261)	90 Db Dubnio (262)	91 Sg Seaborgio (266)	92 Bh Bohrio (264)	93 Hs Hassio (268)	94 Mt Meitnerio (268)	95 Ds Darmstadtio (271)	96 Rg Roentgenio (272)	97 Uub Ununbio (285)	98 Uut Ununtrio (284)	99 Uup Ununquadio (289)	100 Uuh Ununhexio (292)	101 Uus Ununsepto 117 Uuo Ununoctio
Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.														118 Uuo Ununoctio																		

Design Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com) - <http://www.dayah.com/periodic/>

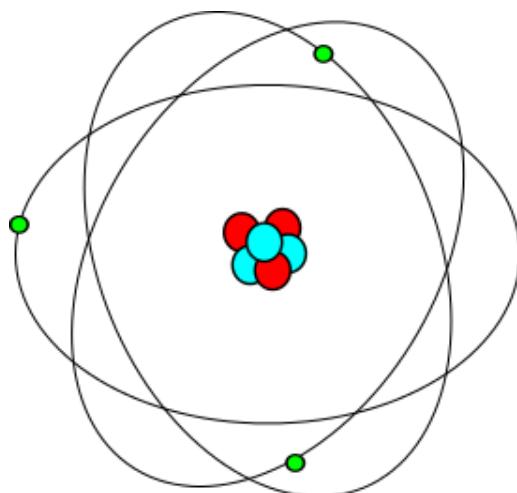
57 La Lantano 138.9055	58 Ce Cerio 140.116	59 Pr Praseodimio 140.90765	60 Nd Neodimio 144.24	61 Pm Prometio (145)	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolino 157.25	65 Tb Terbio 158.92534	66 Dy Disprosio 162.500	67 Ho Holmo 164.93032	68 Er Erbio 167.259	69 Tm Tulio 168.93421	70 Yb Iterbio 173.04	71 Lu Lutecio 174.967
89 Ac Actinio (227)	90 Th Torio 232.0381	91 Pa Protactinio 231.03588	92 U Uranio 238.02891	93 Np Neptunio (237)	94 Pu Plutonio (244)	95 Am Americio (243)	96 Cm Curio (247)	97 Bk Berkello (247)	98 Cf Californio (251)	99 Es Einsteinio (252)	100 Fm Fermio (257)	101 Md Mendelevio (258)	102 No Nobelio (259)	103 Lr Lawrencio (262)

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.

IONES:

Si un átomo posee el mismo número de p^+ que de e^- será un átomo neutro (tendrá una carga eléctrica neta igual a cero).

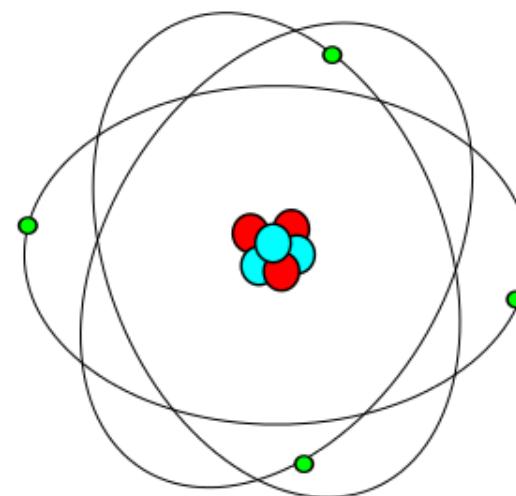
Pero si ese átomo gana o pierde electrones, se convierte en un ión (**anión** o **cátion**, respectivamente).



$$Z = 3, E = 3$$

Carga neta = 0

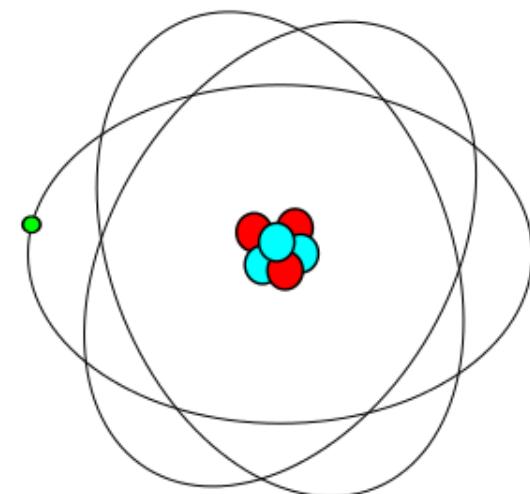
Átomo neutro



$$Z = 3, E = 4$$

Carga neta = -1

Anión

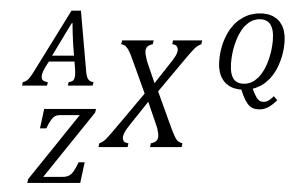


$$Z = 3, E = 1$$

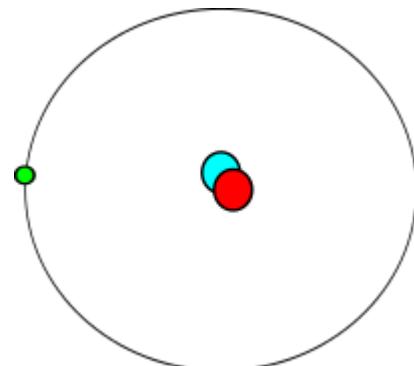
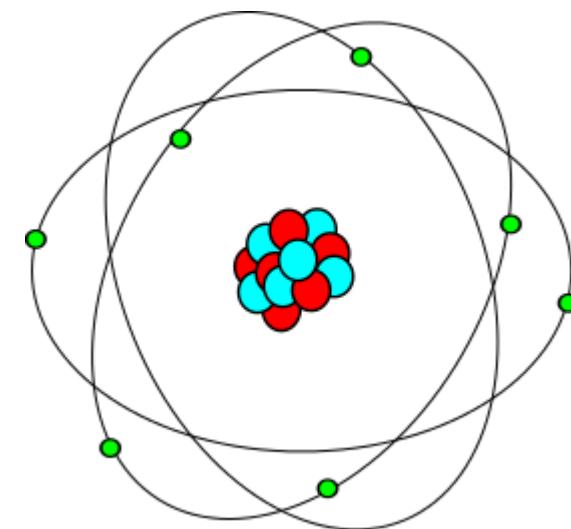
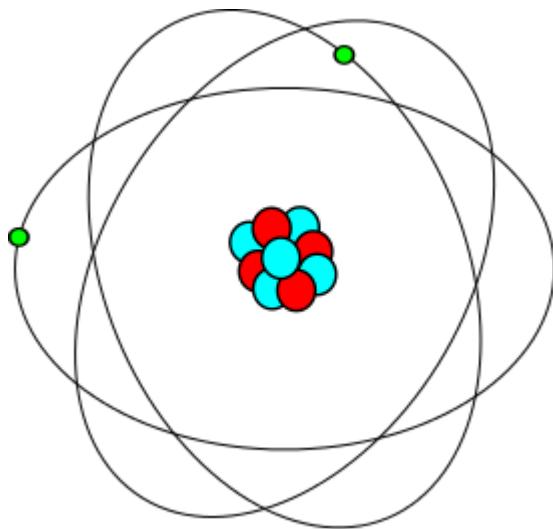
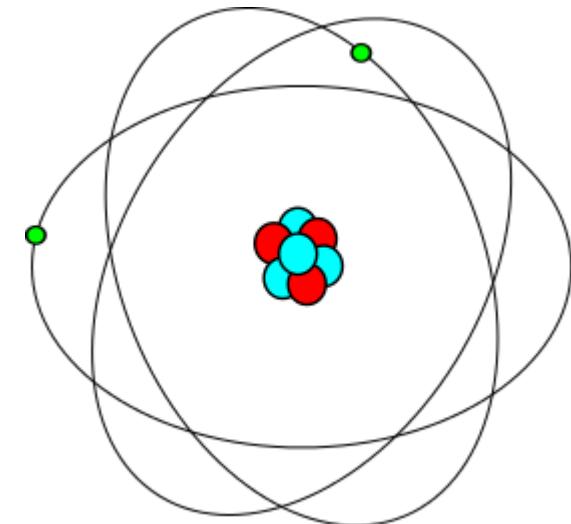
Carga neta = +2

Cátion

La forma de representar a un átomo concreto es la siguiente:

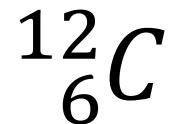


Donde X es el símbolo del elemento al que pertenece el átomo
A es el número másico
Z es el número atómico
Q es la carga neta

2_1H  $^{12}_6C^-$  $^{9+}_4Be$  $^7_3Li^+$ 

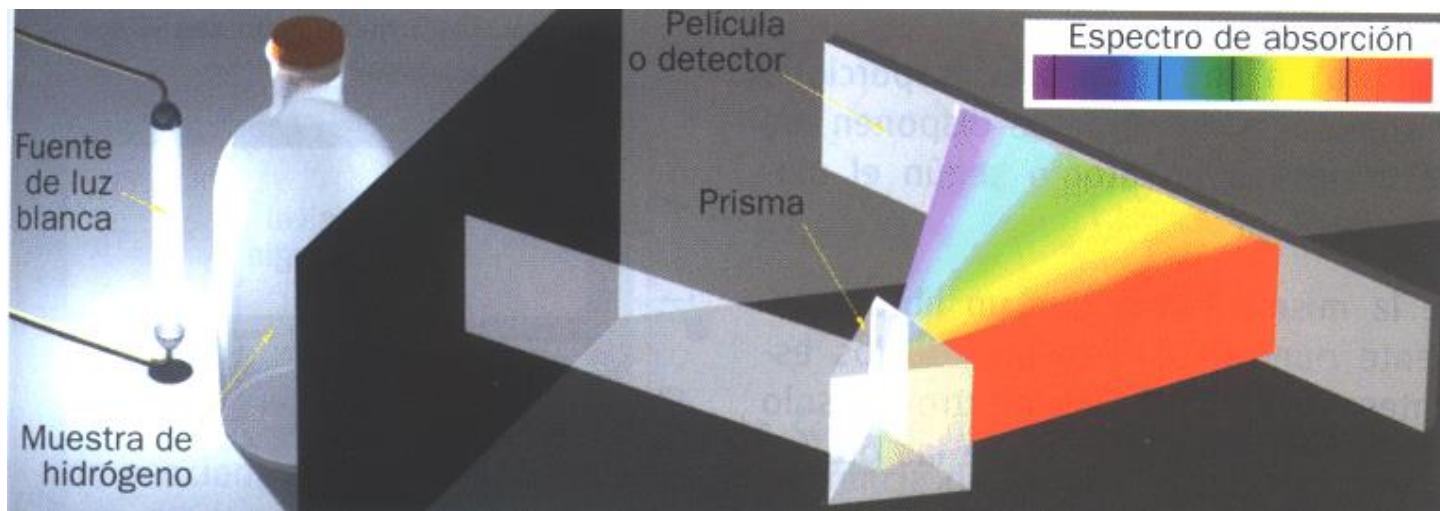
MASA ATÓMICA:

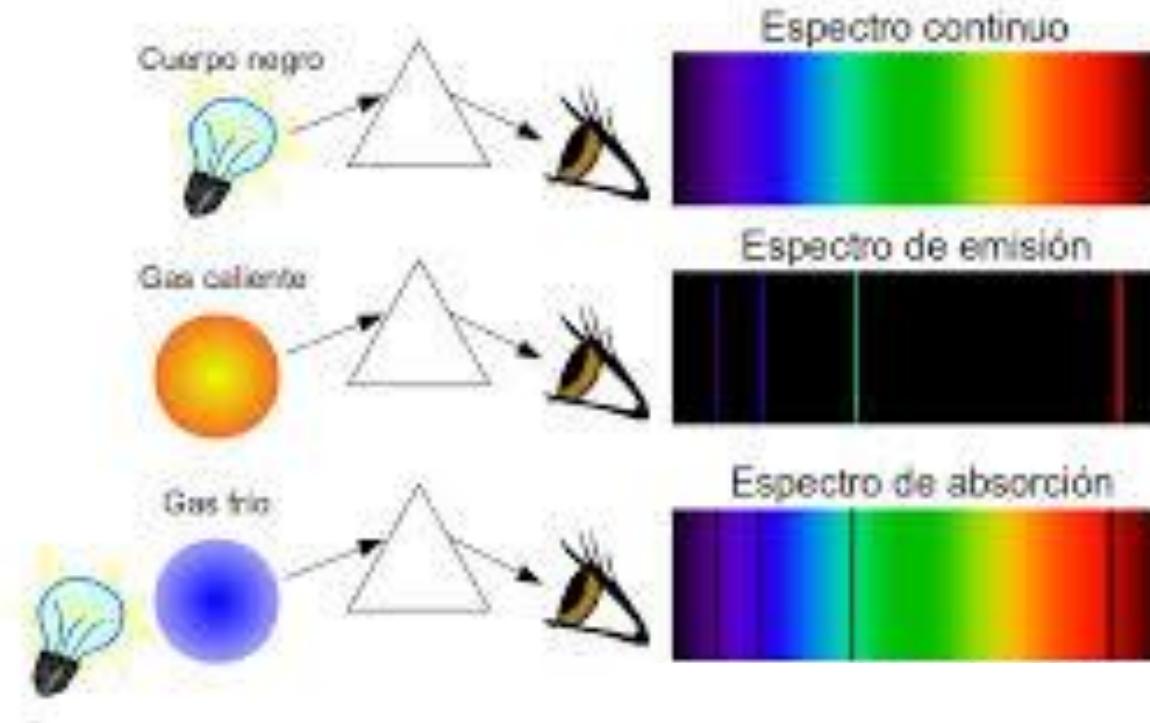
Para expresar la masa de un átomo o un compuesto se utiliza como unidad de medida el **u** (unidad de masa atómica), que se define como la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12



1.6. BOHR (1913)

El modelo de Rutherford no podía explicar los **espectros de emisión y absorción** de los átomos.





Cada elemento tiene su propio espectro de emisión. Si se calienta, sus átomos emiten varias ondas electromagnéticas de determinado color; y si se interpone delante de una fuente de luz blanca, absorben esos mismos colores.



Hidrógeno



Helio



Neón



Sodio

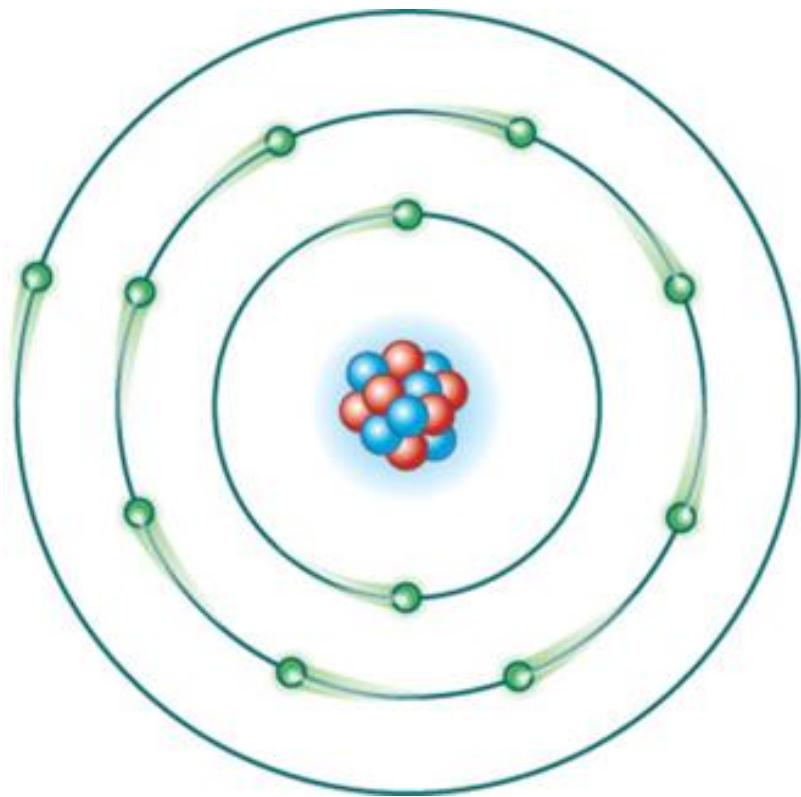


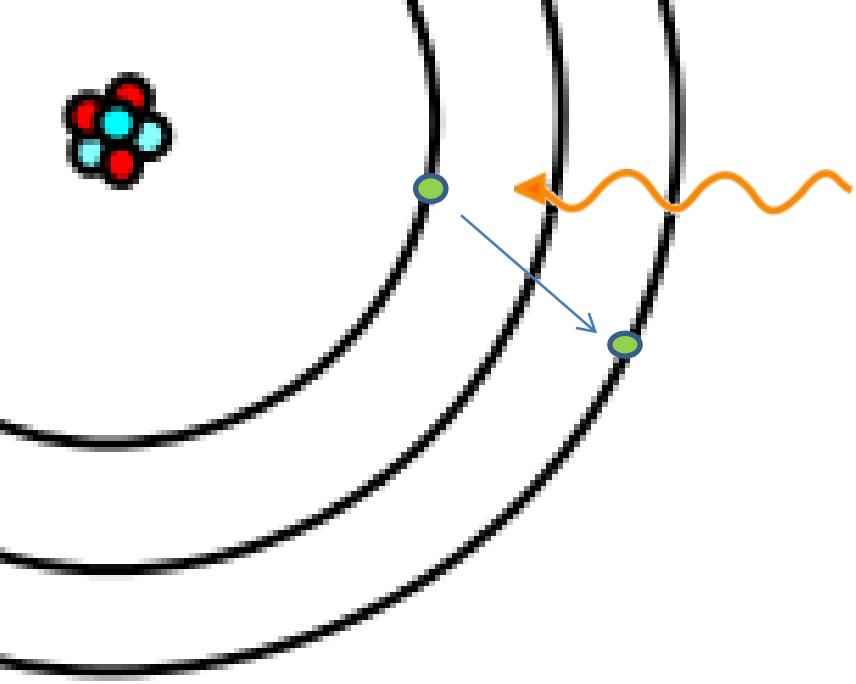
Mercurio

Los postulados de Bohr son:

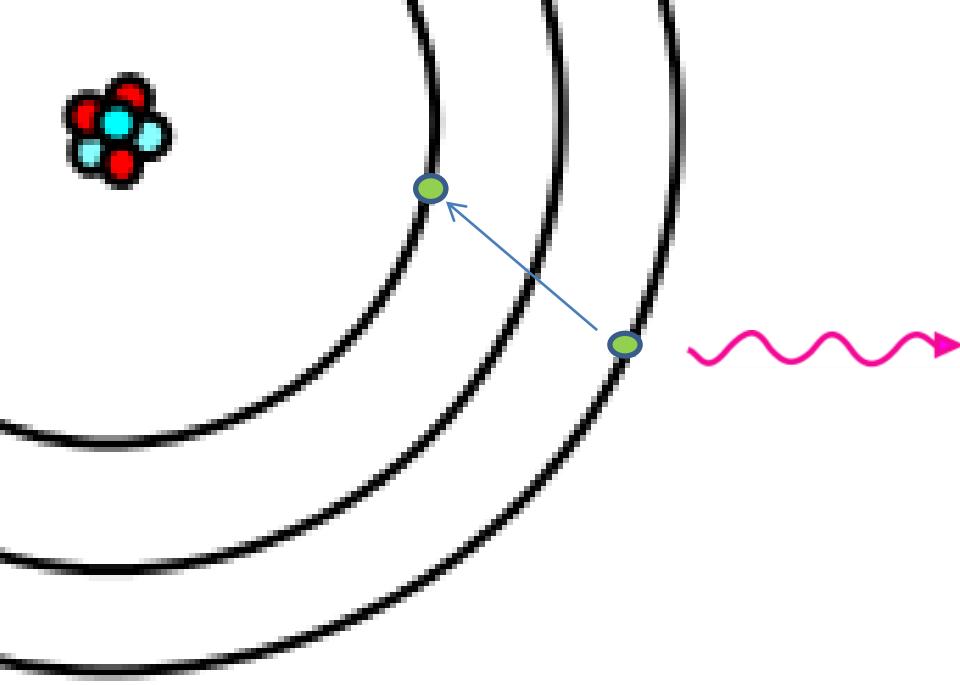
- Los electrones solo pueden estar en determinadas **órbitas**, es decir, en determinados **niveles de energía**.
- Un átomo, en **estado fundamental** (sin excitar), tendrá a sus electrones ocupando los **niveles de energía más bajos**.
- Un electrón puede pasar a un nivel superior absorbiendo energía. En ese caso el átomo estará **excitado**.
- Cuando un electrón pasa a un nivel de energía más bajo, el exceso de energía sobrante se emite en forma de **luz**.

“Modelo cuántico del átomo”



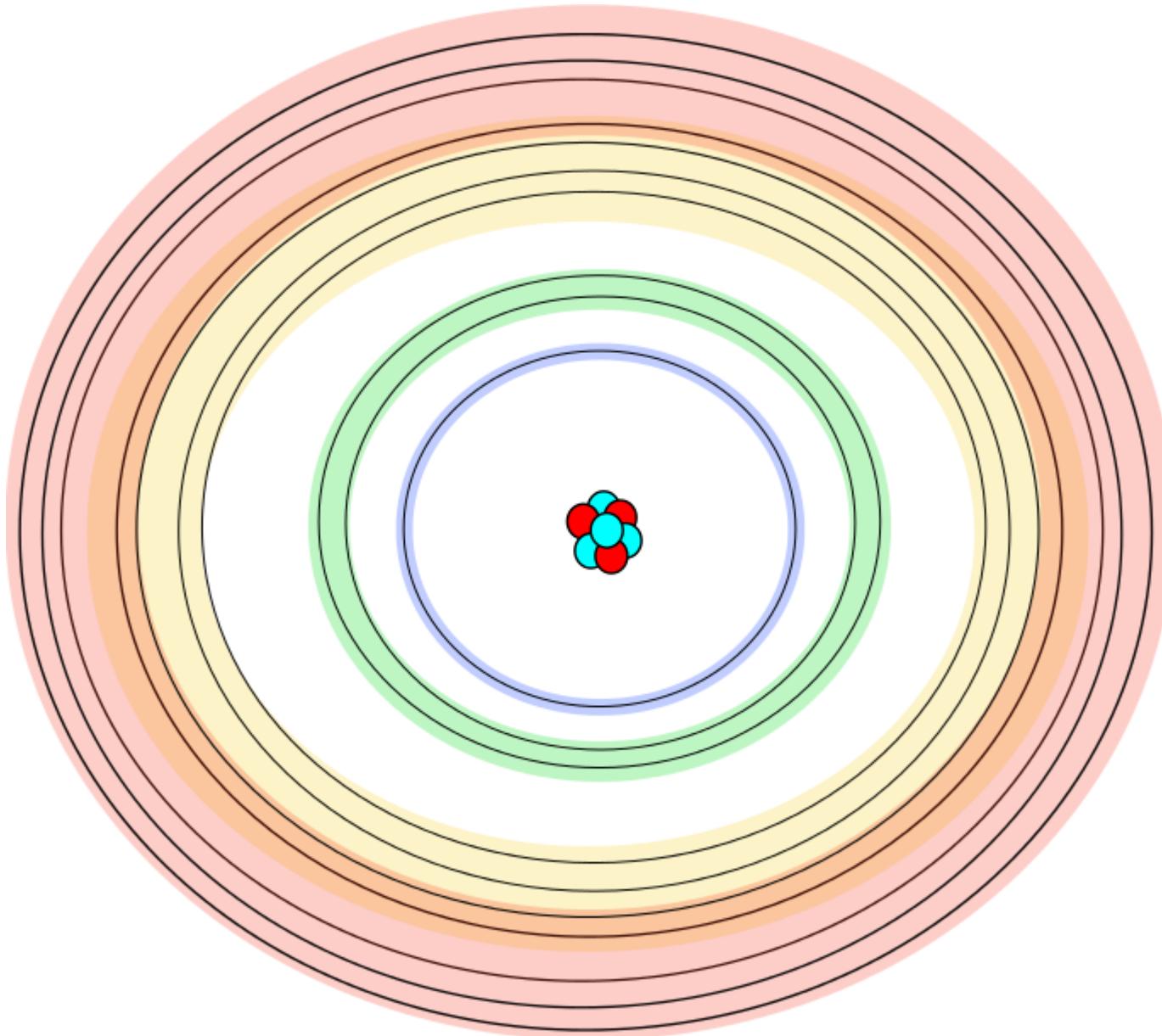


El rayo de luz (fotón) ha sido absorbido por el electrón (el cual se ha excitado), y ese aporte de energía le permite subir a otro nivel de energía. Así se genera el espectro de absorción: las líneas que faltan han sido absorbidas por electrones que promocionan de nivel.

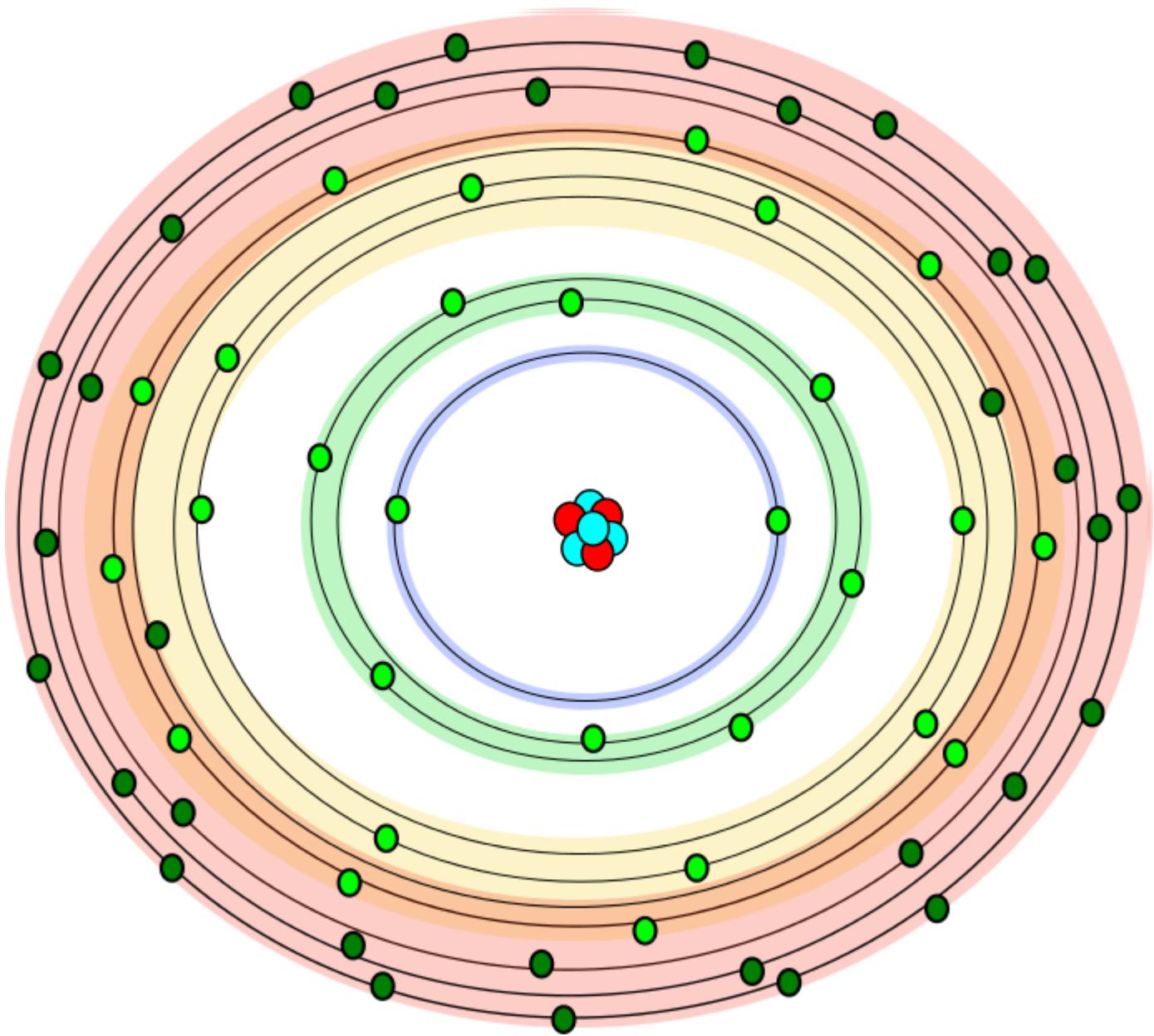


Un electrón se puede “relajar” (si ha sido previamente excitado) y bajar a un nivel de energía menor. La energía sobrante la desprende en forma de fotón (rayo de luz). Así se genera el espectro de emisión.

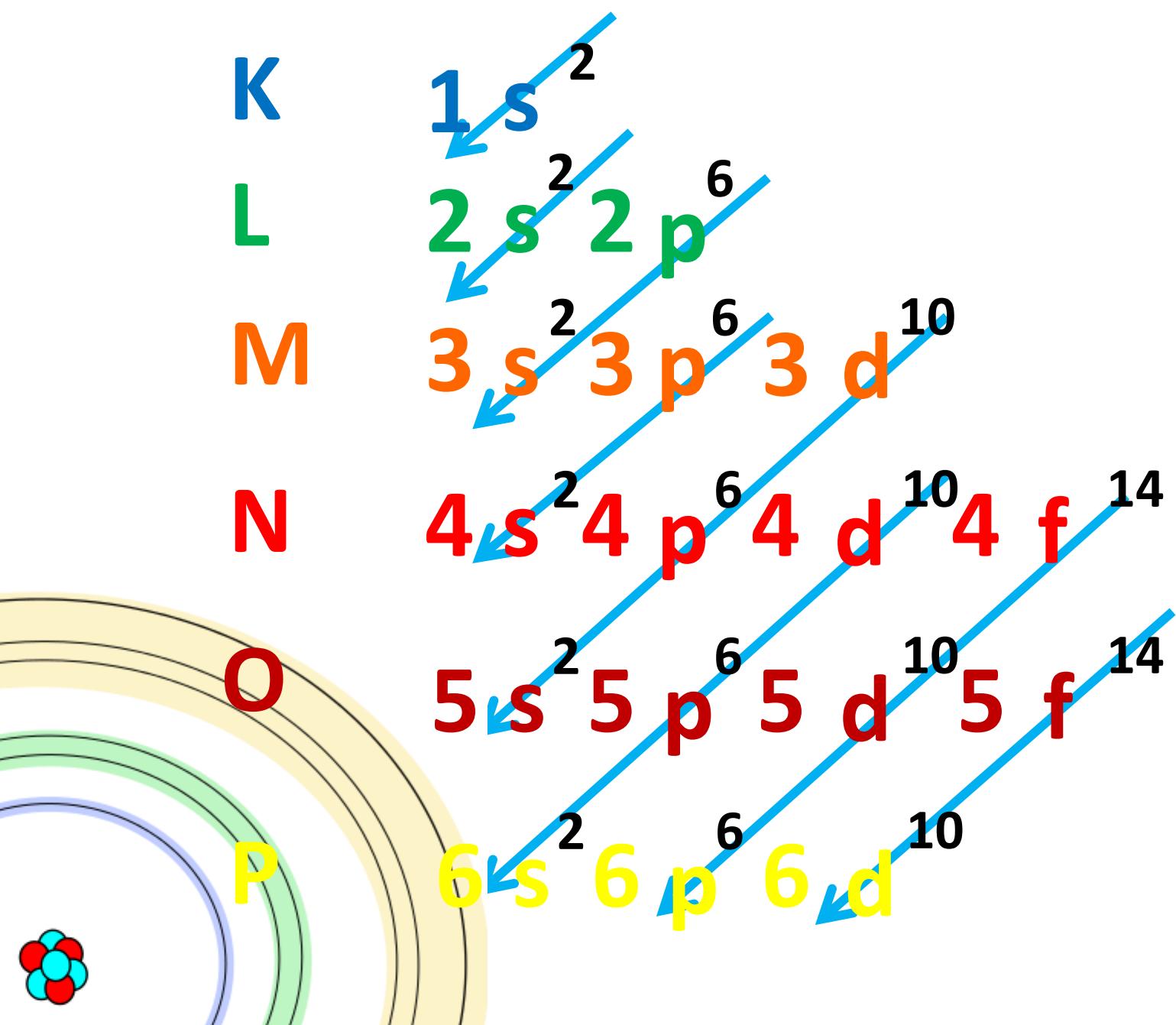
Niveles de energía permitidos:



1 s
2 s p
3 s p d
4 s p d f



1 s 2
2 p 6
3 p d 10
4 s p d f 14



Se define:

Configuración electrónica: es la forma en la que se distribuyen los electrones en las distintas capas o niveles y subniveles de energía de un átomo en estado fundamental.

Electrones de valencia: son los electrones que ocupan la última capa electrónica, y son los responsables del comportamiento químico de los elementos.

Ejercicio. Completa la siguiente tabla:

Símbolo completo	Z	A	N	E	configuración electrónica	electrones de valencia
7_3Li	3	7	4	3	$1s^22s^1$	1
${}^{12}_6C^{-2}$	6	12	6	8	$1s^22s^22p^4$	6
${}^{23}_{11}Na^+$	11	23	12	10	$1s^22s^22p^6$	8

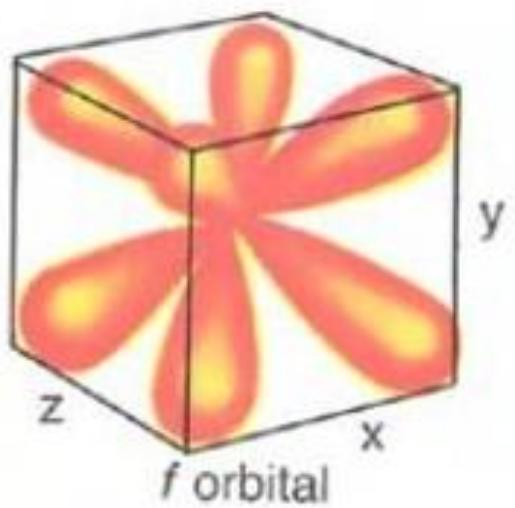
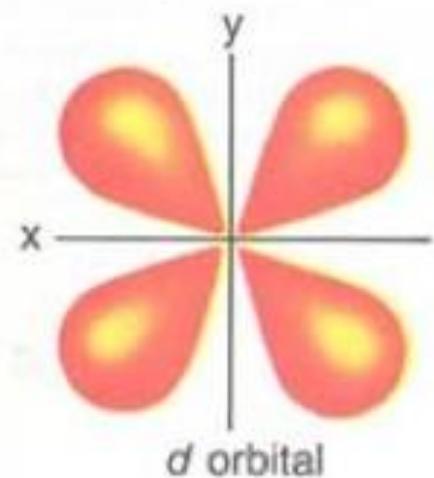
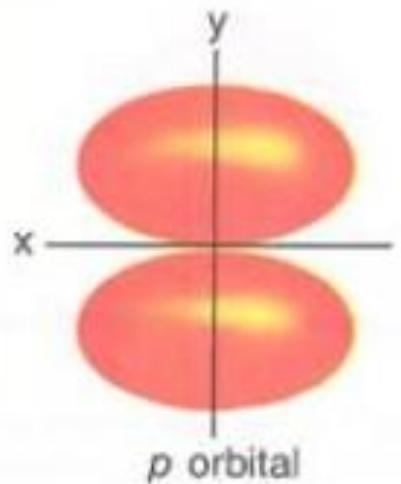
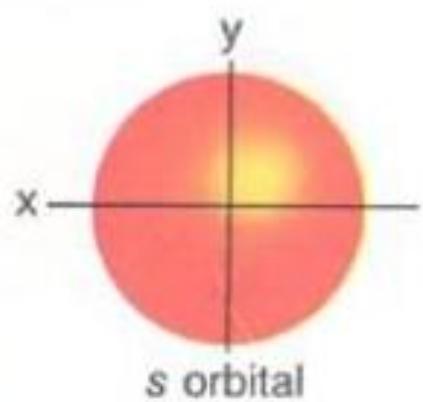
1.7. SCHRODINGER (1926)

Los electrones no están en órbitas circulares o elípticas, sino en **orbitales**, que son **nubes** de que reflejan la **probabilidad** de encontrar a los electrones en dicha región del espacio.

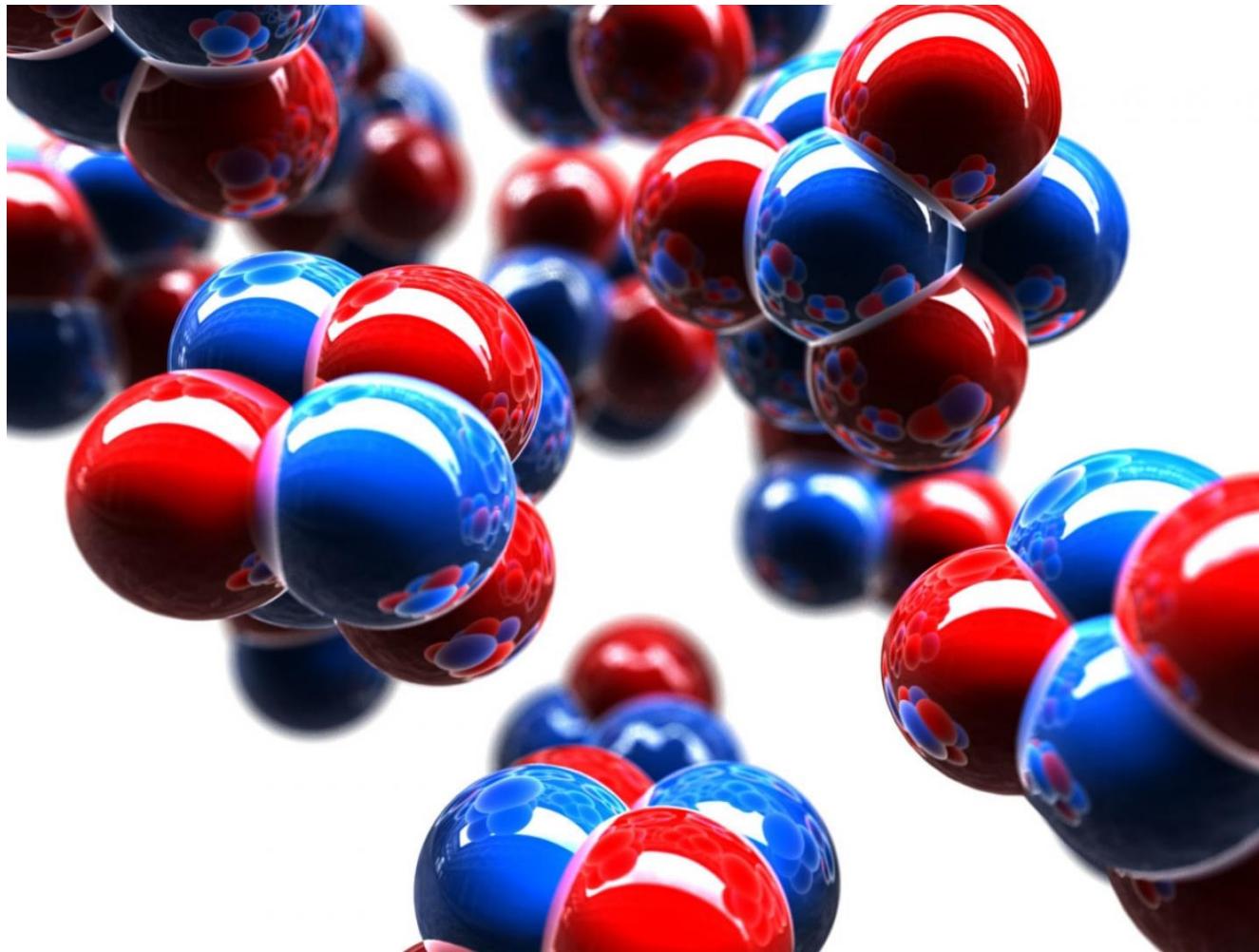
$$i\hbar \frac{\partial \psi}{\partial t} = \left(-\frac{\hbar^2 \vec{\nabla}^2}{2m} + V \right) \psi$$

Ecuación de Schrodinger



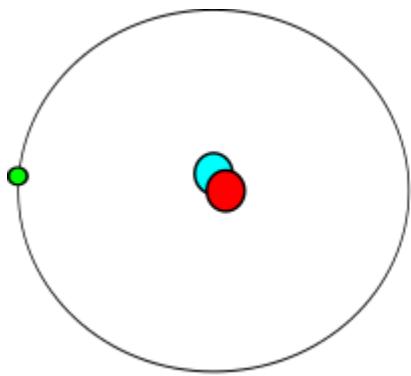


2. ELEMENTOS Y COMPUESTOS

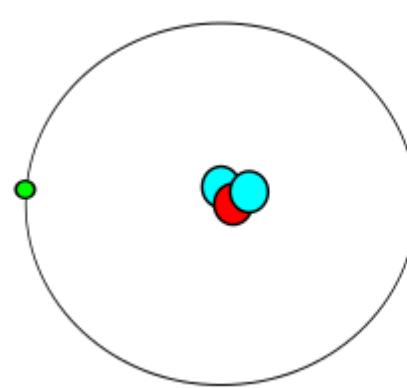


2.1. EL SISTEMA PERIÓDICO

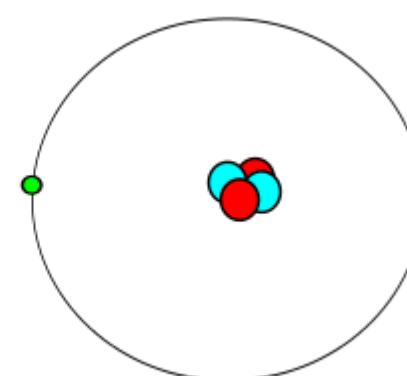
ELEMENTO QUÍMICO: sustancia formada por átomos con el mismo número protones (Z).



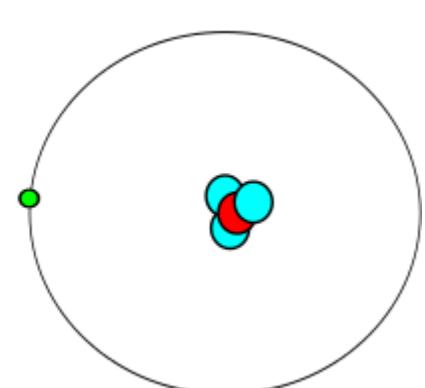
Hidrógeno



Hidrógeno



Helio



Hidrógeno

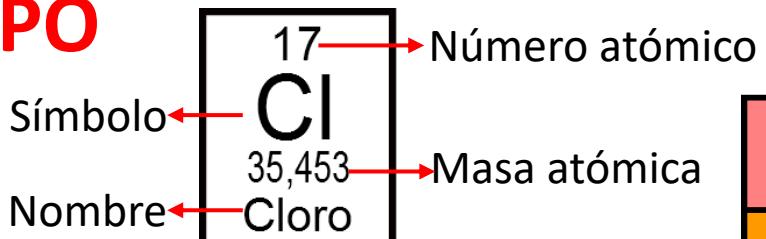
En la naturaleza existen unos 100 elementos distintos. Todas las sustancias existentes están formadas por esos pocos átomos.

El **Sistema Periódico** (o **Tabla Periódica**) es una representación donde aparecen todos los elementos químicos de manera ordenada en función de su **número atómico** (Z) y de sus **propiedades químicas** (relacionadas con el número de electrones de valencia de cada elemento).

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
---	---	---	---	---	---	---	---	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----

1A	1 H 1.00794 Hidrógeno	2A
1	3 Li 6.941 Litio	4 Be 9.012182 Berilio
2	11 Na 22.989769 Sodio	12 Mg 24.3050 Magnesio
3	19 K 39.0983 Potasio	20 Ca 40.078 Calcio
4	37 Rb 85.4678 Rubidio	38 Sr 87.62 Estroncio
5	55 Cs 132.9054519 Cesio	39 Y 88.90585 Itrio
6	87 Fr [223] Francio	40 Zr 91.224 Zirconio
7	88 Ra [226] Radio	41 Nb 92.90638 Niobio

GRUPO



1A	1 H 1.00794 Hidrógeno	2A	2 He 4.002602 Helio
3A	3 B 10.811 Boro	4A	4 C 12.0107 Carbono
5A	5 N 14.0067 Nitrógeno	6A	6 O 15.9994 Oxígeno
7A	7 F 18.9984032 Flúor	8A	8 Ne 20.1797 Neón
3B	11 Na 22.989769 Sodio	4B	12 Mg 24.3050 Magnesio
5B	19 K 39.0983 Potasio	6B	20 Ca 40.078 Calcio
7B	37 Rb 85.4678 Rubidio	8B	38 Sr 87.62 Estroncio
1B	55 Cs 132.9054519 Cesio	2B	39 Y 88.90585 Itrio
31	21 Sc 44.955912 Escandio	32	40 Ti 47.867 Titanio
33	22 V 50.9415 Vanadio	34	41 Cr 51.9961 Cromo
35	23 Mn 54.938045 Manganoso	36	42 Fe 55.845 Hierro
36	24 Co 58.933195 Cobalto	37	43 Ni 58.6934 Níquel
38	25 Cu 63.546 Cobre	39	44 Zn 65.38 Zinc
40	26 Zn 69.723 Galio	41	45 Ga 72.64 Germanio
41	27 Al 26.9815386 Aluminio	42	46 Ge 74.92160 Arsénico
42	28 Si 28.0855 Silicio	43	47 As 78.96 Selenio
43	29 P 30.973762 Fósforo	44	48 Se 79.904 Bromo
44	30 Zn 32.065 Azufre	45	49 Br 35.453 Cloro
45	31 Ga 35.453 Cloro	46	50 Kr 39.948 Argón
46	32 Ge 39.948 Argón	47	51 Xe 131.293 Xenón
47	33 As 79.904 Bromo	48	52 I 126.90447 Kriptón
48	34 Se 83.798 Kriptón	49	53 Te 127.60 Telurio
49	35 Br 83.798 Kriptón	50	54 At 212.0 Astato
50	36 Sn 121.760 Antimonio	51	55 Rn 212.0 Radón
51	37 In 118.710 Estadio	52	56 Po 208.98040 Bismuto
52	38 Cd 114.818 Cadmio	53	57 Bi 207.2 Plomo
53	39 In 114.818 Cadmio	54	58 Tl 204.3833 Talio
54	40 Sn 118.710 Estadio	55	59 Pb 208.98040 Bismuto
55	41 Sn 121.760 Antimonio	56	60 Po [209] Polonio
56	42 Cd 127.60 Telurio	57	61 At [210] Astato
57	43 In 126.90447 Kriptón	58	62 Rn [222] Radón
58	44 Tl 126.90447 Kriptón	59	63 Y 131.293 Xenón
59	45 Pb 208.98040 Bismuto	60	64 Lu 174.9668 Lutecio
60	46 Po 208.98040 Bismuto	61	65 Dy 162.500 Disprosio
61	47 At 167.259 Astato	62	66 Ho 164.93032 Holmio
62	48 Tm 168.93421 Tulio	63	67 Er 167.259 Erbio
63	49 Yb 173.054 Iterbio	64	68 Tm 173.054 Iterbio
64	50 Lu 174.9668 Lutecio	65	69 Yb 173.054 Iterbio
65	51 Dy 164.93032 Holmio	66	70 Lu 174.9668 Lutecio
66	52 Ho 167.259 Erbio	67	71 Yb 173.054 Iterbio
67	53 Er 168.93421 Tulio	68	72 Lu 174.9668 Lutecio
68	54 Tm 173.054 Iterbio	69	73 Yb 173.054 Iterbio
69	55 Yb 173.054 Iterbio	70	74 Lu 174.9668 Lutecio
70	56 Lu 174.9668 Lutecio	71	75 Lu 174.9668 Lutecio

PERÍODO

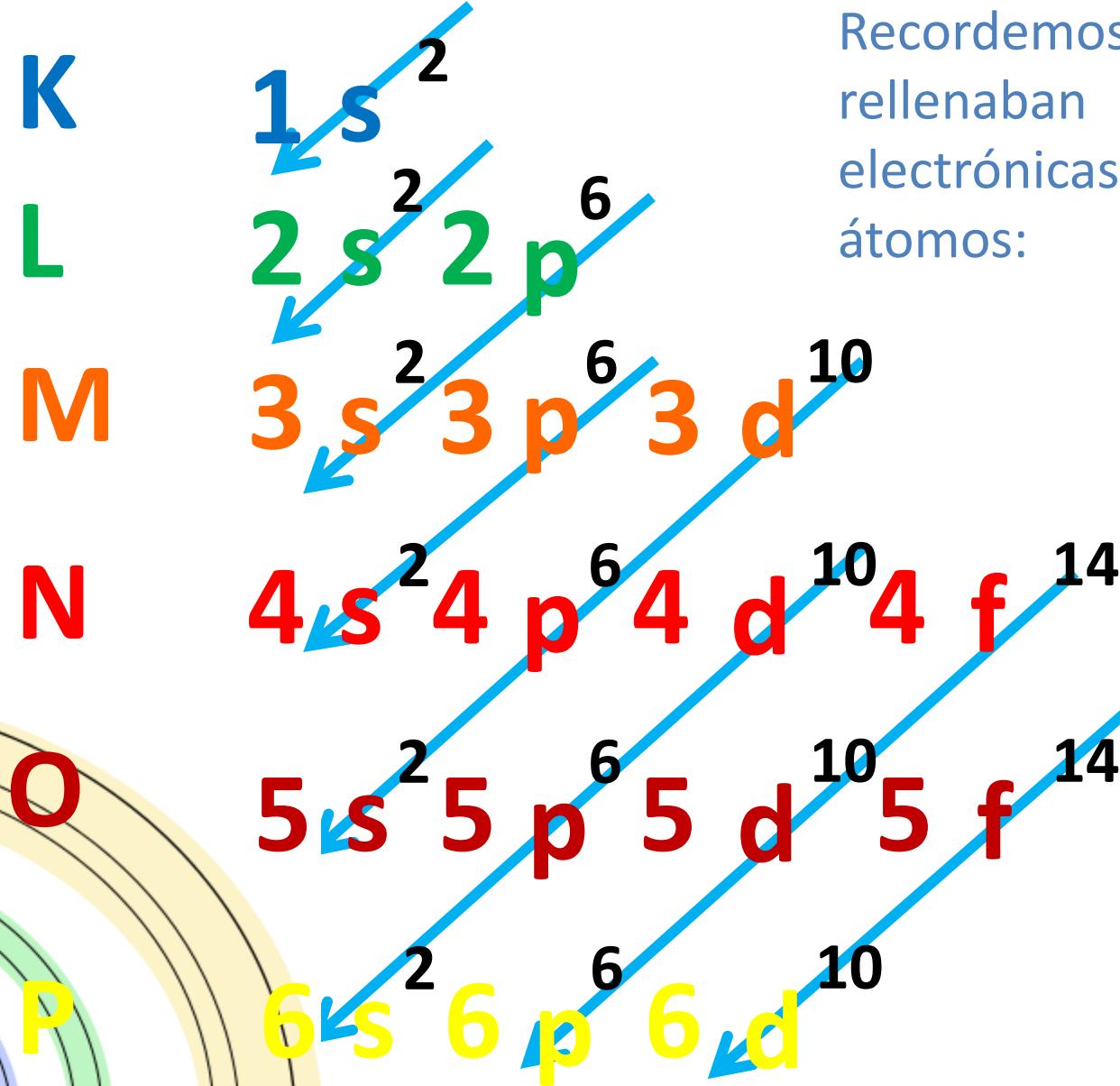
Lantánidos

57 La 138.90547 Lantano	58 Ce 140.116 Cerio	59 Pr 140.90765 Praseodísmio	60 Nd 144.242 Neodísmio	61 Pm [145] Prometio	62 Sm 150.36 Samario	63 Eu 151.964 Europio	64 Gd 157.25 Gadolíno	65 Tb 158.92535 Terbio	66 Dy 162.500 Disprosio	67 Ho 164.93032 Holmio	68 Er 167.259 Erbio	69 Tm 168.93421 Tulio	70 Yb 173.054 Iterbio	71 Lu 174.9668 Lutecio
89 Ac [227] Actinio	90 Th 232.03806 Torio	91 Pa 231.03588 Protactinio	92 U 238.02891 Urano	93 Np [237] Neptunio	94 Pu [244] Plutonio	95 Am [243] Americio	96 Cm [247] Curio	97 Bk [247] Berkelio	98 Cf [251] Californio	99 Es [252] Einsteinio	100 Fm [257] Fermio	101 Md [258] Mendelevio	102 No [259] Nobelio	103 Lr [262] Laurencio

Actínidos

Alcalino	Alcalinotérreo	Metales del bloque p	Halógeno	Gas noble
No metal	Metal de transición	Metaloides	Lantánidos	Actínidos

Recordemos como se
rellenaban las capas
electrónicas de los
átomos:



Escribiremos la configuración electrónica de los primeros elementos del **GRUPO 1 (metales Alcalinos)**:

	Símbolo	Z	E	configuración electrónica	electrones de valencia
1	H	1	1	$1s^1$	1
2	Li	3	3	$1s^2 2s^1$	1
3	Na	11	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1
4	K	19	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	1

Escribiremos la configuración electrónica de los primeros elementos del **GRUPO 2 (metales Alcalinotérreos)**:

	Símbolo	Z	E	configuración electrónica	electrones de valencia
1					
2	Be	4	4	$1s^2 2s^2$	2
3	Mg	12	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	2
4	Ca	20	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	2

Escribiremos la configuración electrónica de los primeros elementos del **GRUPO 13**:

Símbolo	Z	E	configuración electrónica	electrones de valencia
1				
2	B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	3
3	Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3
4	Ga	31	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$	3

Escribiremos la configuración electrónica de los primeros elementos del **GRUPO 14 (no metales y semiconductores)**:

Símbolo	Z	E	configuración electrónica	electrones de valencia
1				
2	C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4
3	Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	4
4	Ge	32	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^2$	4

Escribiremos la configuración electrónica de los primeros elementos del **GRUPO 15 (no metales y semiconductores)**:

Símbolo	Z	E	configuración electrónica	electrones de valencia
1				
2	N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5
3	P	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	5
4	As	33	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$	5

Escribiremos la configuración electrónica de los primeros elementos del **GRUPO 16**:

Símbolo	Z	E	configuración electrónica	electrones de valencia
1				
2	O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6
3	S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	6
4	Se	34	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^4$	6

Escribiremos la configuración electrónica de los primeros elementos del **GRUPO 17 (no metales – Halógenos)**:

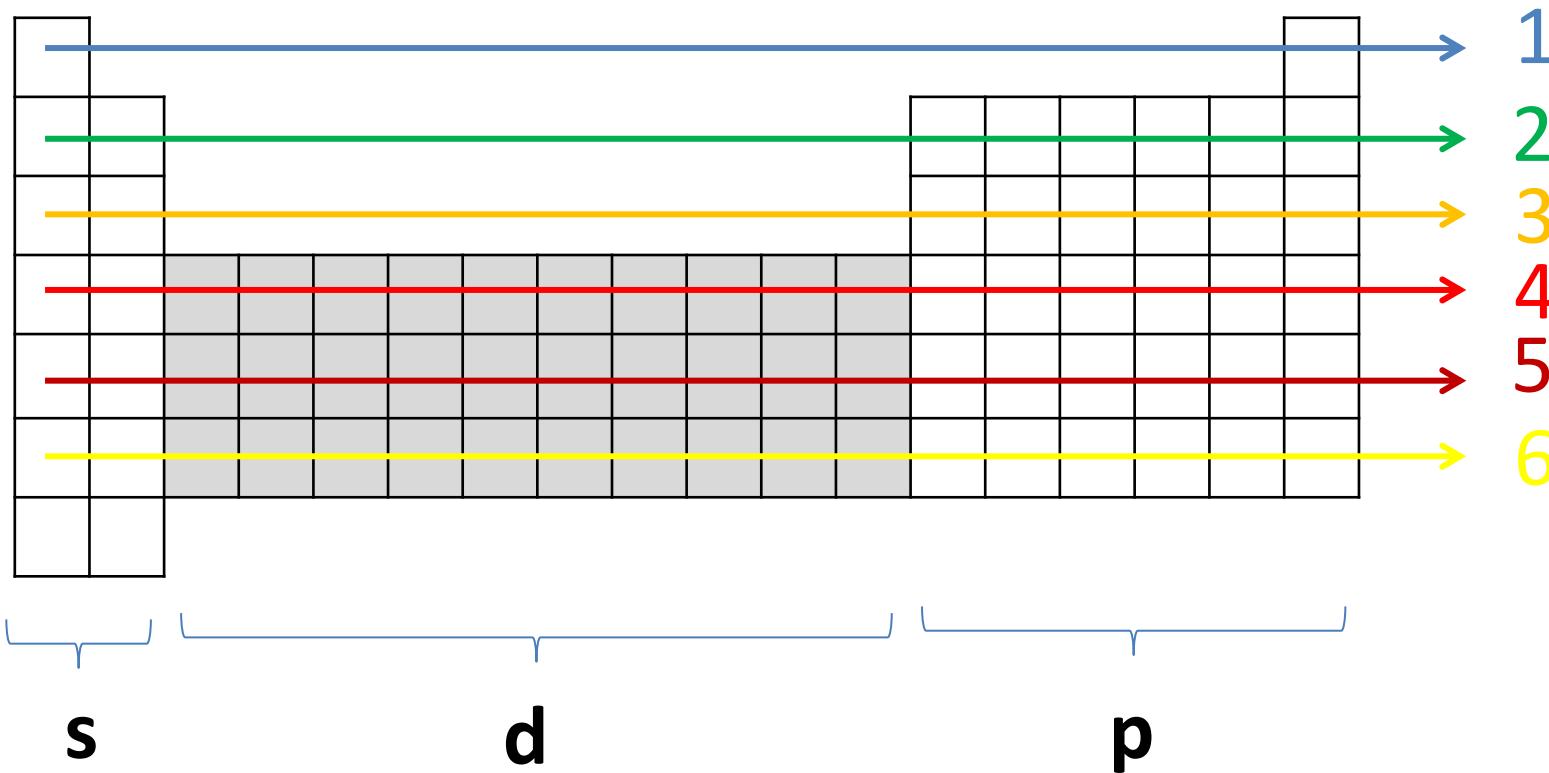
	Símbolo	Z	E	configuración electrónica	electrones de valencia
1					
2	F	9	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	7
3	Cl	17	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7
4	Br	35	35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$	7

Escribiremos la configuración electrónica de los primeros elementos del **GRUPO 18 (Gases Nobles)**:

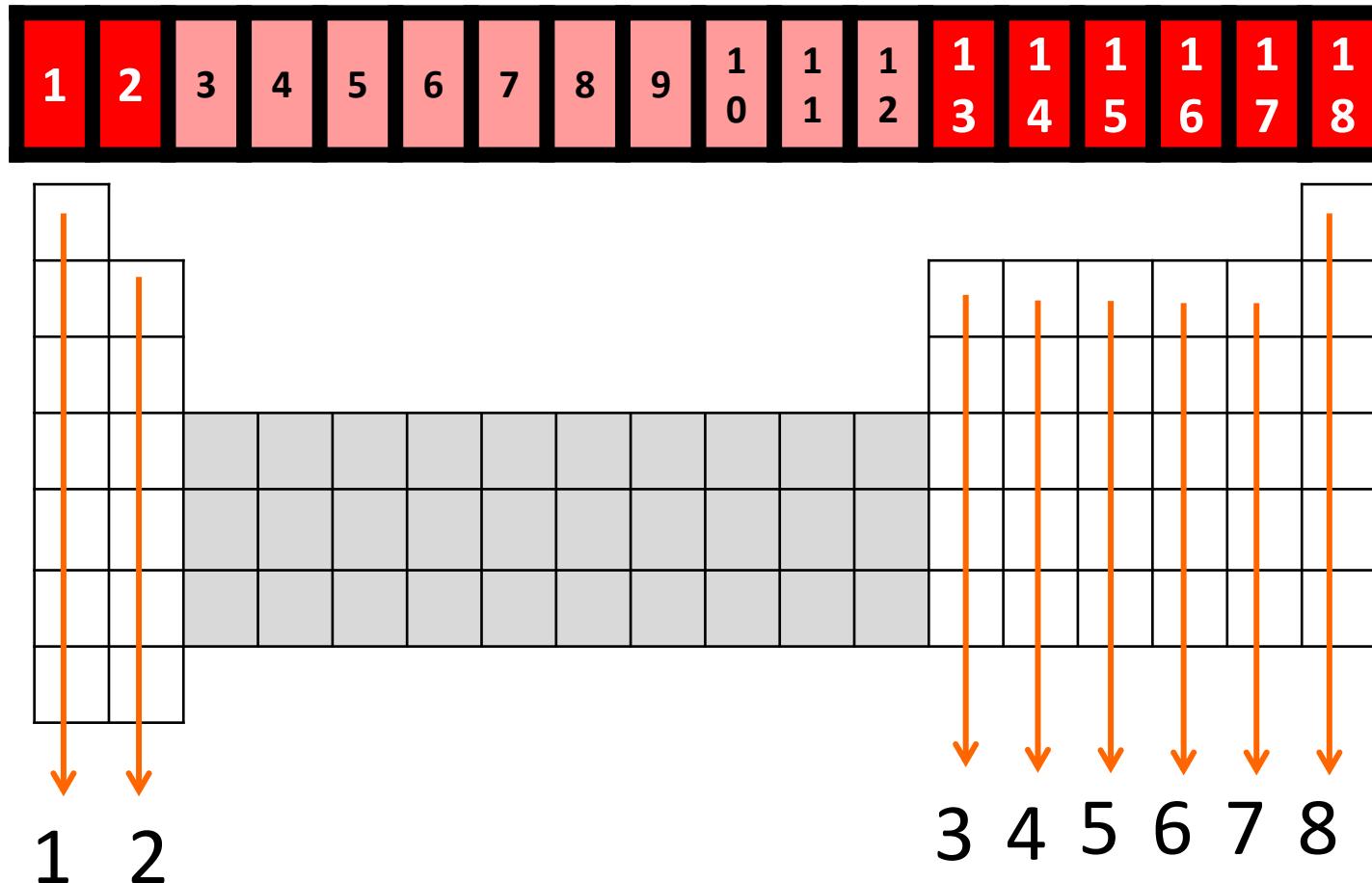
	Símbolo	Z	E	configuración electrónica	electrones de valencia
1	He	2	2	$1s^2$	2
2	Ne	10	10	$1s^22s^22p^6$	8
3	Ar	18	18	$1s^22s^22p^63s^23p^6$	8
4	Kr	36	36	$1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^6$	8

Observamos que:

- Elementos de un mismo periodo tienen sus electrones de valencia en la misma capa.
- También podemos distinguir bloques de grupos dependiendo del último subnivel electrónico.



- Elementos de un mismo grupo tienen el mismo número de electrones de valencia.



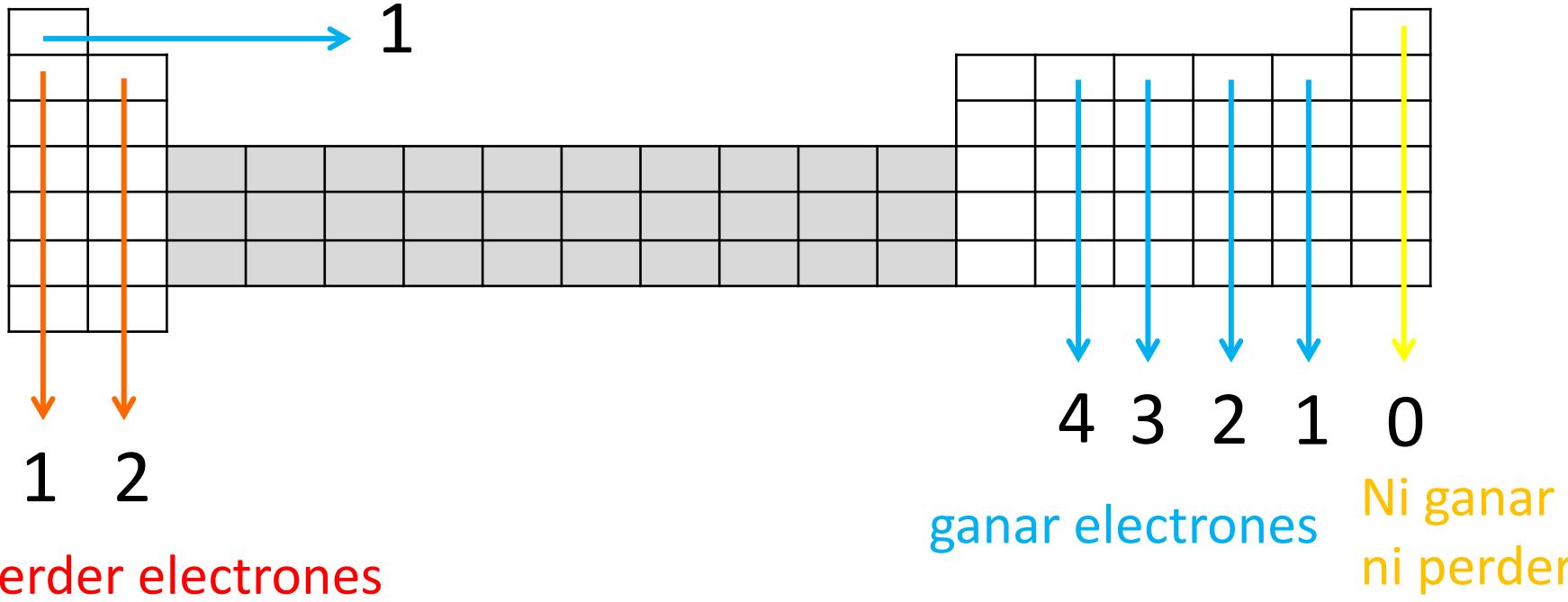
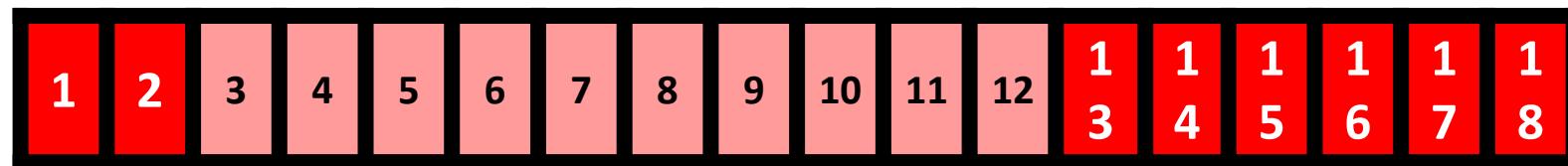
REGLA DEL OCTETO: se observa en la naturaleza que **los átomos tienden a tener su última capa electrónica completa.**

Símbolo	Z	configuración electrónica	¿Cómo tener completa la última capa? Buscará...
H	1	$1s^1$	ganar 1 e ⁻
K	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	perder 1 e ⁻
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	perder 2 e ⁻
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	ganar 4 e ⁻

Símbolo	Z	configuración electrónica	¿Cómo tener completa la última capa? Buscará...
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	ganar 3 e ⁻
S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	ganar 2 e ⁻
Br	35	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$	ganar 1 e ⁻
Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	quedarse como está

Eso se traduce a:

- Los elementos H, He, Li y Be tienden a tener 2 electrones (completar la capa $1s^2$).
- El resto de elementos de los grupos 1, 2, 13, ..., 18 tienden a tener 8 electrones (completar la capa p^6).

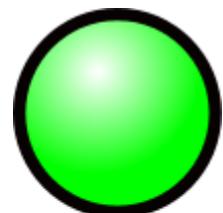
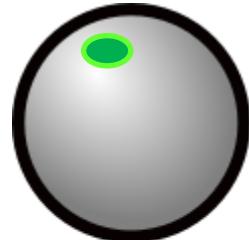


Veamos ahora de qué tres formas, dos o más átomos se unen para formar moléculas o redes cristalinas.

2.2. ENLACE IÓNICO

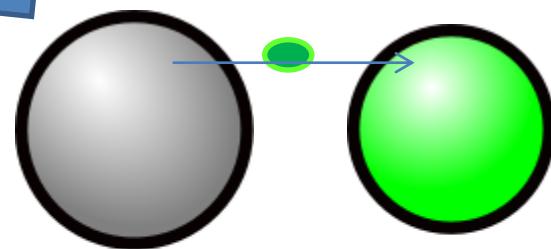
Se produce **entre** un elemento que tiende a perder electrones (**metal**) y un elemento que tiende a ganar electrones (**no metal**), de tal manera que el elemento no metálico **roba electrones** al elemento metálico, consiguiendo así ambos completar su última capa electrónica.

Tras este robo de electrones, los átomos pasan a ser **iones**, uniéndose éstos por atracción eléctrica, dando lugar a una **red cristalina o cristales iónicos**



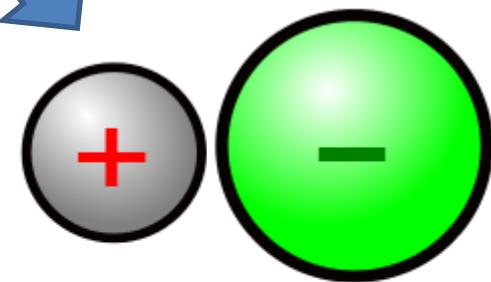
Na

Cl



Na

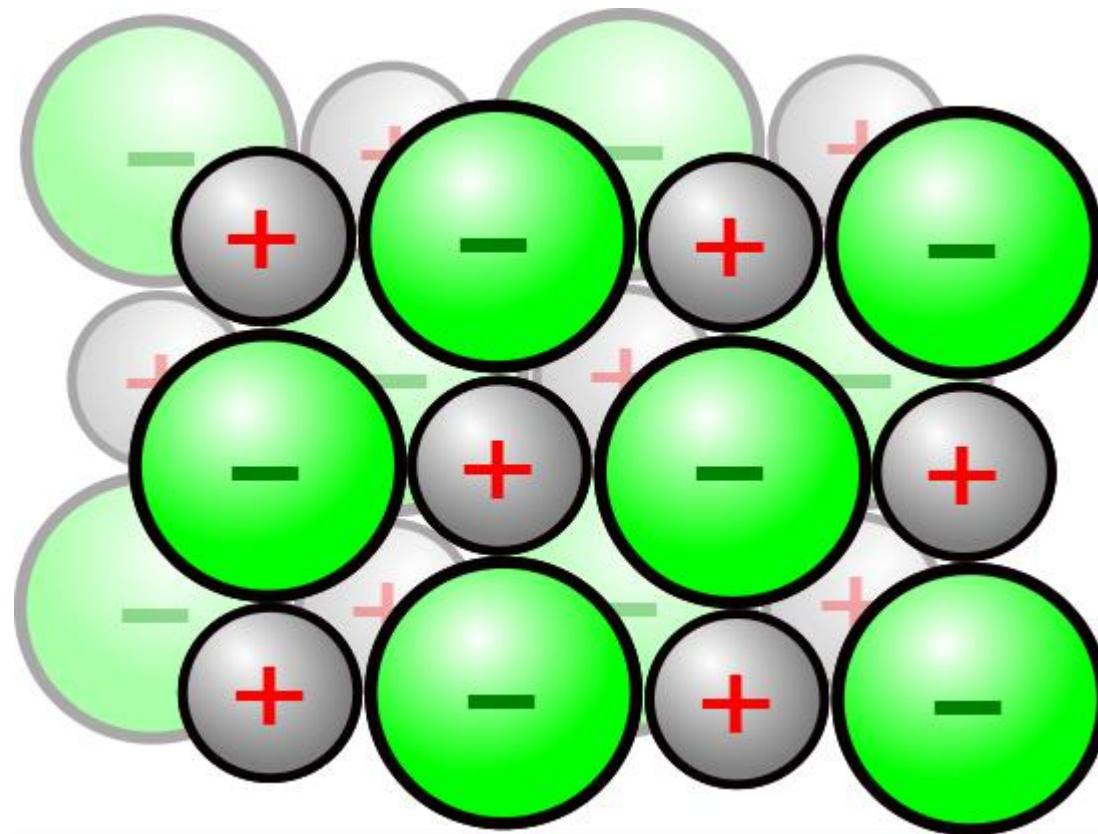
Cl



Na^+

Cl^-

cristal iónico



La fórmula “**NaCl**” no representa a una molécula, sino a la **proporción** con la que está presente cada elemento en el cristal (1 a 1, es decir, por cada átomo de sodio, un átomo de cloro).

Propiedades de los compuestos iónicos

- Son **sólidos** a temperatura ambiente.
- Tienen **elevados puntos de fusión**.
- Son **duros** (difíciles de rayar).
- Son **frágiles** (si se deforman, se rompen).
- Son **solubles** en agua.
- En estado sólido no son conductores eléctricos.
- En estado fundido sí son conductores eléctricos.

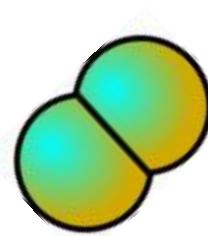
2.3. ENLACE COVALENTE

Se produce **entre** elementos **no metálicos**, que para completar su última capa **comparten electrones**, formando moléculas en la mayoría de los casos.

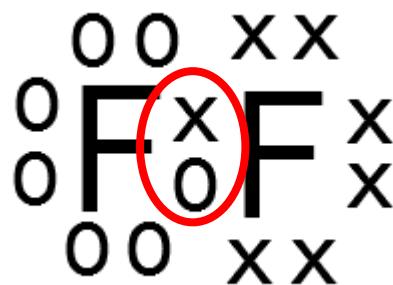
Para su comprensión, se emplea el **DIAGRAMA DE LEWIS**, donde se dibujan los símbolos de los átomos y se rodean de sus electrones de valencia (o x).

Ejemplos

Molécula de flúor F_2

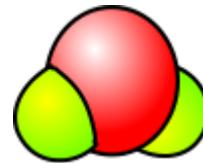


Símbolo	Z	configuración electrónica	electrones de valencia
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	7

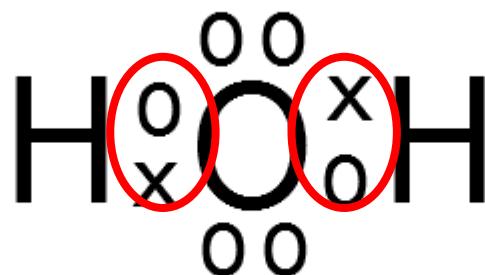


- es un enlace simple

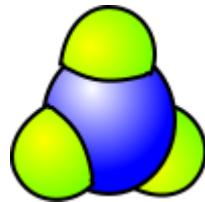
Molécula de agua H₂O



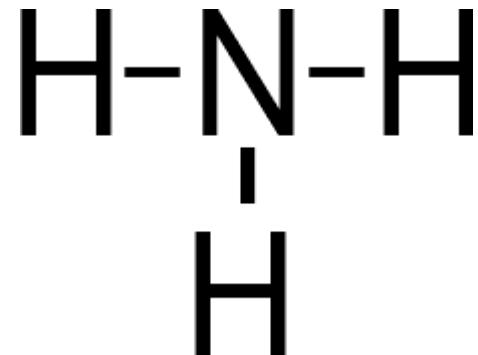
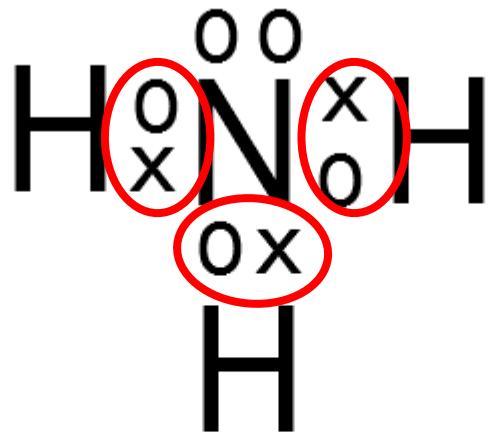
Símbolo	Z	configuración electrónica	electrones de valencia
H	1	1s ¹	1
O	8	1s ² 2s ² 2p ⁴	6



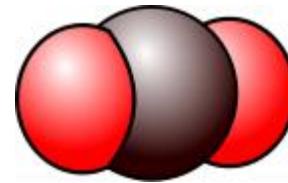
Molécula de amoníaco NH_3



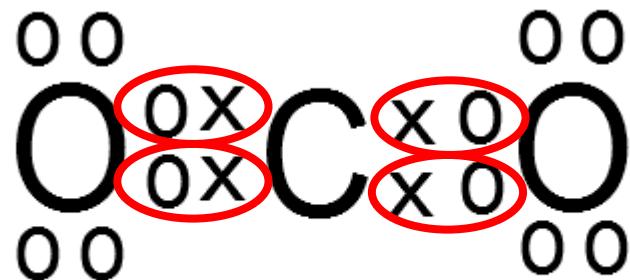
Símbolo	Z	configuración electrónica	electrones de valencia
H	1	$1s^1$	1
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5



Molécula de dióxido de carbono CO₂



Símbolo	Z	configuración electrónica	electrones de valencia
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6



= es un doble enlace

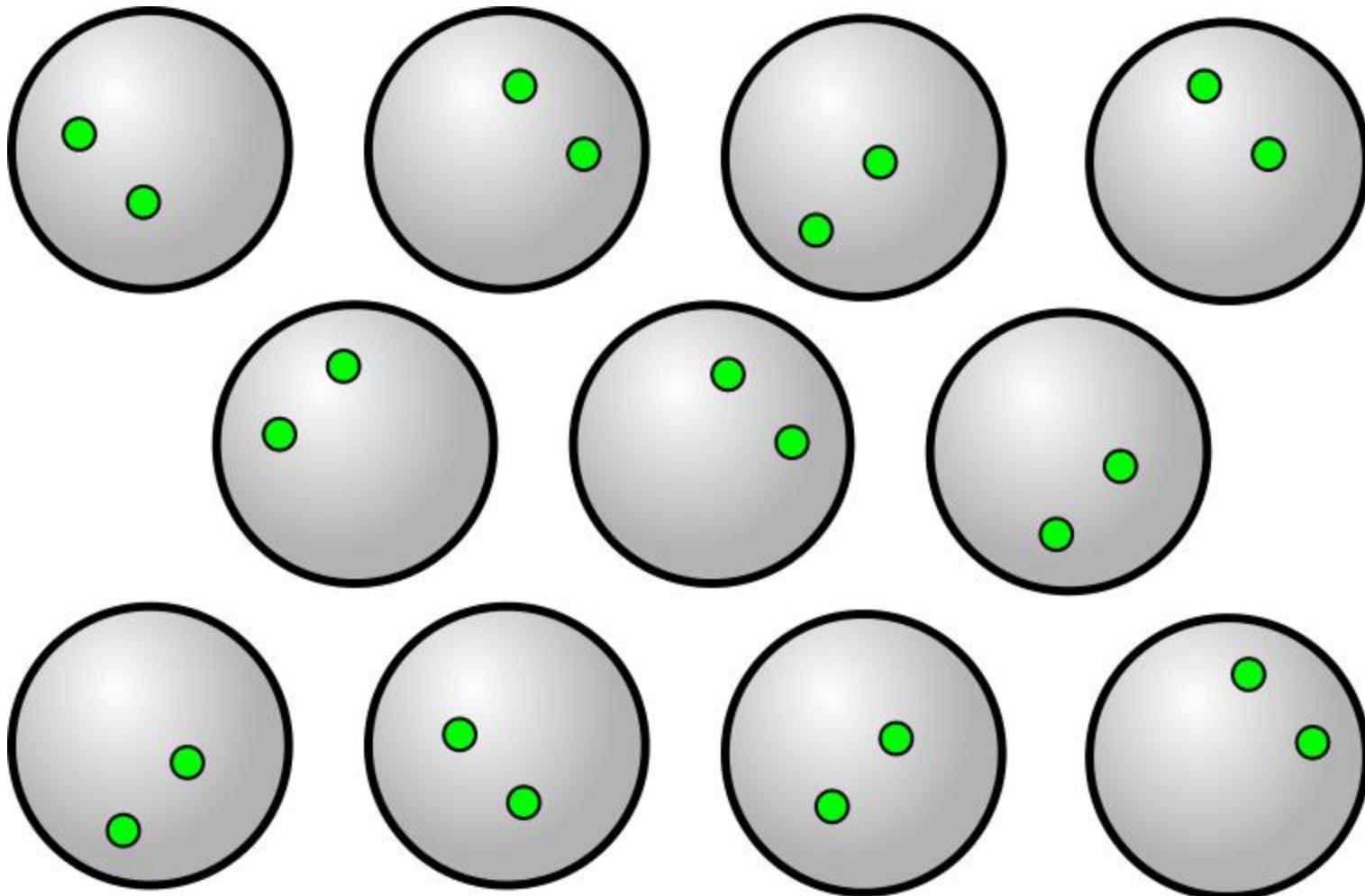
Propiedades de los compuestos covalentes

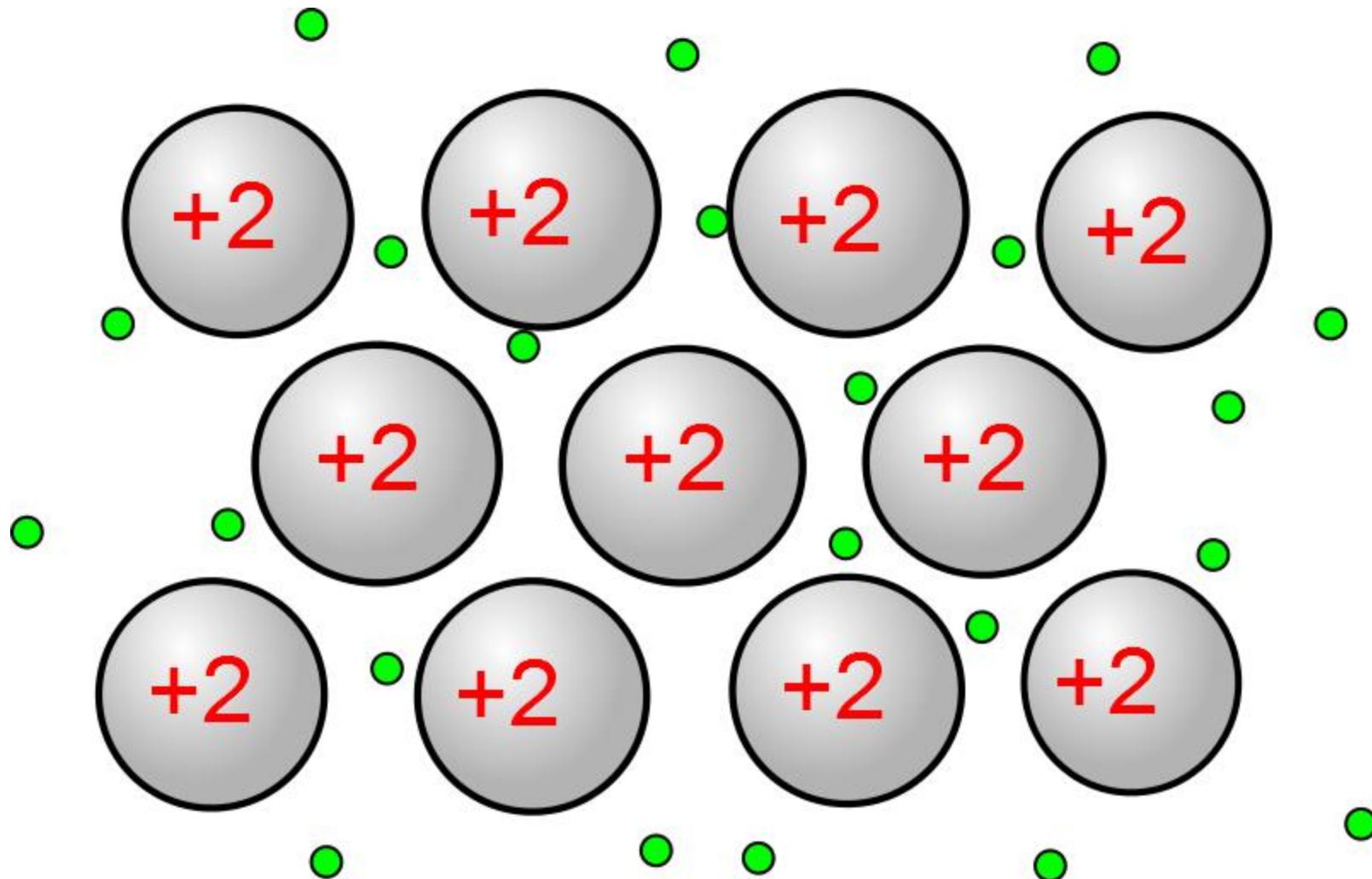
- Los compuestos moleculares son **gases** a temperatura ambientes (excepto el agua).
- Son **malos conductores** de la electricidad y del calor.
- Son **poco solubles**.
- Los cristales covalentes son muy **duros** (ejemplos: diamante (C), cuarzo (SiO_2)).

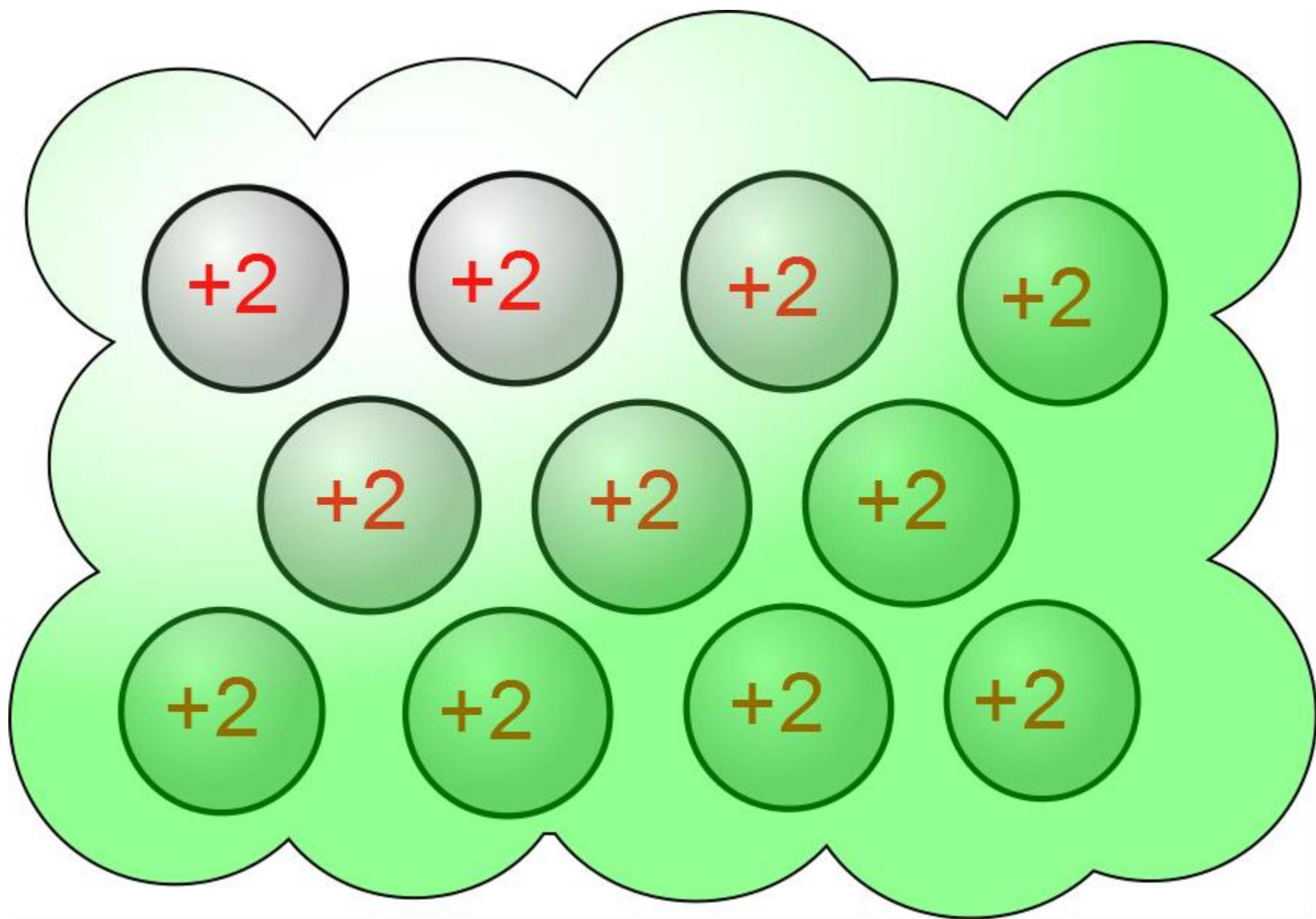
2.4. ENLACE METÁLICO

Los átomos metálicos tienden a ceder electrones, con lo cual forman iones positivos. Estos iones se ordenan formando una red cristalina metálica, y todos comparten los electrones cedidos, que forman una “**nube electrónica**” por toda la red.

Veamos como ejemplo al Calcio (Ca), con dos electrones de valencia.







Propiedades de los metales

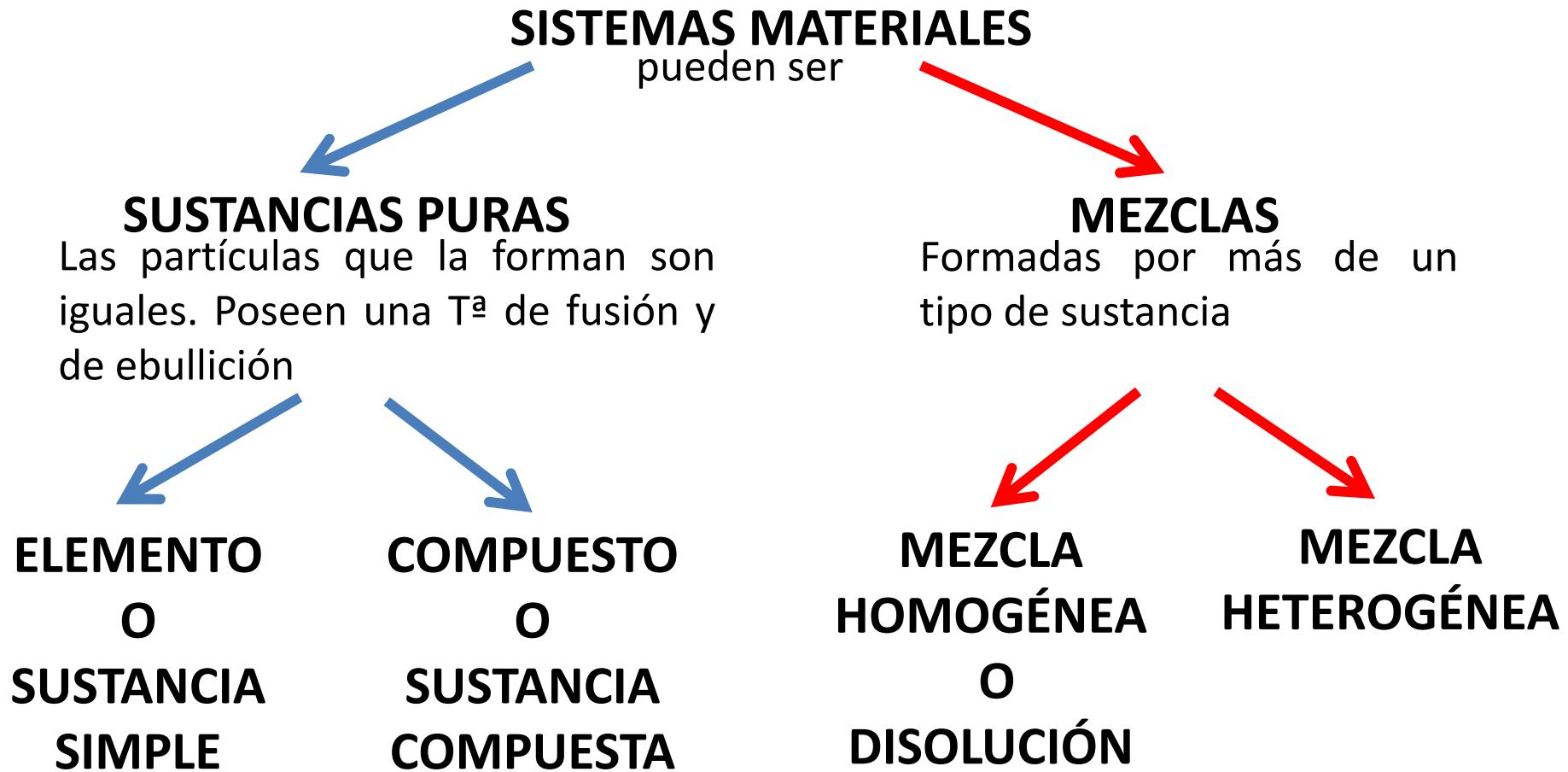
- Son **sólidos** a temperatura ambiente (excepto el mercurio).
- Son **buenos conductores** de la electricidad y del calor.
- Son **dúctiles** y **maleables** (facilidad para transformarlos en hilos y láminas).
- Poseen **brillo** metálico.

3. SISTEMAS MATERIALES



3.1. TIPOS DE SISTEMAS MATERIALES

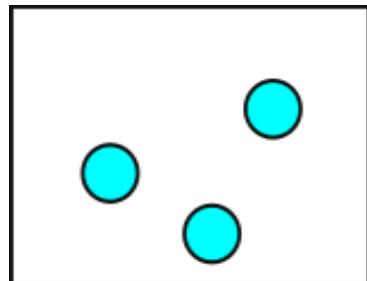
Recordemos: un **SISTEMA MATERIAL** es una porción de materia.



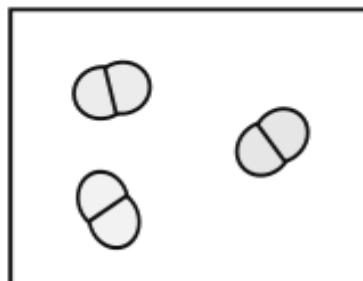
3.2. ELEMENTOS O SUSTANCIAS PURAS

Son sustancias que están formadas por un solo tipo de átomo.
Pueden presentarse como:

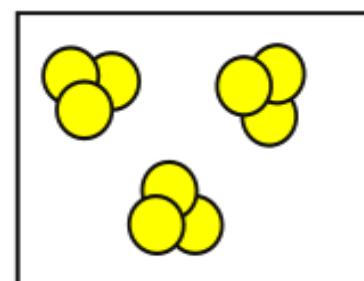
- Gas monoatómico, diatómico o triatómico.
- Red cristalina.



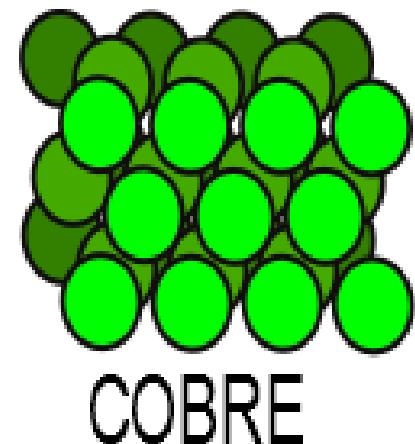
HELIO (He)



HIDRÓGENO (H_2)



OZONO (O_3)

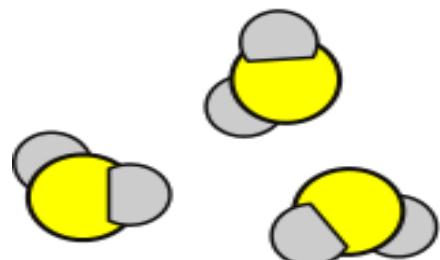


COBRE

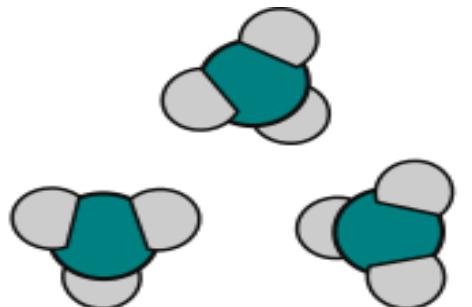
3.3. COMPUESTOS O SUSTANCIAS COMPUESTAS

Son sustancias que están formadas por dos o más átomos distintos. Pueden presentarse como:

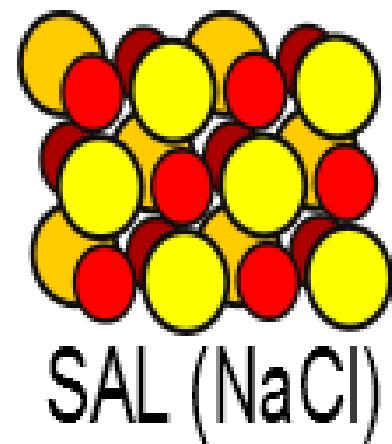
- Compuestos **moleculares**.
- Compuestos **cristalinos**.



AGUA (H₂O)



AMONÍACO (NH₃)



SAL (NaCl)

3.4. MEZCLAS HETEROGÉNEAS

Las sustancias que la forman se distinguen a simple vista o con un microscopio no muy potente (porciones $> 10^{-6}$ mm).

pueden ser

- Porciones grandes
(a simple vista)
- Granito
 - Ensalada

Porciones muy pequeñas
($> 2 \cdot 10^{-4}$ mm)

SUSPENSIÓN

- Zumo
- Puchero
- Pintura

Porciones pequeñísimas
(10^{-6} mm, $2 \cdot 10^{-4}$ mm)

COLOIDE

- Emulsiones
- Espumas
- Geles



Porciones grandes
(a simple vista)

- Granito
- Ensalada



Porciones muy pequeñas
($> 2 \cdot 10^{-4}$ mm)

SUSPENSIÓN

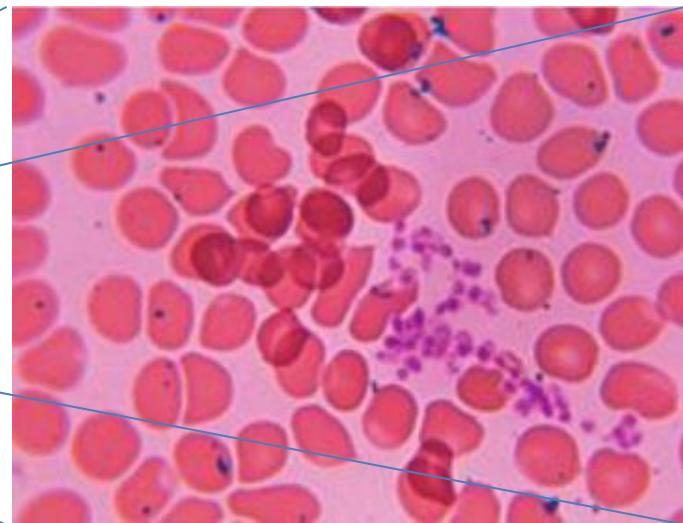
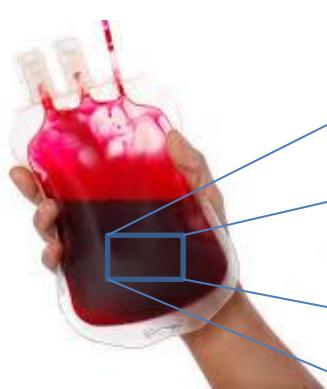
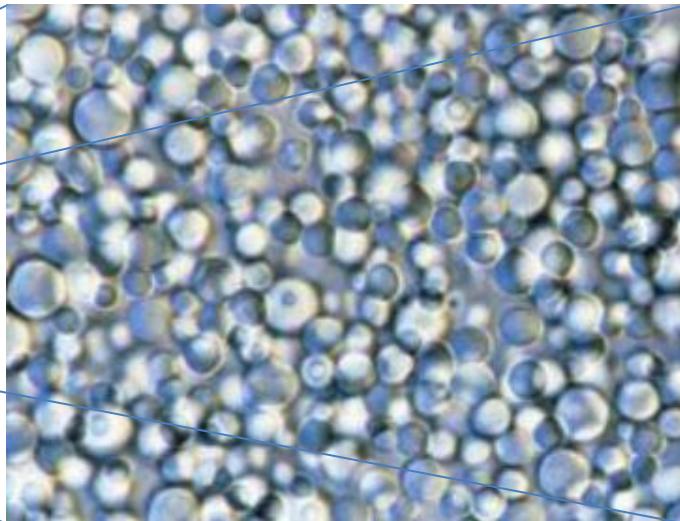
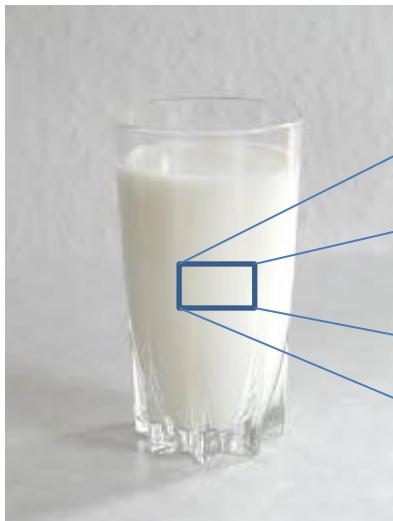
- Zumo
- Puchero
- Pintura



Porciones pequeñísimas
(10^{-6} mm, $2 \cdot 10^{-4}$ mm)

COLOIDE

- Emulsiones
- Espumas
- Geles



3.5. MEZCLAS HOMOGÉNEAS O DISOLUCIONES

No se distinguen las sustancias que la forman
(porciones $< 10^{-6}$ mm)

Ejemplos: agua salada, agua con alcohol, bronce (aleación)...

DISOLUCIÓN

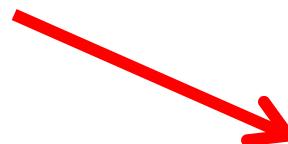
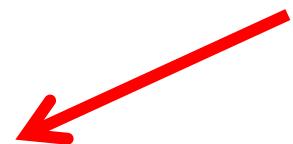
formada por

DISOLVENTE

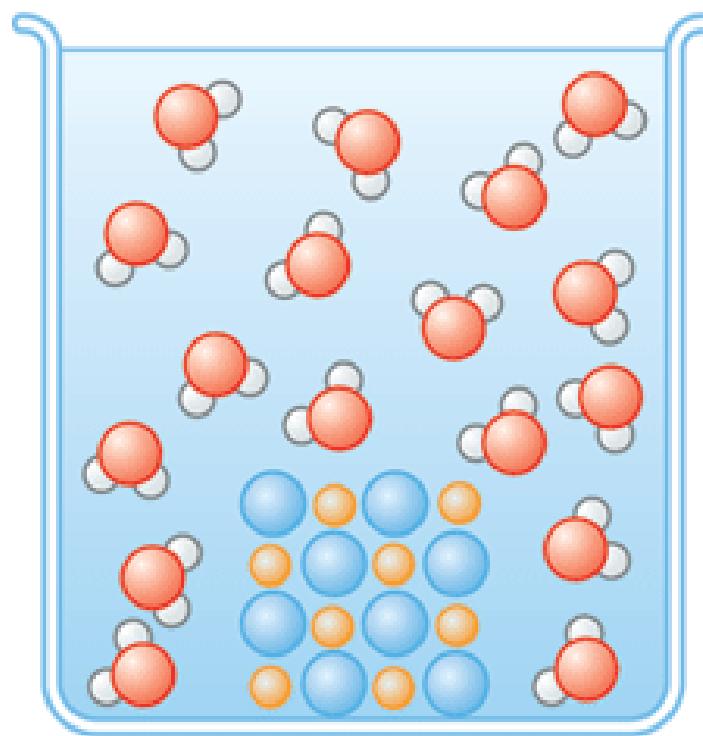
Sustancia en mayor proporción

SOLUTO

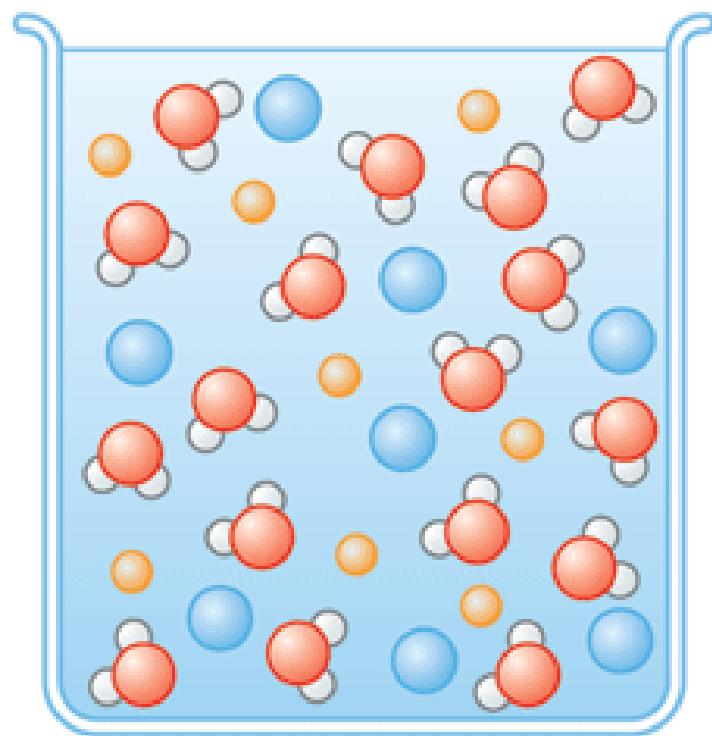
Sustancia en menor proporción



Sal
sin disolver



Sal
disuelta



4. ESTADOS DE AGREGACIÓN



4.1. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA. CAMBIOS DE ESTADO

Los sistemas materiales pueden presentarse en 3 estados de agregación:



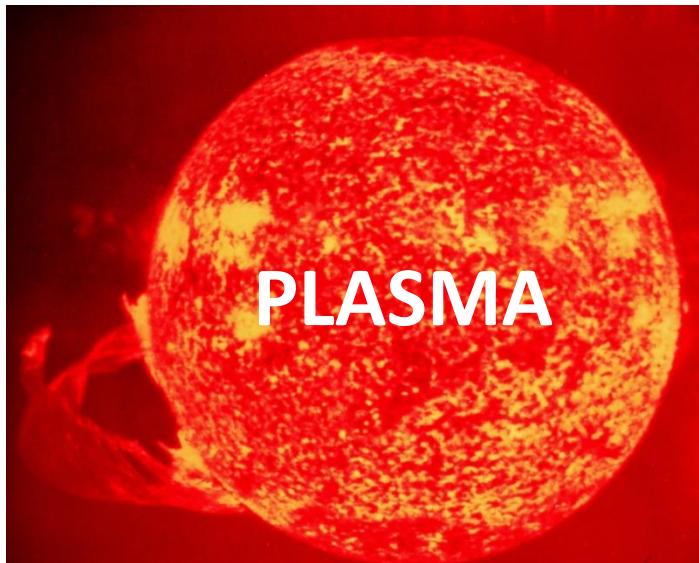
SÓLIDO



LÍQUIDO



GAS



SÓLIDO



LÍQUIDO



GAS

Propiedades de los distintos estados de agregación:

	SÓLIDO	LÍQUIDO	GAS
Volumen fijo	SÍ	SÍ	NO
Forma fija	SÍ	NO	NO
Compresibles	NO	Muy poco	SÍ
Pueden fluir	NO	SÍ	Se difunden

Modificando las condiciones de presión y temperatura, los sistemas materiales pueden **cambiar de estado**:

Aumentando la T y/o disminuyendo la P



Disminuyendo la T y/o aumentando la P

La **vaporización** se puede producir de dos formas:

Ebullición: es una **vaporización rápida** en forma de burbujas que se generan en todo el líquido. Durante la ebullición, la T permanece constante (T_e)



Evaporación: es una **vaporización lenta** que solo se realiza en la superficie libre del líquido y a cualquier temperatura.

Ebullición: es una v
que se generan en
permanece constan



en forma de burbujas
ante la ebullición, la T



LÍQUIDO

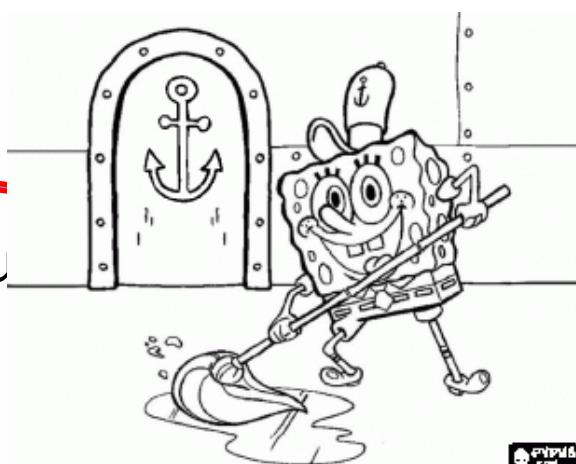
Vaporización



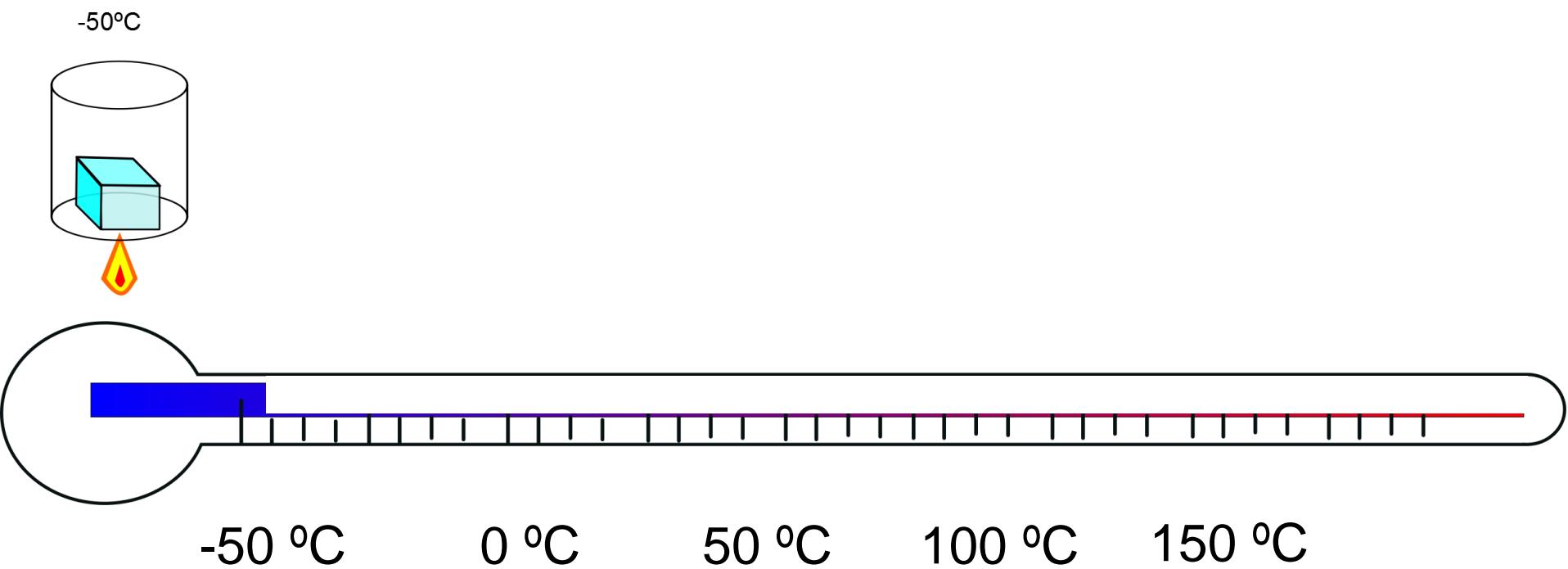
GAS

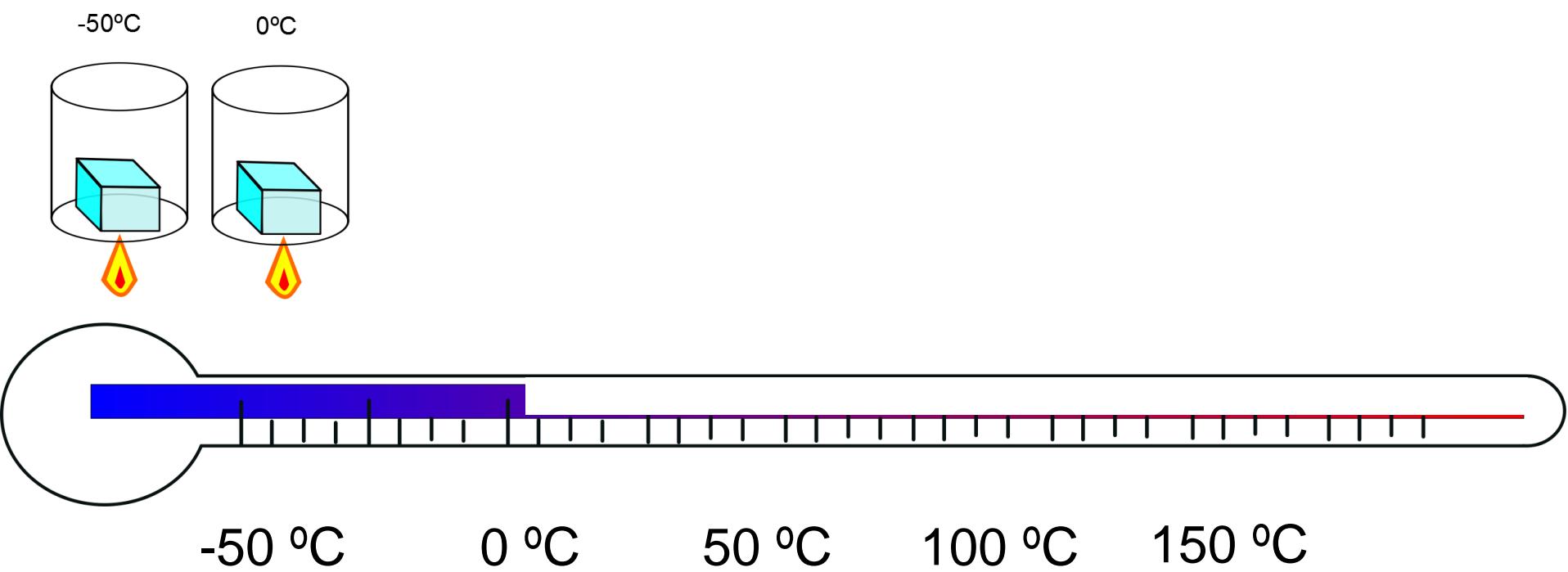
Evaporación: es u
la superficie libre

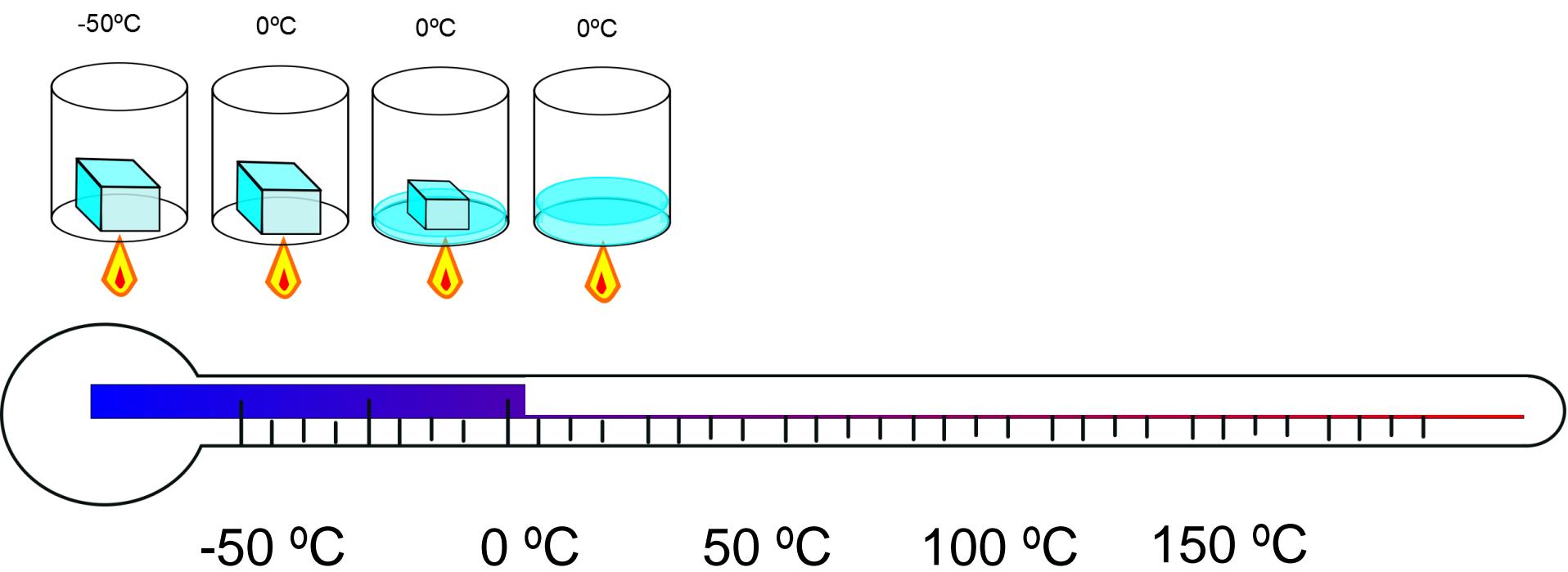
que solo se realiza en
er temperatura.

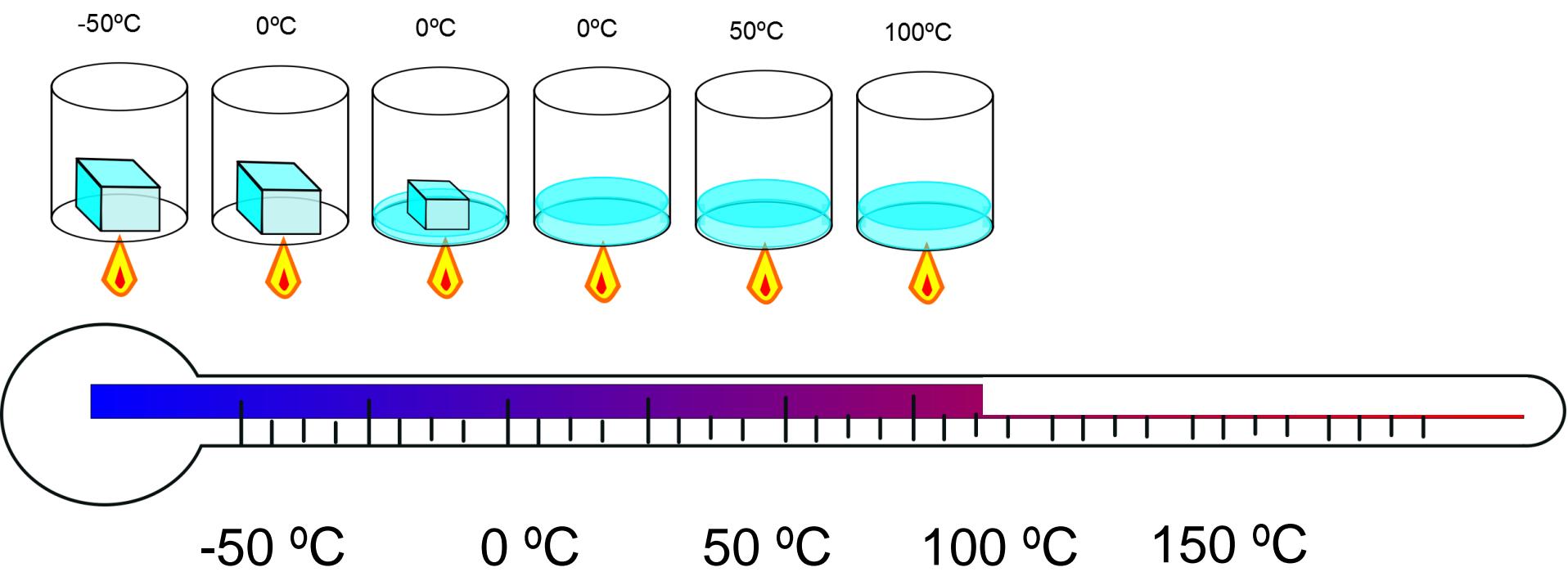


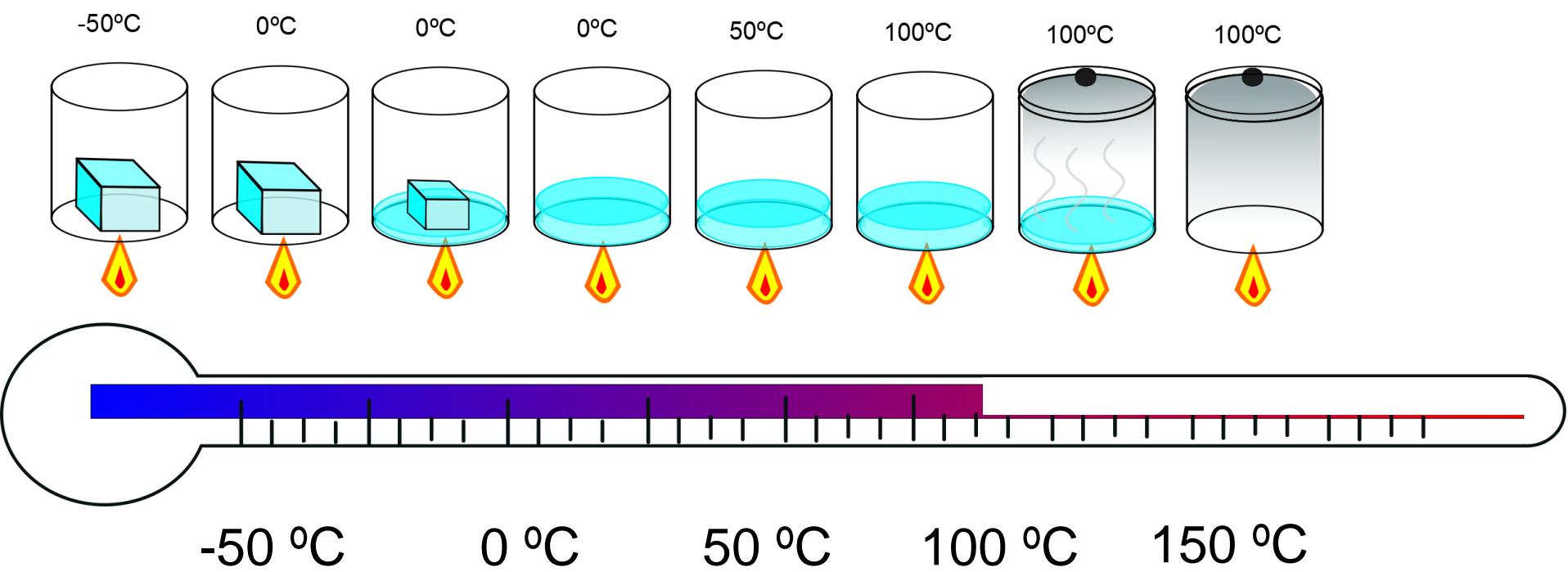
Consideremos un recipiente destapado en cuyo interior hay una cantidad de hielo a $-50\text{ }^{\circ}\text{C}$, y vamos a aportarle energía (por ejemplo con una llama):

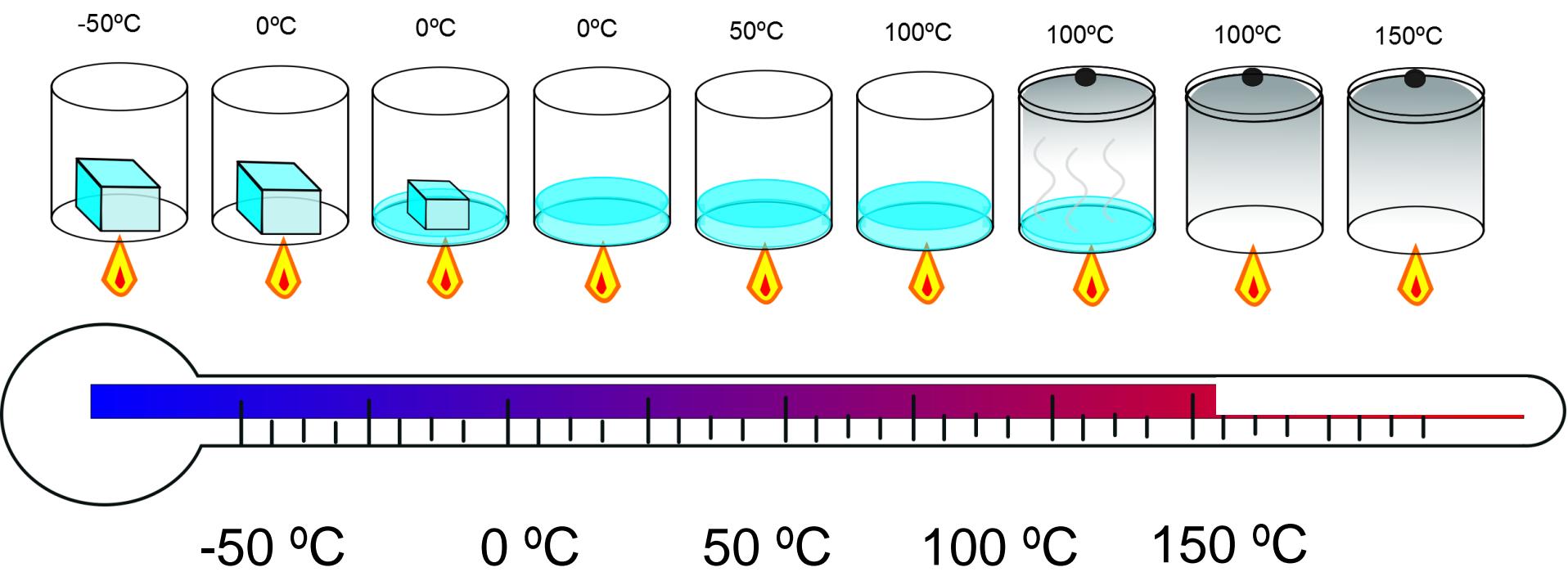




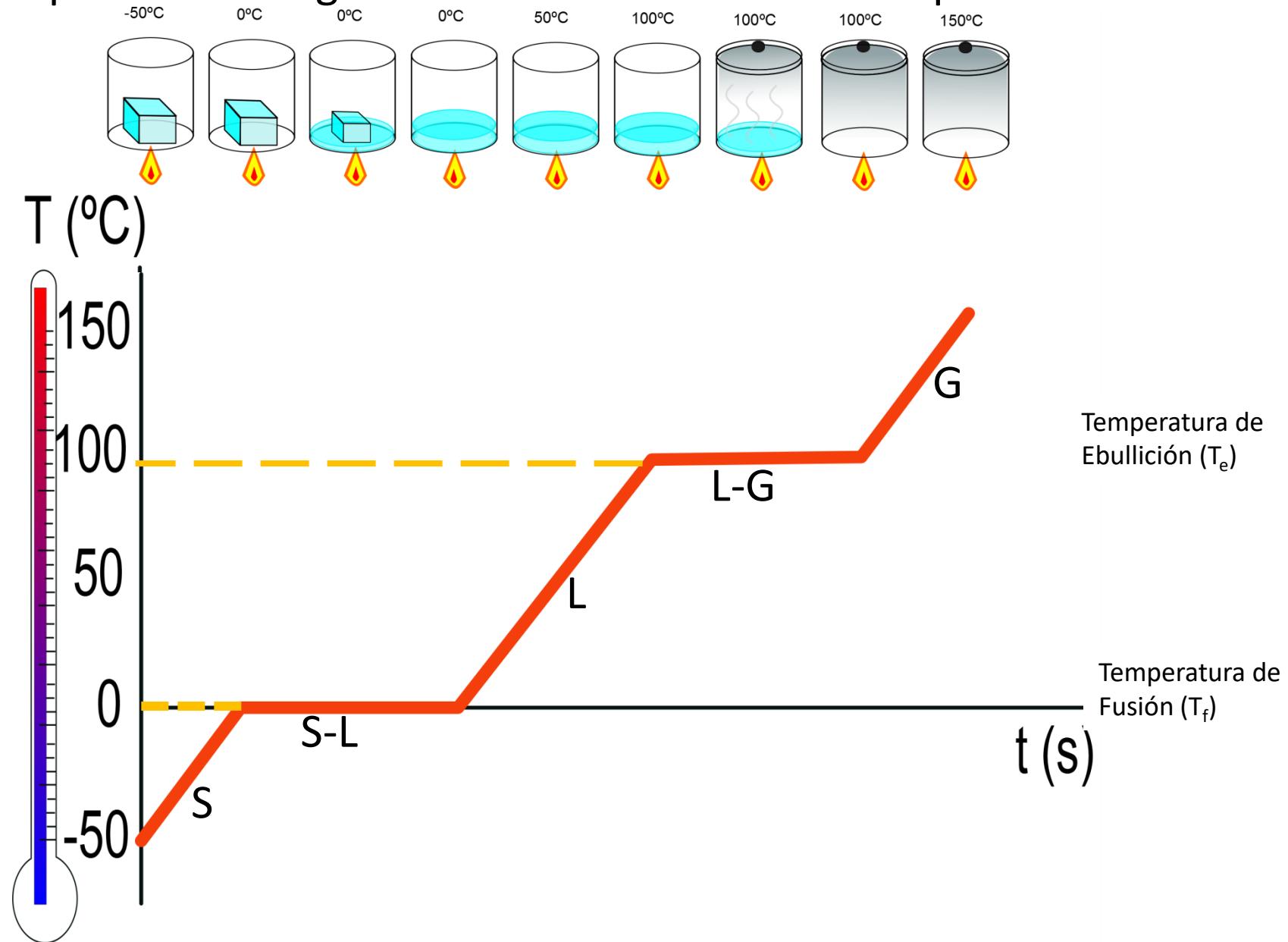








Si representamos gráficamente la T frente al tiempo:



La **temperatura de fusión** (T_f) es la temperatura a la que una sustancia, a la presión de 1 atm, **funde**. Coincide con la **temperatura de solidificación**.

La **temperatura de ebullición** (T_e) es la temperatura a la que una sustancia, a la presión de 1 atm, **hierve**. Coincide con la **temperatura de condensación**.

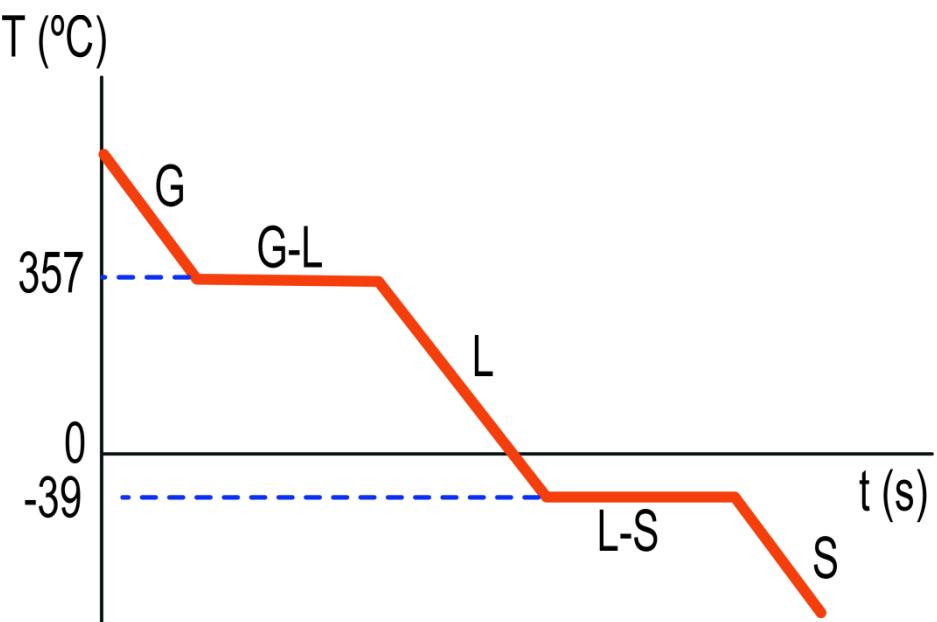
Durante todo el proceso de cambio de estado EN UNA SUSTANCIA PURA, la T permanece constante, ya que toda la **energía** que vaya **aportando** (**fusión** y **ebullición**) o **absorbiendo** (**condensación** y **solidificación**) se emplea para el cambio de estado, no para **subir** o **bajar** la temperatura. A dicha energía se la llama **calor latente de fusión** (L_f) o **calor latente de vaporización** (L_v).

Ejemplos:

Sustancia	T_f ($^{\circ}\text{C}$)	T_e ($^{\circ}\text{C}$)
Mercurio	-39	357
Oxígeno	-219	-183
Hierro	1535	2750

Sustancia	L_f (J/g)	L_v (J/g)
Agua	334	2257
Hierro	293	6300

Curva de enfriamiento
del mercurio:

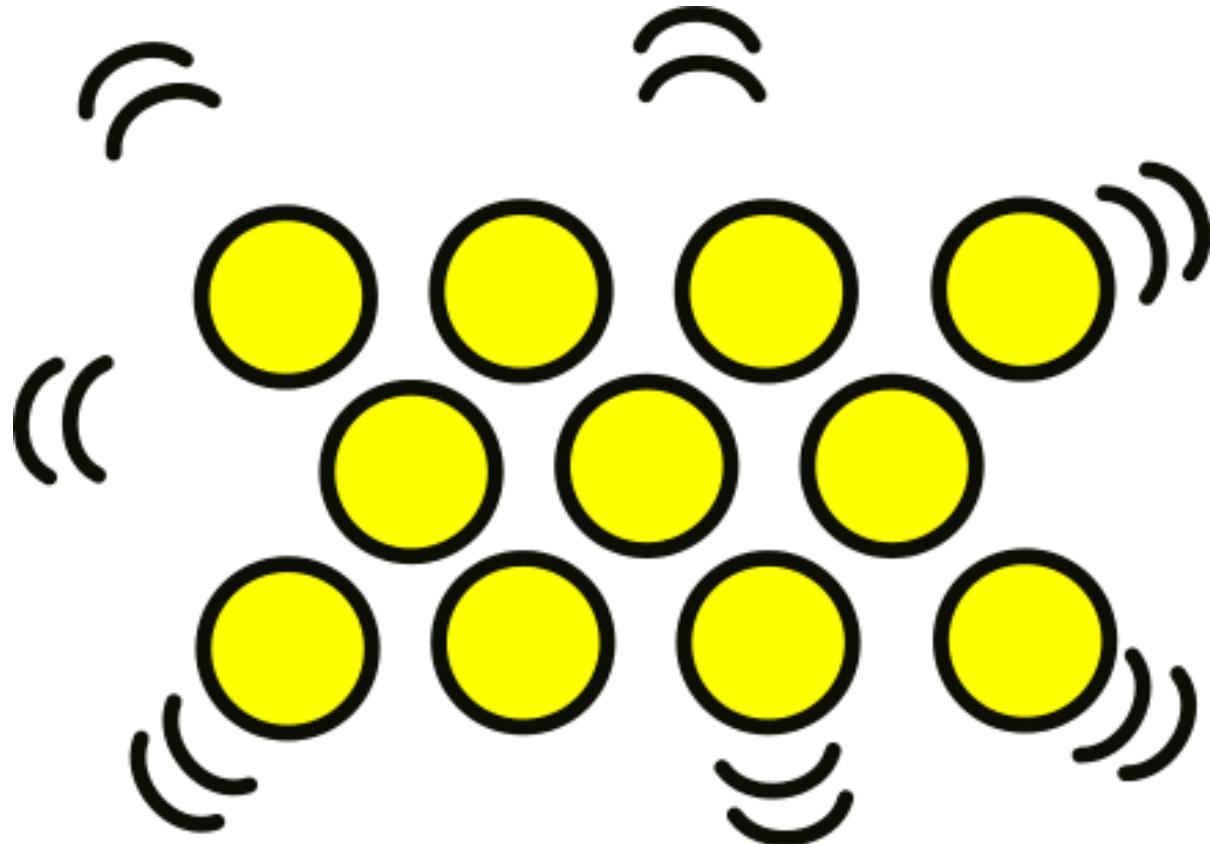


4.2. LA TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR

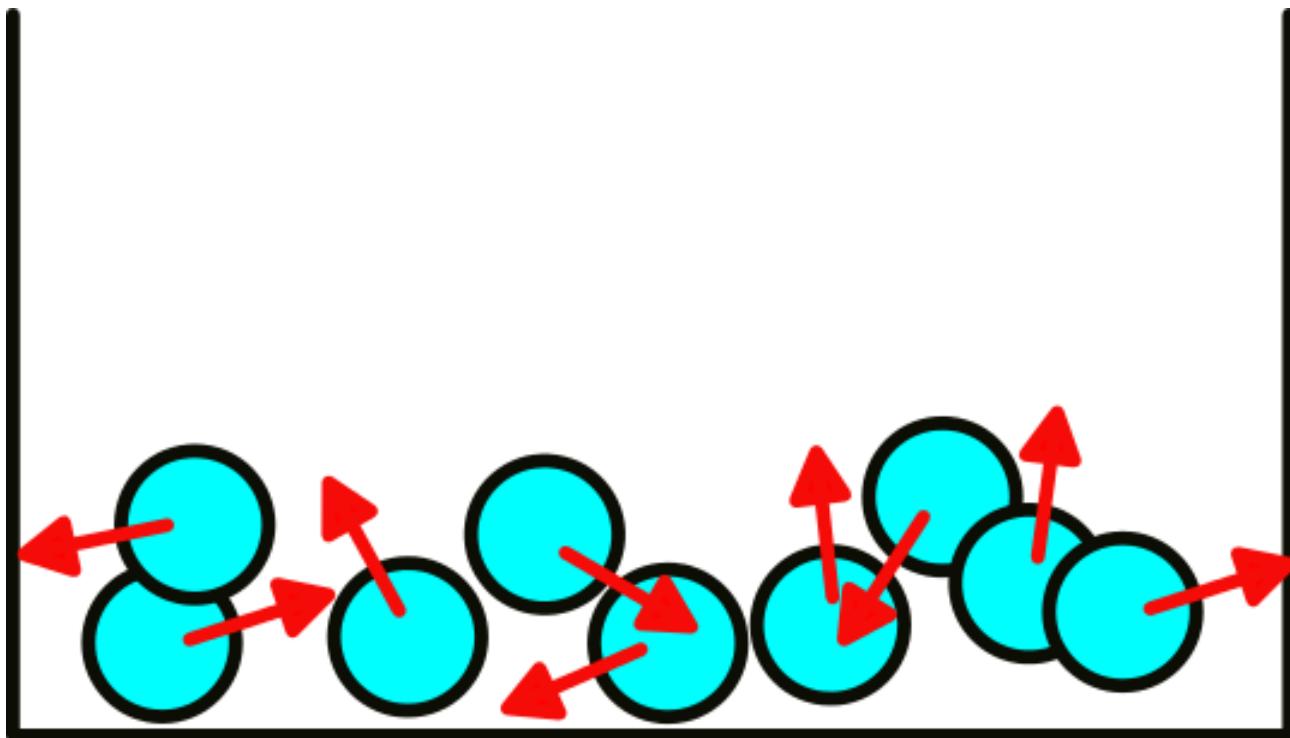
La teoría cinético-molecular surgió como explicación del comportamiento de los gases, y posteriormente se completó para explicar el comportamiento de los líquidos y de los sólidos. Además permite comprender los cambios de estado.

La TCM establece que “**las partículas** (moléculas o átomos) que forman un sistema material **se atraen entre ellas y están en continuo movimiento**”.

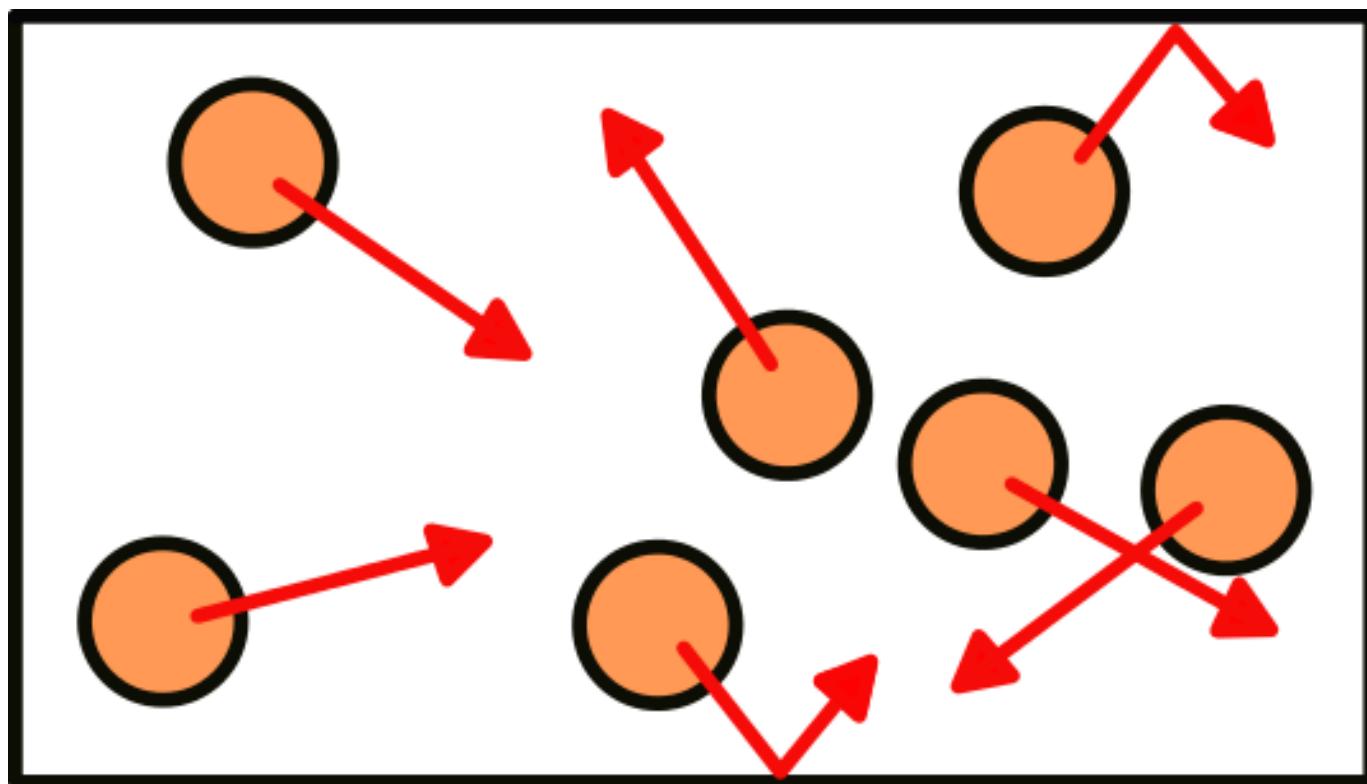
SÓLIDOS: debido a la **poca velocidad** de sus partículas, las fuerzas de atracción entre ellas hacen que cada una de ellas permanezca **vibrando** en torno a una posición fija, conformando todas ellas un **cristal** (sólido cristalino).



LÍQUIDOS: sus partículas se mueven con **velocidad moderada**, lo suficiente para no permanecer en una posición fija, pero **insuficiente para “escapar de sus compañeras”**.



GASES: sus partículas se mueven con **gran velocidad** y **desplazándose por todo el recipiente** que las contiene, chocando entre sí y contra las paredes de dicho recipiente.

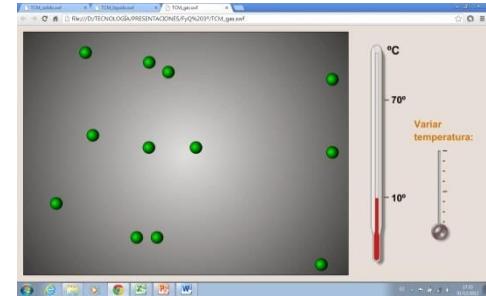
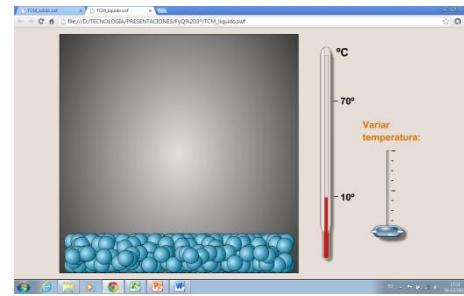
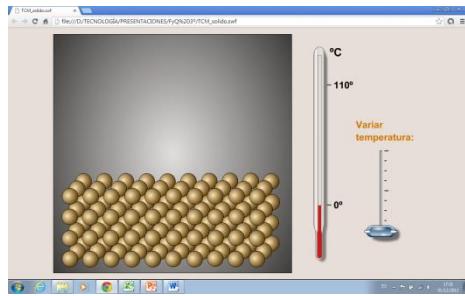


4.3. INTERPRETACIÓN CINÉTICA DE LA TEMPERATURA, LA PRESIÓN Y LOS CAMBIOS DE ESTADO

La **temperatura** es una magnitud que percibimos de un sistema material (**magnitud macroscópica**) debido a la **velocidad** de sus partículas. A mayor velocidad de las partículas, mayor temperatura tendrá el sistema material.

Asimismo, la **presión** es otra **magnitud macroscópica**, y es consecuencia de los **choques** de las partículas contra las paredes del recipiente. A mayor número de choques, y cuanto mayor sea la velocidad de estos choques, mayor será la presión del sistema material.

Un aumento de la temperatura se traduciría en un aumento de la energía cinética (debida a la velocidad) de las partículas, con lo cual, se moverán más rápidamente:



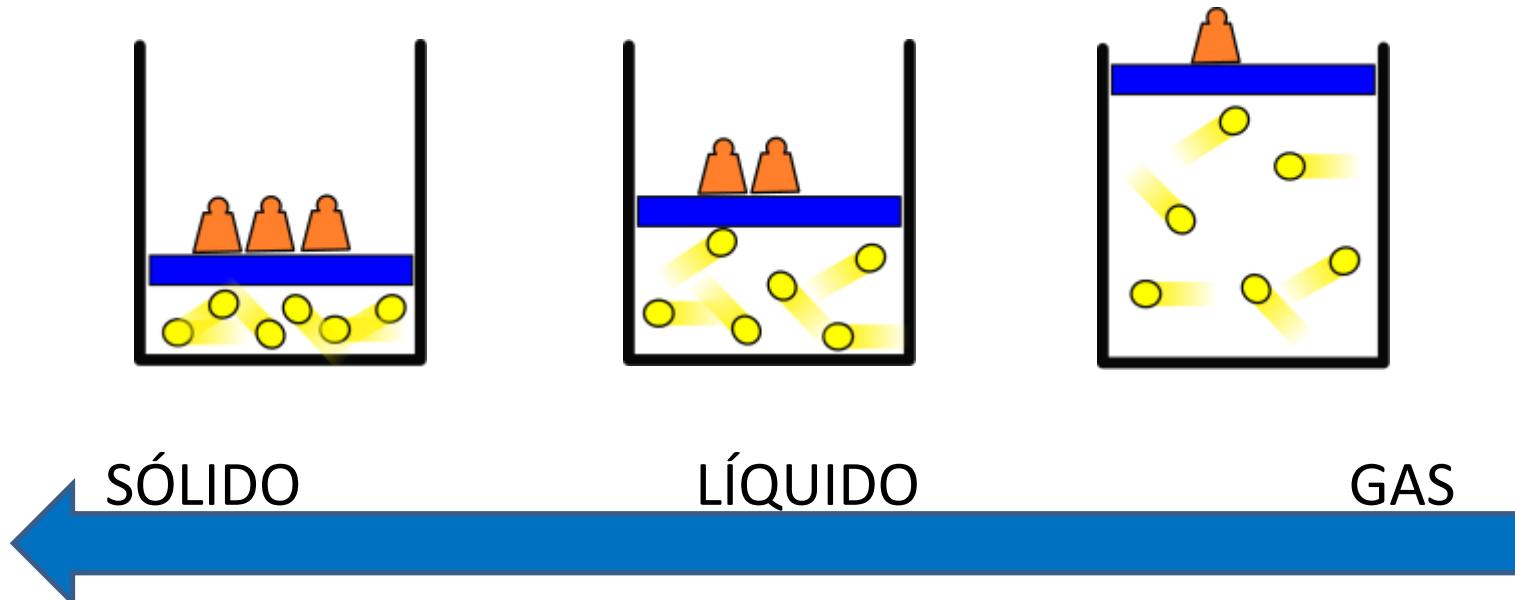
SÓLIDO

LÍQUIDO

GAS

Con la TCM podemos explicar cómo aumentando la temperatura podemos producir un **cambio de estado**, ya que al aumentar la velocidad de las partículas, éstas escapan de la atracción de sus compañeras.

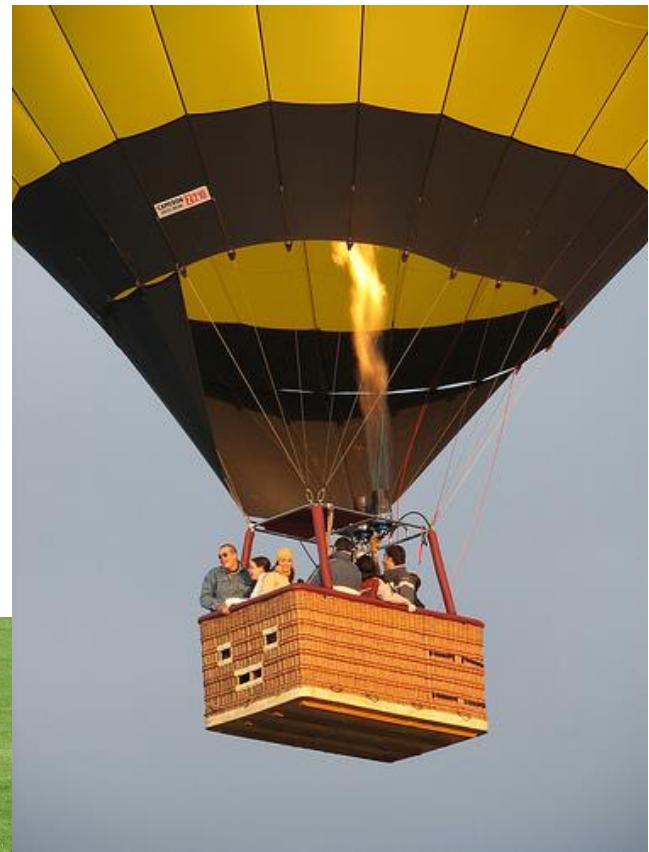
Asimismo, un **aumento de la presión** se traduciría en un acercamiento entre sus partículas, y por tanto, **aumentan las fuerzas de unión** entre estas.



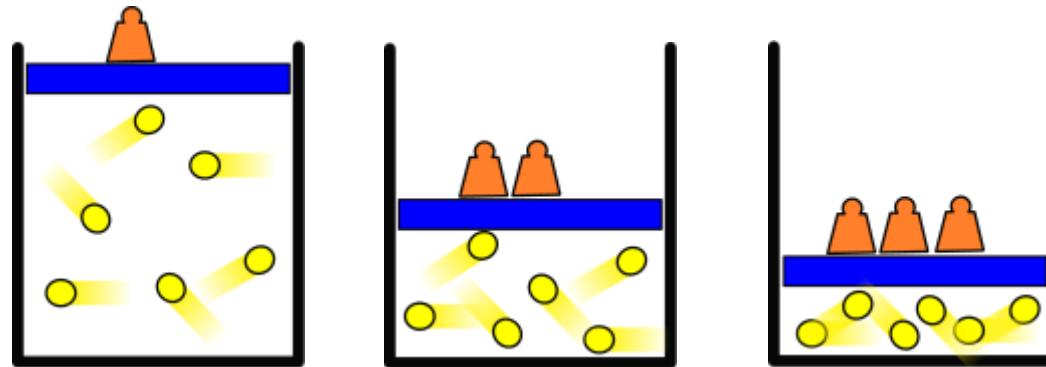
Con la TCM podemos explicar cómo aumentando la temperatura podemos producir un **cambio de estado**, ya que al propiciar el acercamiento de las partículas, éstas sentirán con más intensidad la atracción de sus compañeras.

6. LEYES EXPERIMENTALES DE LOS GASES

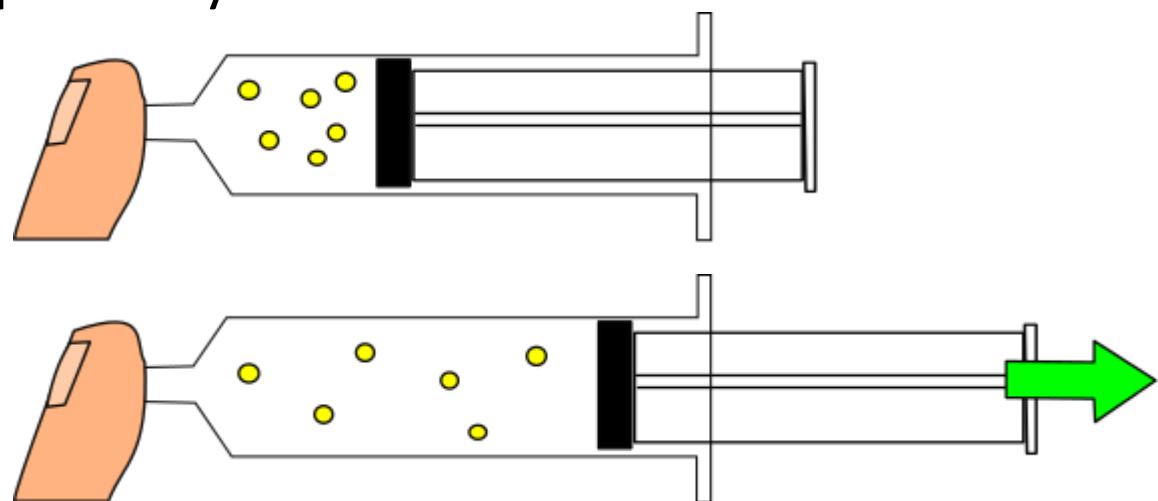
La **temperatura**, la **presión** y el **volumen** de un gas son **variables que están relacionadas entre sí**, es decir, si cambia una de ellas, alguna de las otras o ambas también cambian.



1.- Manteniendo la temperatura constante, si aumentamos la presión se producirá una disminución del volumen y viceversa.



Del mismo modo, un aumento de volumen produciría una disminución de la presión y viceversa.



Los científicos Boyle y Mariotte determinaron experimentalmente la siguiente relación:

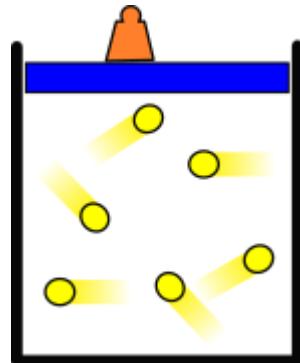
$$P \sim \frac{1}{V}$$

$$P \cdot V = cte$$

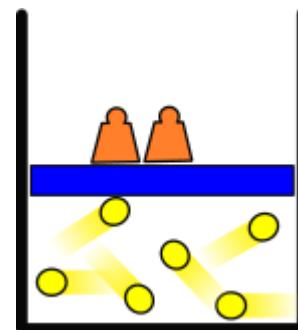
$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Ley de Boyle

Estado 1



Estado 2



$$T = cte$$

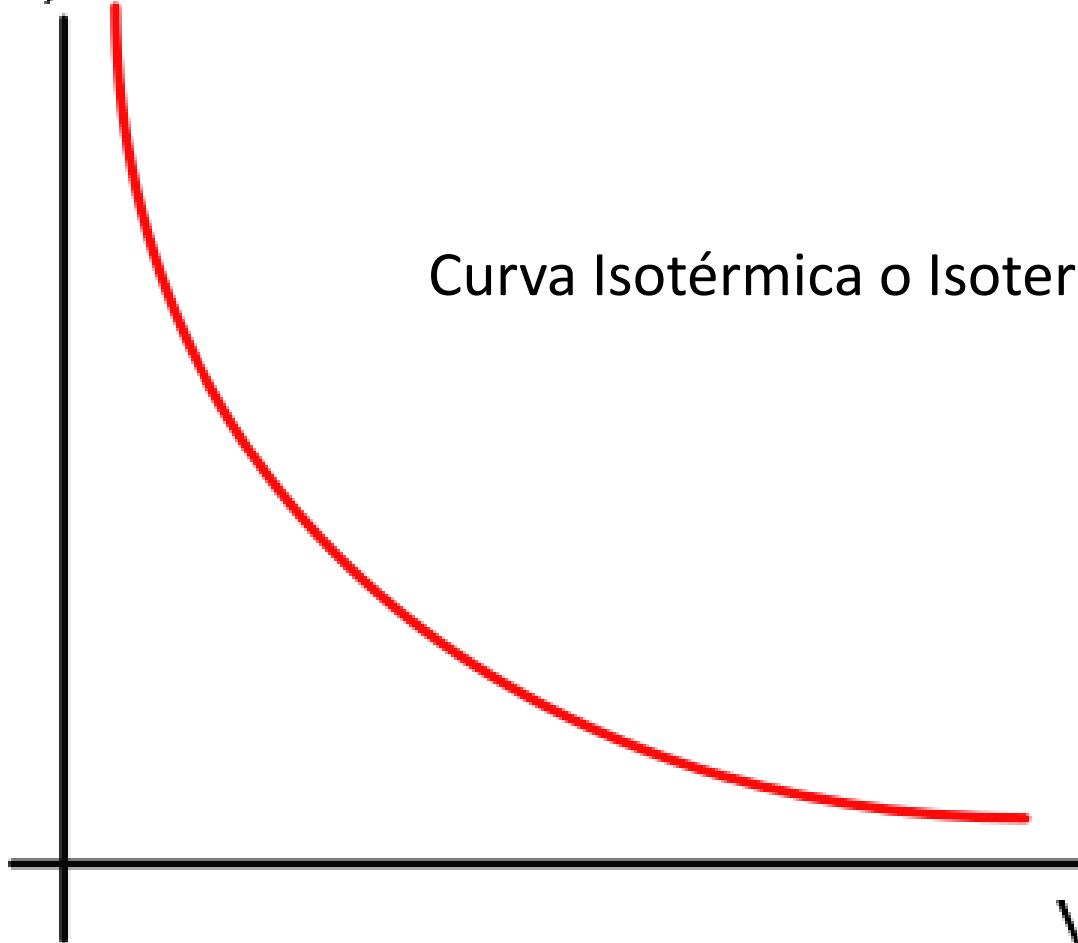
$$P_1$$

$$V_1$$

$$P_2$$

$$V_2$$

P (atm)



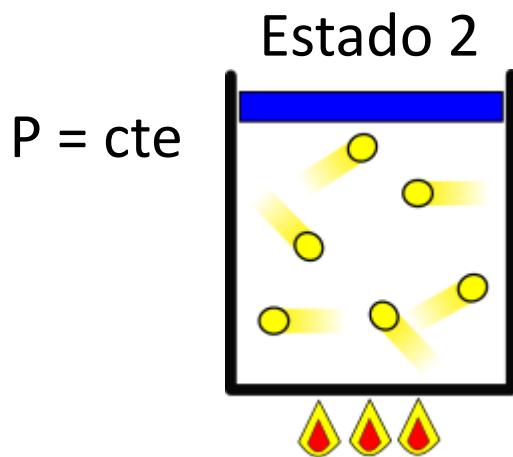
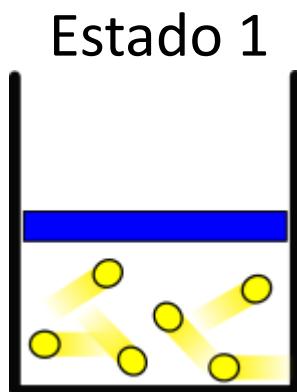
Curva Isotérmica o Isoterma ($T=cte$)

2.- Manteniendo la presión constante, si aumentamos la temperatura se producirá un aumento del volumen y viceversa.

Los científicos Charles y Gay-Lussac determinaron experimentalmente la siguiente relación:

$$V \sim T \rightarrow \frac{V}{T} = cte \rightarrow$$

$$\boxed{\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}}$$



1^a Ley de Gay-Lussac

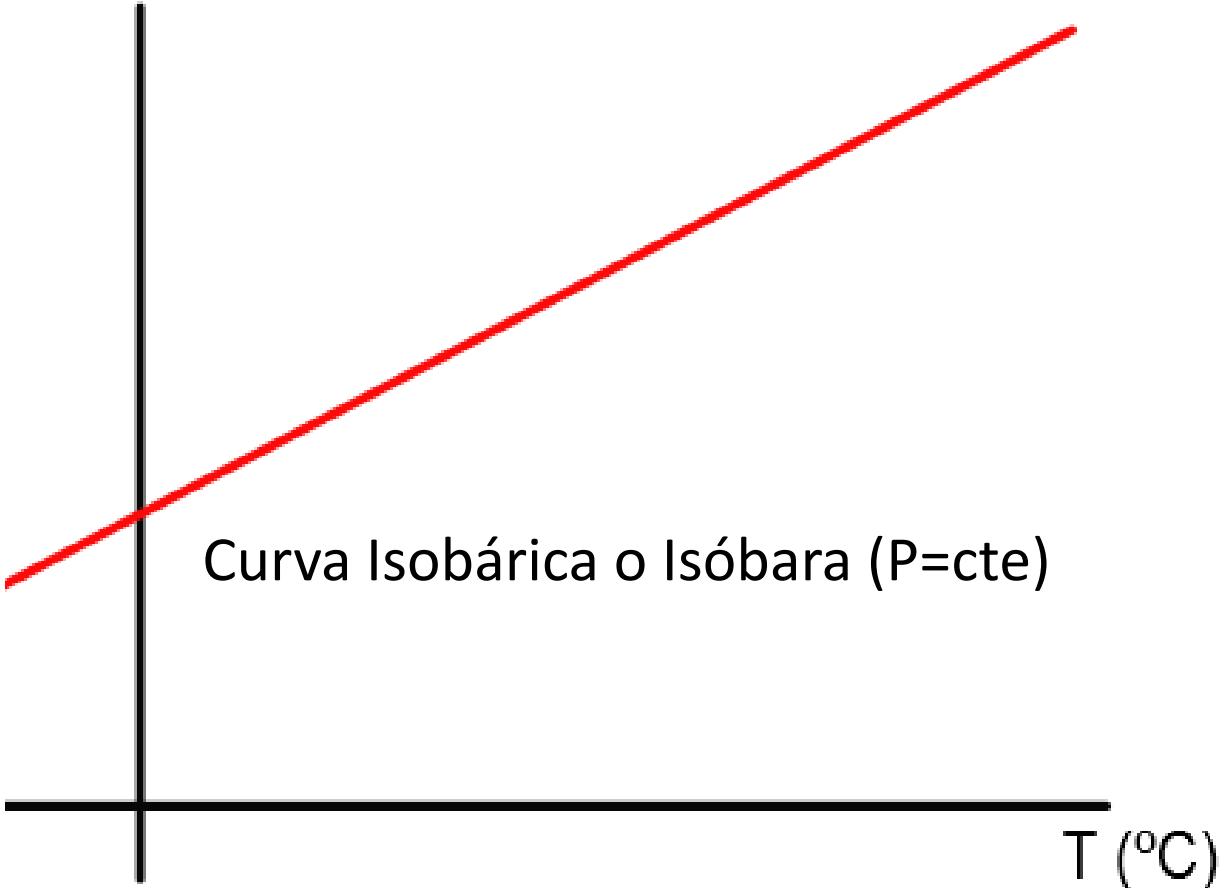
$$V_1$$

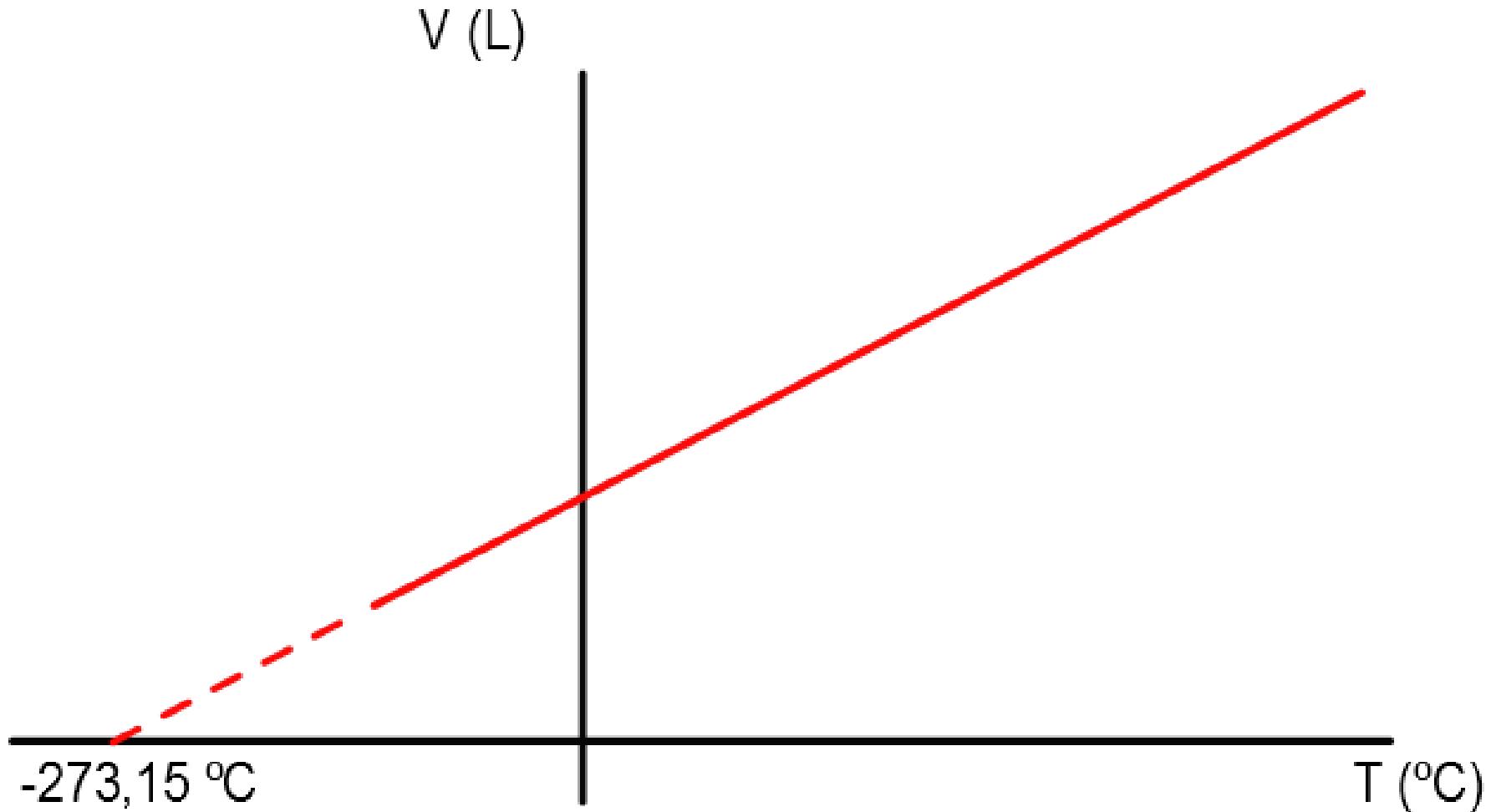
$$T_1$$

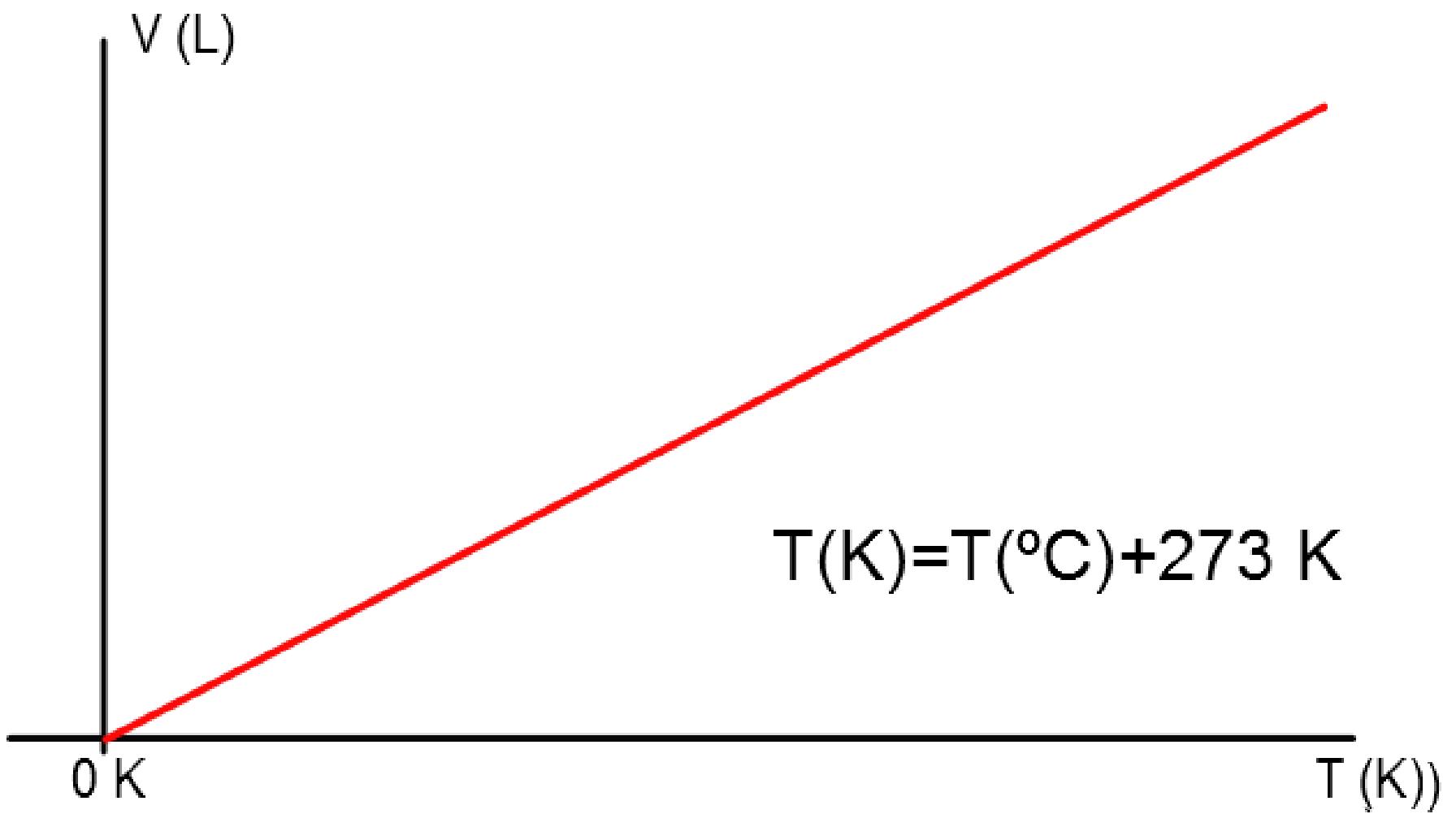
$$V_2$$

$$T_2$$

V (L)





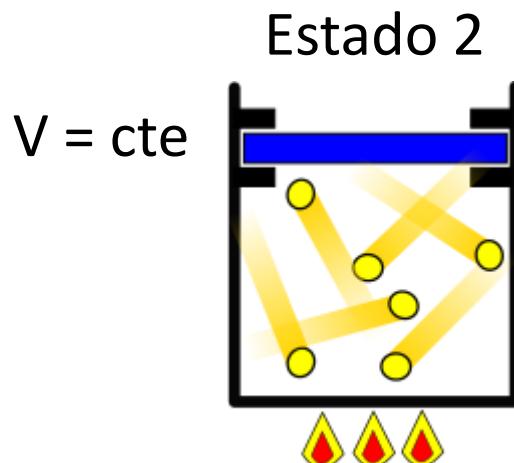
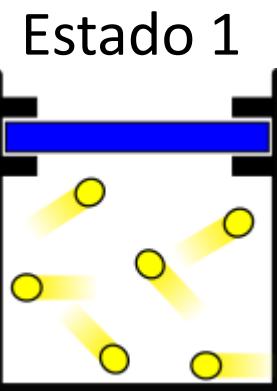


3.- Manteniendo el volumen constante, si aumentamos la temperatura se producirá un aumento de la presión y viceversa.

De nuevo, los científicos Charles y Gay-Lussac determinaron experimentalmente la siguiente relación:

$$P \sim T \rightarrow \frac{P}{T} = cte \rightarrow$$

$$\boxed{\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}}$$



$$P_1 \\ T_1$$

$$P_2 \\ T_2$$

2^a Ley de Gay-Lussac

