

Física y Química 2ºESO (también 3º y 4º ESO, repaso)

Materia y sistemas materiales

J. F. G. H.¹

¹Space-time Foundation, Multiverse of Madness
Quantum TimeLord Virtual Academy

Earth planet
Milky Way Galaxy
Known Universe
Joki Multiverse

1 La materia

2 Estados de agregación básicos de la materia (fases): teoría cinético-molecular

3 Gráficas

¿Qué es la materia?

La materia

Materia o sistema material es toda sustancia que posee masa M y ocupa un volumen V .

Sistema material y sustancias

La materia o sistemas materiales pueden tener una forma fija o no, pero generalmente tienen una extensión, y se denominan también **cuerpos materiales**. Toda parte de la materia o cuerpo sometido a estudio es pues un sistema o **sustancia material**.

Propiedades generales

Son propiedades que nos sirven para identificar y caracterizar la materia, no para decidir sobre qué tipo de materia es. Ejemplos: masa, carga eléctrica, temperatura, volumen, área.

Propiedades específicas o características

Son propiedades que permiten identificar el tipo de materia o sustancia. Por ejemplo: densidad, conductividad eléctrica, conductividad térmica,...

Masa M

La masa está relacionada con la cantidad de materia que tiene un cuerpo o sistema. Es una magnitud básica en el S.I. que suele medirse en kg, g o bien otro múltiplos o submúltiplos.

Volumen V y capacidad C

El volumen es el espacio que ocupa un cuerpo. En el S.I. es un magnitud derivada general que se mide en m^3 o bien en múltiplos o submúltiplos de esta cantidad. La capacidad de un recipiente mide el volumen de un fluido que puede contener, y este volumen se expresa en litros. Hay una relación entre volumen y capacidad dada por $1m^3 = 1kL$, $1dm^3 = 1L$, $1cm^3 = 1mL$.

Densidad

Es una magnitud derivada y específica. En el S.I. se suele medir en kg/m^3 y en g/cm^3 . Mide la cantidad de espacio que ocupa una determina cantidad de materia específica. Matemáticamente:

$$d = \rho = \frac{M}{V} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \quad (1)$$

- Densidad de carga: $\rho_Q = \frac{Q}{V}$. Unidades: C/m^3
- Densidad de número de partículas: $\rho_N = \frac{N}{V}$.
Unidades: $m^{-3} = \text{número de partículas}/m^3$.
- Densidades superficiales de masa y carga: $\sigma_m = \frac{M}{S}$
(kg/m^2 , $\sigma_q = \frac{Q}{S} C/m^2$).
- Densidades lineales: $\lambda_m = \frac{M}{L}$, $\lambda_q = \frac{Q}{L}$ (kg/m , C/m).
- Densidad de corriente eléctrica: $J = \frac{I}{S} = \rho_q \cdot v$.
Unidades: A/m^2 .

Sustancias puras y mezclas(I)

Sustancias puras

- Una sustancia pura (elemento) es aquella que NO puede descomponerse en otra más simple por medios físicos convencionales.
- Hay dos tipos de sustancias puras: **elementos** y **compuestos**. Los elementos se clasifican en la Tabla Periódica (actualmente, circa 2020, hay 118 elementos).
- Los compuestos (moléculas)son combinaciones de dos o más elementos (iguales o distintos) con una determinada composición química fija que se determine mediante una fórmula química y pueden descomponerse también por procedimientos químicos.
- Elementos y compuestos son partículas que tienen un símbolo y fórmula química fijos, y por tanto, composición fija.

Elementos

Los elementos se clasifican mediante la Tabla Periódica.

																H 1	He 2			
														Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	
F 9	Ne 10	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18	K 19	Ca 20									
				Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28									
Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40									
		Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50									
51-	68	Tm 69	Yb 70	Lu 71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82					
83-	100	Md 101	No 102	Lr 103	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds 110	Rg 111	Cn 112	Nh 113	Fl 114					
				Mc 115	Lv 116	Ts 117	Og 118	119	120	121	122	123	124	125	126					

Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54	Cs 55	Ba 56	La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68
Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86	Fr 87	Ra 88	Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100

Elementos(II)

Tabla periódica moderna: en filas (períodos) y columnas(grupos)

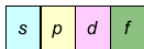
TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1 H Hidrógeno 1.0079																			2 He Helio 4.0026													
3 Li Litio 6.941	4 Be Berilio 9.0122	<p>número atómico: 26</p> <p>Símbolo químico: Fe</p> <p>nombre: Hierro</p> <p>masa atómica: [55.845]</p>																5 B Boro 10.811	6 C Carbono 12.011	7 N Nitrógeno 14.0031	8 O Oxígeno 15.999	9 F Fluor 18.998	10 Ne Neón 20.1797									
11 Na Sodio 22.989	12 Mg Magnesio 24.305	<p>■ NO METALES</p> <p>■ METALOIDES</p> <p>■ ACTINIDOS</p> <p>■ ELEMENOS DESCONOCIDOS</p> <p>■ METALES ALCALINOS</p> <p>■ HALÓGENOS</p> <p>■ LANTANIDOS</p> <p>■ METALES DE TRANSICIÓN</p> <p>■ GASES NOBLES</p>																13 Al Aluminio 26.981	14 Si Silicio 28.085	15 P Fósforo 30.974	16 S Azufre 32.065	17 Cl Cloro 35.453	18 Ar Argón 39.948									
19 K Potasio 39.098	20 Ca Calcio 40.078	21 Sc Escandio 44.955	22 Ti Titanio 47.887	23 V Vanadio 50.9415	24 Cr Cromo 51.9961	25 Mn Manganeso 54.938	26 Fe Hierro 55.845	27 Co Cobalto 58.933	28 Ni Níquel 58.6934	29 Cu Cobre 63.546	30 Zn Zinc 65.38	31 Ga Galio 69.723	32 Ge Germanio 72.63	33 As Arsénico 74.921	34 Se Selenio 78.971	35 Br Bromo 79.904	36 Kr Kriptón 83.796															
37 Rb Rubidio 85.467	38 Sr Estroncio 87.62	39 Y Itrio 88.9058	40 Zr Zirconio 91.224	41 Nb Niobio 92.9063	42 Mo Molibdeno 95.95	43 Tc Tecnecio 98	44 Ru Rutenio 101.07	45 Rh Rodio 102.905	46 Pd Paladio 106.42	47 Ag Plata 107.8682	48 Cd Cadmio 112.414	49 In Indio 114.818	50 Sn Estaño 118.710	51 Sb Antimonio 121.760	52 Te Telurio 127.60	53 I Yodo 126.90	54 Xe Xenón 131.293															
55 Cs Cesio 132.905	56 Ba Bario 137.327	57-71*	72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tantalio 180.94	74 W Wolframio 183.84	75 Re Renio 186.207	76 Os Osmio 190.23	77 Ir Iridio 192.217	78 Pt Platino 195.08	79 Au Oro 196.967	80 Hg Mercurio 200.59	81 Tl Talio 204.38	82 Pb Plomo 207.2	83 Bi Bismuto 208.98	84 Po Polonio 209	85 At Astato 210	86 Rn Radón 222															
87 Fr Francio 223	88 Ra Radio 226	89-103**	104 Rf Rutherfordio 261	105 Db Dubnio 268	106 Sg Seaborgio 271	107 Bh Bohrio 272	108 Hs Hasio 270	109 Mt Meitnerio 276	110 Ds Darmstadtio 281	111 Rg Roentgenio 280	112 Cn Copernicio 285	113 Nh Nihonio 284	114 Fl Flerovio 289	115 Mc Moscovio 288	116 Lv Livermorio 293	117 Ts Teneso 294	118 Og Oganesson 294															
																		57 La Lantano 138.90	58 Ce Cerio 140.116	59 Pr Praseodimio 140.907	60 Nd Neodimio 144.242	61 Pm Prometio 144.9128	62 Sm Samario 150.36	63 Eu Europio 151.964	64 Gd Gadolinio 157.25	65 Tb Terbio 158.925	66 Dy Disprosio 162.500	67 Ho Holmio 164.930	68 Er Erbio 167.259	69 Tm Tulio 168.934	70 Yb Iterbio 173.054	71 Lu Lutecio 174.967
																		** Ac Actinio 227	Th Torio 232.0377	Pa Protactinio 231.03688	U Uranio 238.02891	Np Neptunio 237.04817	Pu Plutonio 244.0642	Am Americio 243.06136	Cm Curcio 247	Bk Berkelio 247	Cf Californio 251	Es Einsteinio 252	Fm Fermio 257	Md Mendelevio 258	No Nobelio 259	Lr Lawrencio 262

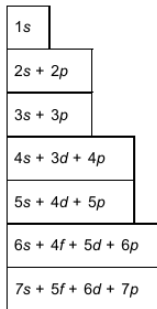
Elementos(III): tabla periódica moderna

Atomic Periodic Table of the Elements

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1	H 1	Orbitals																He 2	
2	Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10	
3	Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18	
4	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36	
5	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54	
6	Cs 55	Ba 56	57 -71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86	
7	Fr 87	Ra 88	89- 103	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds 110	Rg 111	Cn 112	Nh 113	Fl 114	Mc 115	Lv 116	Ts 117	Og 118	
			La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71		
			Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	Lr 103		



rare gases



Elementos(IV): tabla periódica de los núcleos

Nuclear Periodic Table of the Elements

Orbitals: $n_p \ell_j$

s	p	d	f	g	h	i
---	---	---	---	---	---	---

$$5g_{9/2}: n_p = n + \ell = 5, n = 1, \ell = 4, j = \ell + s = 9/2$$

Shape and stability

	Stable	Unstable
Spherical	Nb 41	Nh 113
Deformed	Mo 42	Tc 43

$$20 \frac{IV}{17} 20.$$

Sb	Te	I	Xe	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er
51	52	53	54	55	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68
Bi	Po	At	Rn	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm
83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100

																H 1	He 2		
														Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8
F 9	Ne 10	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14				P 15	S 16	Cl 17	Ar 18	K 19	Ca 20					
					Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28							
Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40								
				Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50						
51-	68	Tm 69	Yb 70	Lu 71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82				
80-	100	Md 101	No 102	Lr 103	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds 110	Rg 111	Cn 112	Nh 113	Fl 114				
				Mc 115	Lv 116	Ts 117	Og 118	119	120	121	122	123	124	125	126				

(semi) magic numbers

1s
2p
$3d_{5/2} + 2s + 3d_{3/2}$
4f _{7/2}
$4f_{5/2} + 3p$
5g _{9/2}
$5g_{7/2} + 4d + 3s + 6h_{11/2}$
$5f_{7/2} + 6h_{9/2} + 7i_{13/2}$
$5f_{5/2} + 4p$
$5g_{7/2} + 4d$
$5f_{7/2} + 6h_{9/2}$

Elementos(V): límites de la Tabla Periódica(Pekka Pykkö)

Period 1 **Periodic Table 1-172** 18 Orbitals

1	1 H	2															13	14	15	16	17	18 He	1s
2	3 Li	4 Be															5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	2s2p
3	11 Na	12 Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	3s3p				
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	4s3d4p				
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	5s4d5p				
6	55 Cs	56 Ba	57-71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn	6s5d6p				
7	87 Fr	88 Ra	89-103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og	7s6d7p				
8	119	120	121	156	157	158	159	160	161	162	163	164	139	140	169	170	171	172	8s7d8p				
9	165	166															167	168	9s9p				

6	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	4f
7	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	5f
8	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155	6f

8	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	5g
---	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	-----	----

Sustancias puras y mezclas(II)

Mezclas

Mezclas son aquellas sustancias que se componen de varias sustancias pero en proporción variable, lo que las hace carecer de una composición química concreta. Pueden ser de dos tipos:

- Mezclas homogéneas o disoluciones. Son aquellas en las que no se puede diferenciar a simple vista sus componentes. El componente minoritario (menor cantidad) se llama soluto, y el mayoritario disolvente.
- Mezclas heterogéneas. Son aquellas en las que se se pueden distinguir las componentes a simple vista.

Ejemplos de mezclas: aire(disolución gaseosa), arena(mezcla heterogénea), agua potable (disolución en estado líquido), acero (disolución en estado sólido). Además de los dos tipos anteriores de mezclas, hay varios tipos de mezclas intermedias que se denominan suspensiones, coloides y dispersiones.

Concentración de una disolución

Una disolución o mezcla homogénea consta de dos partes: soluto (componente de menor cantidad) y disolvente (componente mayoritario o de mayor cantidad). Para medir la cantidad de soluto en una mezcla homogénea se usa la magnitud llamada concentración:

$$C(g/L) = \frac{m(g)_s}{V(L)} \quad C(\%, m) = \frac{m(g)_s}{m(g)_D} \cdot 100 \quad C(\%, V) = \frac{V_s}{V_D} \cdot 100 \quad (2)$$

y donde m_s , V_s son la masa y volumen de soluto, generalmente en gramos o mL, y m_D , V_D son la masa y volumen de disolución, obtenidas como la suma de las masas de soluto y disolvente, y la suma del volumen de soluto y disolvente, i.e., $m_D = m_s + m_d$, y $V_D = V_s + V_d$.

Cálculo de concentraciones: ejemplo(I)

Calcular la concentración en g/L de una disolución obtenida de mezclar 20 g de alcohol etílico hasta lograr 200 mL de disolución.

Solución:

$$C(g/L) = \frac{m(g)_s}{V_D(L)} = \frac{20g}{0,200L} = 100 \frac{g}{L}$$

Nótese que se ha dicho 200 mL de disolución, que incluye el agua (disolvente en general). Pero no es obligatorio como veremos esto.

Cálculo de concentraciones: ejemplo(II)

Calcular la concentración en g/L de una disolución obtenida de mezclar 10 mL de ácido acético de densidad 1.05g/mL, con 190 mL de agua.

Solución:

$$C = \frac{m(g)_s}{V_D(L)} = \frac{d_s V_s}{0,19 + V_s} = \frac{10,5}{0,20} = 52,5 \frac{g}{L}$$

Nótese que se ha dicho 190 mL de agua, y hay que sumarle el volumen de soluto (ácido acético).

Cálculo de concentraciones: ejemplo(III)

Calcular la concentración en % en volumen de una disolución obtenida de mezclar 10 mL de ácido acético de densidad 1.05g/mL, con 190 mL de agua.

Solución:

$$C = \frac{V_s(L)}{V_D(L)} \cdot 100 = \frac{10 \cdot 100}{190 + 10} = \frac{1000}{200} = 5\%$$

Nótese que se ha dicho 190 mL de agua, y hay que sumarle el volumen de soluto (ácido acético).

Cálculo de concentraciones: ejemplo(IV)

Calcular la concentración en % en masa de un lingote que tiene 200 g de oro puro en 500 g de muestra o disolución.

Solución:

$$C = \frac{m_s(g)}{m_D(g)} \cdot 100 = \frac{200 \cdot 100}{500} = \frac{20000}{500} = 40 \%$$

Nótese que se ha dicho 500 g de muestra o disolución.

Cálculo de concentraciones: ejemplo(V)

Calcular la concentración en % en masa de una disolución formada por 10 g de sal en 30mL de agua.

Solución:

$$C = \frac{m_s(g)}{m_D(g)} \cdot 100 = \frac{10 \cdot 100}{10 + 30} = \frac{1000}{40} = 25 \%$$

Nótese que se ha dicho 30 mL de agua, y hemos usado que la densidad del agua es 1g/mL.

Cálculo de concentración(VI): molaridad

Otra forma de dar concentraciones es usar la llamada molaridad: $C(M) = \frac{n_s}{V_D(L)}$. Aquí: $n_s = m(g)/MM$.

Calcular la molaridad de una disolución obtenida al disolver 68 g de H_2S en 4L de agua. Dato:

$MM(H_2S)=34g/mol$.

Solución:

$$C = \frac{\frac{68}{34} mol}{4L} = \frac{2}{4} = \frac{1}{2} \frac{mol}{L} = 0,5M$$

Cálculo de concentración(VII): mezcla de 2 disoluciones

Se mezclan 100 mL de disolución al 40 % en volumen, con 0.5 L al 5 %. Determina la concentración de la mezcla.

Solución:

$$C = \frac{0,1 \cdot 0,4 + 0,5 \cdot 0,05}{0,6} = 11 \%$$

Una poca cantidad de disolución concentrada es capaz de subir a más del doble la concentración de la disolución diluida.

Una disolución, según la cantidad de soluto, puede ser:

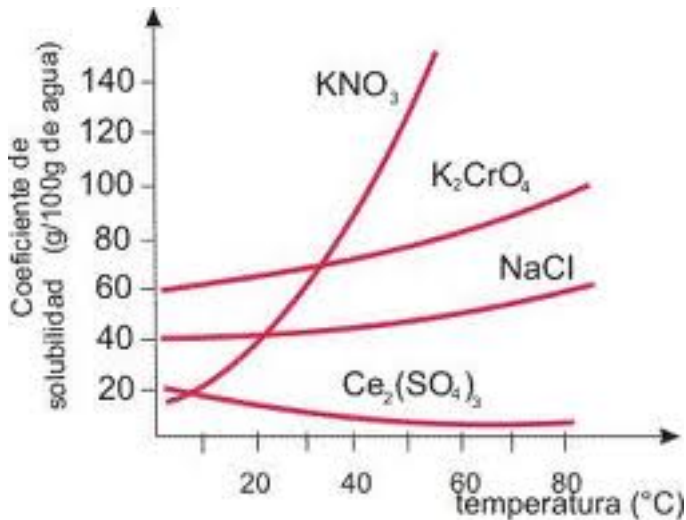
- Diluida.
- Concentrada.
- Saturada.
- Sobresaturada.

Es diluida, generalmente (aunque el criterio numérico puede variar) si hay poco soluto (concentración menor del 5%).

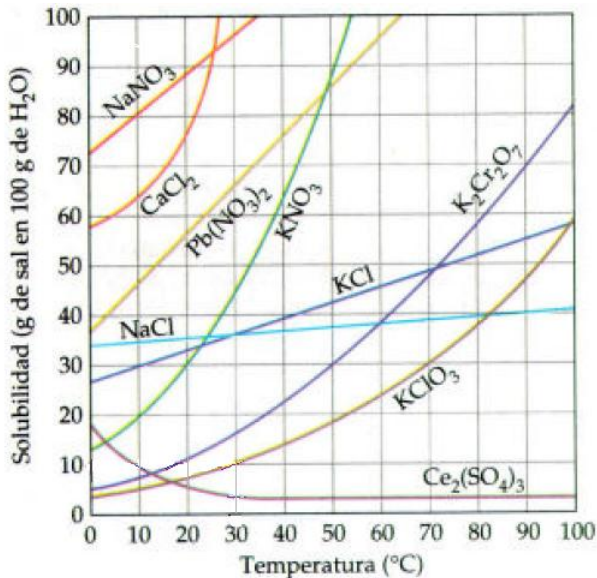
Solubilidad

La solubilidad es la concentración de la disolución saturada, o la máxima cantidad de soluto que puedo disolver en 100mL de disolución(habitualmente agua). Su valor depende del tipo de soluto, del disolvente, de la temperatura, de la presión, del tipo o forma en que se hace la disolución y de la presencia de sustancias o sustratos que favorecen la solubilidad.

Gráficas de solubilidad: ejemplo(I)



Gráficas de solubilidad: ejemplo(II)



Métodos de separación(I)

Para sustancias puras, existen métodos de separación:

- Electrólisis.
- Reacciones químicas.

Para mezclas homogéneas, las componentes se pueden separar por:

- Destilación (simple o fraccionada).
- Cristalización.
- Cromatografía.

Para mezclas heterogéneas, las componentes se pueden separar mediante:

- Decantación(usando densidad).
- Filtración (por tamaño de partículas).
- Centrifugación (mediante diferencias de densidad y velocidad).
- Extracción.
- Tamizado (cribado).
- Separación magnética.

Métodos de separación(II): esquema



Existen mezclas que no son ni homogéneas ni heterogéneas:

Suspensión

Mezcla heterogénea formada por fase dispersa y fase dispersante. La fase dispersa es habitualmente una sustancia sólida y la fase dispersante es la sustancia en la que se deposita el sólido. Las suspensiones se clasifican según el estado físico de la fase dispersante y de la fase dispersa. Ejemplos: contaminantes atmosféricos (gas-sólido), horchata (líquido-sólido).

Coloide

Mezcla que está entre una disolución y una mezcla heterogénea o una suspensión. Ejemplos: nubes, humos, geles, espumas, leche, mahonesa.

Coloide vs. disoluciones

Para diferenciar un coloide de una disolución se usan algunas propiedades:

- **efecto Tyndall:** las partículas sólidas de un coloide son capaces de reflejar la luz y dispersarla. Así, los rayos de luz pueden ser vistos al atravesar la mezcla de la suspensión, distinguiendo fase dispersa y dispersante.
- **Electroforesis:** migración de partículas coloidales cargadas dentro de un campo eléctrico.
- **Adsorción:** los coloides suelen ser adsorbentes, retenedores de partículas en superficie.
- **Movimiento browniano:** movimiento aleatorio o al azar de las partículas en suspensión.
- **Diálisis:** permiten el paso de partículas a través de membranas porosas.

Tabla: Tipos de coloides y ejemplos

Fase dispersa (similar al soluto)	Medio dispersante (similar al disolvente)	Nombre común	Ejemplos
sólido	sólido	sol sólido	Rubí, porcelana
líquido	sólido	emulsión sólida	Queso, mantequilla, jaleas
gas	sólido	espuma sólida	Esponja, piedra pómez, malvavisco
sólido	líquido	sol y gel	Pinturas, lodo, pudines, fluido celular
líquido	líquido	emulsión	Leche, aderezo, mayonesa, crema facial
gas	líquido	espuma	Crema de afeitar, crema batida, espuma de cerveza
sólido	gas	aerosol sólido	Humo, virus que se transporta por el aire
líquido	gas	aerosol líquido	Neblina, humedad, nubes

Dispersiones coloidales		Fase dispersante		
		Sólida	Líquida	Gaseosa
Fase dispersa	Gaseosa	 espuma sólida	 espuma	no existe pues los gases son solubles entre sí
	Sólida	 sol sólido	 sol	aerosol sólido
	Líquida	 gel	 emulsión	aerosol líquido

Disoluciones: Tabla(I)

Clasificación de las disoluciones

<i>Soluto</i>	<i>Disolvente</i>	<i>Disolución</i>	<i>Ejemplo</i>
Gas Líquido Sólido	Gas	Gas	Aire seco Aire húmedo Polvo en el aire
Gas Líquido Sólido	Líquido	Líquido	HCl en agua Etanol en agua Cloruro de sodio en agua
Gas Líquido Sólido	Sólido	Sólido	Hidrógeno en paladio Amalgamas Aleaciones

Tipos de disoluciones

Tipo de disolución	Disolvente	Soluto	Ejemplos
Líquida	Líquido	Líquido	Alcohol en agua, acetona en agua.
		Sólido	Sal en agua, azúcar en agua.
		Gas	Oxígeno en agua, bebida gaseosa.
Sólida	Sólido	Sólido	Bronce, latón, vidrio, acero, oro de 18 quilates.
		Gas	Hidrógeno en platino.
		Líquido	Mercurio en plata (amalgama dental), mercurio en oro (amalgama de oro)
Gaseosa	Gas	Gas	Todas las mezclas de gases.
		Sólido	Polvo en el aire.
		Líquido	Aire húmedo.

Disoluciones: cálculo de concentraciones de mezcla de 2 o más disoluciones

Concentración mezcla de 2 o más disoluciones

Supongamos mezclamos dos volúmenes de 2 disoluciones con concentraciones en volumen C_1 , C_2 . Entonces, la concentración final será:

$$C_f = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2}{V_1 + V_2} \quad (3)$$

Si se mezclan varias disoluciones, con concentraciones C_1, C_2, \dots, C_n . Entonces:

$$C_F = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2 + \dots + C_n V_n}{V_1 + V_2 + \dots + V_n} \quad (4)$$

Se puede hacer algo análogo, usando concentraciones en masa en vez de concentraciones en volumen. No es lo mismo densidad que concentración de una disolución. La densidad mide lo concentrada de TODA la materia de la disolución, no solamente del soluto.

1 La materia

2 Estados de agregación básicos de la materia (fases): teoría cinético-molecular

3 Gráficas

Estados físicos básicos de la materia

- La materia sufre o experimenta cambios físicos y/o químicos.
- En los cambios físicos (cambios de estado o fase) no cambia la composición de la materia.
- En los cambios químicos o reacciones químicas se producen cambios en la naturaleza (composición, propiedades y estructura) de la materia.

La materia se presenta en diferentes formas denominadas estados de agregación o estados de la materia:

Estados básicos de la materia

La materia se presenta en 3 (4) estados básicos de la materia: sólido, líquido, gas (y plasma).

Los cambios de estado físico o de agregación se llaman también transiciones de fase.

- En condiciones “normales” de presión y temperatura, podemos decir que la forma de un sólido es aproximadamente constante, independientemente de dónde se ubiquen. Los líquidos y gases adaptan su forma a la del recipiente que los contiene. Son *fluidos*. Por tanto, un líquido o un gas (también un plasma y otros estados) no tienen forma ni volumen propios.
- Fluir es la capacidad de moverse de un lugar a otro y adaptarse a la forma del recipiente que les contine. Los líquidos y gases son fluidos. Además, los líquidos y gases se pueden comprimir (los gases más que los líquidos). Los sólidos apenas pueden comprimirse (aunque “pueden”). Además, los fluidos tienen la capacidad para difundirse. La **difusión** es el fenómeno que tiene lugar cuando una sustancia se entremezcla con otra y puede pasar a través de orificios. Los líquidos y gases pueden difundirse. En sólidos, la difusión es lenta, prácticamente inexistente. La **efusión** es el proceso por el que un gas pasa por orificios de diámetro o tamaño menos que el camino medio que recorren sus moléculas o partículas.

- 1 Son rígidos y difícilmente deformables, porque las fuerzas entre sus partículas es tan fuerte que impide muchísimo su desplazamiento. Sólo pueden desplazarse mediante “vibraciones” o “pequeños desplazamientos” en torno a posiciones de equilibrio.
- 2 Su volumen es casi constante, y apenas se pueden comprimir, porque hay muy poco espacio libre entre las partículas y es muy difícil que puedan juntarse más.
- 3 Se dilatan al calentarse un poco, porque al suministrar energía en forma de calor aumenta la vibración de las partículas, y, por lo tanto, el sólido ocupa algo más de volumen.

- 1 Son fluidos y adoptan la forma del recipiente que los contiene, porque la fuerza de las partículas es débil, de modo que “resbalan” entre ellas según la forma del contenedor.
- 2 Su volumen es casi constante, y apenas se comprimen, porque no tienen apenas espacio entre sus partículas, aunque se comprimen algo debido a que pueden “resbalar” unas partículas y otras entre sí.
- 3 Se dilatan mucho al calentarse, porque la energía suministrada en forma de calor hace que las partículas aumenten su movimiento y ocupen aún más espacio.

- 1 Son fluidos y adoptan la forma del recipiente que los contiene, ocupando todo el espacio disponible, porque la fuerza de cohesión entre las partículas es tan débil que cada partícula se mueve de forma independiente, muy rápido y al azar.
- 2 Su volumen **no** es constante y se pueden comprimir fácilmente, porque hay mucho espacio vacío entre las partículas y pueden juntarse más, reduciendo el volumen si comprimimos el gas, aumentando si descomprimos el gas.
- 3 Si se calientan se dilatan mucho, porque al suministrar energía en forma de calor aumentamos la velocidad de las partículas que forman el gas.

Cambios de estado(I): cambios de estado progresivos

Aquellos que se producen por absorción de energía, y son favorecidos al aumentar la temperatura, o disminuir la presión.

- 1 *Fusión*: cambio de estado, a temperatura constante, de sólido a líquido.
- 2 *Vaporización*: cambio de estado, a temperatura constante, de líquido a gas.
Si se realiza de forma lenta en la superficie de cualquier líquido a cualquier temperatura se llama **evaporación**.
Si se realiza de forma tumultuosa o abrupta, en toda la masa del líquido, a una temperatura característica según la sustancia, se llama **ebullición**.
- 3 *Sublimación*: cambio de estado, a temperatura constante, de sólido a gas.
A presión atmosférica normal o estándar sólo subliman unas pocas sustancias como el yodo o la naftalina. A menor presión subliman más sustancias y, en el vacío, toda sustancia puede sublimar.

Aquellos que se producen por desprendimiento de energía, y se ven favorecidos al disminuir la temperatura, o aumentar la presión.

- 1 *Solidificación*: cambio de estado, a temperatura constante, de líquido a sólido.
- 2 *Condensación*: cambio de estado, a temperatura constante, de gas a líquido.
- 3 *Sublimación regresiva*: cambio de estado, a temperatura constante, de gas a sólido.

Comentario: los cambios de estado se producen en unas condiciones de presión(P) y temperatura(T) fijos, cuando se acumula o libera una energía (entalpía) de cambio de estado denominada calor latente. $Q = E = mL$. En un cambio de estado, la presión y/o la temperatura permanecen fijos (habitualmente es la temperatura la que permanece fija).

Las magnitudes físicas que determinan que la materia se encuentre en un determinado estado de agregación son la *presión* y la *temperatura*.

La **presión**, desde un punto de vista macroscópico o externo, mide la fuerza ejercida por unidad de área o superficie. Matemáticamente:

Presión

$$\text{Presión} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Superficie}} \longleftrightarrow P = \frac{F}{S}$$

Presión y unidades de presión

Sus unidades en el Sistema Internacional (S.I.) son el pascal (Pa). Las unidades más comunes son el centímetro de mercurio (**cm Hg**), el milímetro de mercurio (**mm Hg**), la atmósfera (**atm**) y el bar (**b**) o su múltiplo el milibar (**mb**). También hay otras unidades ya casi en desuso como el torricelli ¹(**torr**). También se usan las PSI (Pounds per Squared Inch, libras por pulgada cuadrado). Las equivalencias entre alguna de estas unidades son las siguientes:

Unidades de presión

$$1 \text{ Pa} = 10^{-5} \text{ bar} = 0,00001 \text{ bar}$$

$$1 \text{ Pa} = 9,8692 \cdot 10^{-6} \text{ atm}$$

$$1 \text{ atm} = 7,5006 \cdot 10^{-3} \text{ torr} \approx 7,5006 \cdot 10^{-3} \text{ mmHg}$$

$$1 \text{ b} = 1000 \text{ mb} = 10^5 \text{ Pa} = 0,98692 \text{ atm}$$

$$1 \text{ atm} = 1013 \text{ mb} = 101325 \text{ Pa} = 760 \text{ torr} \approx 760 \text{ mmHg}$$

¹Aunque *no* son exactamente lo mismo, consideraremos equivalentes los torricellis a los mmHg. Es decir, 1torr =1 mmHg.

Cuadro resumen(unidades de presión)

Un cuadro resumen visual:

	Pa	bar	atm	torr	psi
Pa	1	0.00001	$9.8692 \cdot 10^{-6}$	0.007506	0.0001450377
bar	100000	1	0.98692	750.06	14.50377
atm	101325	1.01325	1	760	14.69594
torr	133.322	0.00133322	0.00131579	1	0.01933672
psi	6894.757	0.06894757	0.068046	51.7151	1

Pa: Pascal = Newtons per square meter.

bar: Bar = 10^5 Pascal.

atm: Atmosphere = 760 torr = 760 millimeters of mercury at 0°C.

torr: Torr = 1 millimeter of mercury at 0°C.

psi: Psi = Pounds per square inches.

La **temperatura**, T , es una *propiedad general* de los cuerpos que se mide con “termómetros”. Las unidades más habituales en la actualidad son las correspondientes a las escalas de Celsius, Kelvin y Fahrenheit.

Celsius a Kelvin o Fahrenheit

Para pasar de grados celsius a grados kelvin se usan las ecuaciones

$$T(K) = T(^{\circ}C) + 273 \quad T(^{\circ}C) = T(K) - 273 \quad (5)$$

Para pasar de grados celsius a grados fahrenheit, se usan las ecuaciones

$$\frac{T(^{\circ}C)}{100} = \frac{T(^{\circ}F) - 32}{180} \quad T(^{\circ}F) = 1,8T(^{\circ}C) + 32 \quad (6)$$

Condiciones estándar de presión y temperatura

En Física y Química, hay condiciones de presión y temperatura estandarizados o reglados para facilitar el estudio de los fenómenos físicos y químicos.

Condiciones normales de P y T

Se llaman condiciones normales (c.n.) de presión y temperatura a las condiciones que se cumplen cuando $P = 1\text{ atm}$ y $T = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$.

Condiciones estándar de P y T

Se llaman condiciones estándar (c.e.) de presión y temperatura a las condiciones que se cumplen cuando $P = 1\text{ atm} = 101325\text{Pa} = 1013,25\text{hPa}$ y $T = 20^\circ\text{C} = 293\text{K}$ (NIST). Sin embargo, actualmente la IUPAC fija que $P = 100\text{kPa} = 10^5\text{Pa} \approx 0,9869\text{atm}$ y $T = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$. Está obsoleto el criterio habitual de condiciones estándar que se cuenta en los cursos de Física y Química $P = 1\text{ atm}$ y $T = 298\text{K} = 25^\circ\text{C}$.

Condiciones estándar de P y T en uso

Condiciones de referencia estándar actualmente en uso

Publicación o entidad de referencia ↕	Uso ↕	Temperatura		Presión	
		°C ↕	K ↕	Pa ↕	atm ↕
Diccionario de la Lengua Española ³	Física y química	0 °C	273.15 K	101 325 Pa	1 atm
IUPAC ⁴	Química y Gases	0 °C	273.15 K	100 000 Pa	0.986 923 atm
ISO 13443, ⁶ ISA, ⁷ AEMA ⁸	Gas natural	15 °C	288.15 K	101 325 Pa	1 atm
NIST ⁹	Termodinámica	20 °C	293.15 K	101 325 Pa	1 atm
EPA ¹⁰	Medio ambiente	25 °C	298.15 K	101 325 Pa	1 atm
CAGI ¹¹	Gases	20 °C	293.15 K	100 000 Pa	0.986 923 atm
SPE ¹²	Petróleo	15 °C	288.15 K	100 000 Pa	0.986 923 atm

Capacidad calorífica y calor específico

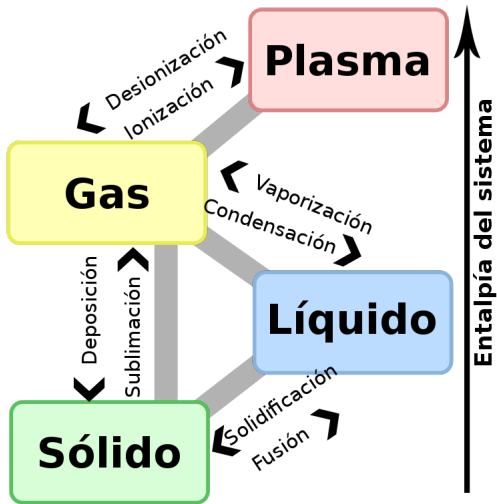
Si se quiere cambiar de temperatura, la materia dependiendo de su tipo específico cambia de temperatura de forma diferente. Hay dos expresiones matemáticas para el calor desprendido o absorbido en un cambio de temperatura.

Calor transferido en cambio de temperatura.

$$Q = mc_e \Delta T = C \Delta T.$$

y donde c_e es el denominado calor específico de cambio de temperatura (unidades $Jkg^{-1}K^{-1}$), y C la llamada capacidad calorífica de la sustancia (unidades J/K). $\Delta T = T_2 - T_1 = T_f - T_0$ es la diferencia de temperatura, final menos inicial. Para subir de temperatura, se absorbe energía $Q > 0$, para descender de temperatura se desprende energía $Q < 0$. La equivalencia entre calor y energía transferida corresponde a una equivalencia mecánica del calor $1cal = 4,186J$. Se tiene la relación $C = mc_e$.

Cambios de estado: diagrama



Teoría cinética y postulados

La teoría cinética de la materia, también llamada teoría cinético-molecular, teoría atómica-cinético-molecular o teoría corpuscular de la materia es un modelo que permite entender las propiedades de la materia (y también de la energía bajo el nombre de teoría cuántica o de los quanta). Sus postulados básicos son:

- Principio corpuscular o atómico-molecular.
- Principio del caos molecular o “**Stoßzahlansatz**”.
- Principio de dilución molecular.
- Principio dinámico de cohesión-dispersión molecular.

Principio corpuscular

“Todos los gases están constituidos por un gran número, enorme, de partículas.

Originariamente se pensaba que nunca se podrían ver al microscopio. Sin embargo, el denominado *movimiento browniano* generado por el movimiento aleatorio de “granos” o “polvo” en suspensión en un fluido , constituyó finalmente una prueba irrefutable de la Teoría Cinética y, en último lugar, de los átomos. Hoy existen métodos diversos para “ver” a las moléculas o partículas cuya existencia proclama la teoría Cinética. (átomos o moléculas)”

Principio del caos molecular o “Stoßzahlansatz”

“Las partículas que forman el gas chocan o colisionan aleatoriamente entre sí, de forma *caótica* (desordenada o azarosamente), y contra las paredes del recipiente que las contiene”.

En los choques o colisiones entre partículas y contra las paredes del recipiente *no se pierde energía*, y las velocidades de las partículas son *independientes* de la posición que ocupan en el recipiente y de la velocidad que posean *cada* partícula por separado (es decir, no hay relación alguna entre las velocidades de cada partícula, ni con la posición que ocupan en el espacio del recipiente).

Principio de dilución molecular

“El volumen que ocupan las partículas comparado con el volumen del recipiente es muy pequeño”.

Esto significa que el gas está muy diluido en el recipiente y que entre partícula y partícula sólo existe espacio “vacío”.

Teoría cinética(V): Principio dinámico de cohesión-dispersión

Principio dinámico de cohesión-dispersión molecular

“El movimiento en zig-zag de las partículas, llamado *movimiento térmico*, está causado por fuerzas”.

Estas fuerzas son de dos tipos distintos, pero de igual origen:

- **Fuerzas de atracción o cohesión.** Son las que tienden a unir a las partículas. Su origen es **electrostático** y *cuántico*.
- **Fuerzas de repulsión o dispersión.** Son las que tienden a separar a las partículas. Su origen es también **electrostático** y *cuántico*.

La Teoría Cinética lleva a una interpretación novedosa y “microscópica” de los conceptos “macroscópicos” de temperatura, presión y cambios de estado.

1. Temperatura como energía.

La temperatura absoluta es una medida proporcional a la energía cinética media o energía del movimiento de las partículas.

La energía cinética, que se mide como cualquier forma de energía en julios (J), es en términos mecánicos no relativistas

$$E_c = \frac{1}{2} m \overline{v^2}$$

la consecuencia de este postulado es la definición de temperatura *absoluta* por comparación con la energía cinética media de las partículas

Ecuación de la energía cinética

$$\langle E_c \rangle = \text{constante} \cdot T = \frac{3}{2} k_B \cdot T \sim T$$

Consecuencias de la Teoría Cinética(II)

En la TCM donde T es una medida en escala absoluta. Se define, así, la **escala absoluta** de *temperatura* o **escala Kelvin** en función de la “agitación térmica” o “movimiento térmico” de las partículas según la Teoría Cinética. Las unidades de esta escala son el grado kelvin, o simplemente **kelvin**, y se simboliza por **K**. Nótese que no se le pone el círculo de grado como en la escala Celsius o la Fahrenheit.

2. Concepto de cero absoluto

El **cero absoluto** de temperatura se define como aquella temperatura en la que el movimiento de las partículas se ha detenido y la energía cinética es cero.

3. Presión como choques moleculares.

La presión es consecuencia de los choques de las partículas en el recipiente.

En este caso de presión, la fuerza la ejercen las partículas y la superficie es la del contenedor o recipiente del gas. De esta forma:

- Si *disminuye* el volumen, a temperatura constante, *umenta* la frecuencia de choques y *umenta* la presión.
- Si *umenta* el volumen, a temperatura constante, *disminuye* la frecuencia de choques y *disminuye* la presión.
- Si *disminuye* la temperatura, a volumen constante, *disminuyen* la energía cinética media y el número de choques, y, por lo tanto, *disminuye* la presión.
- Si *umenta* la temperatura, a volumen constante, *umentan* la energía cinética media y el número de choques, y, por lo tanto, *umenta* la presión.

Consecuencias de la Teoría Cinética(IV)

4. Cambios de estado y condiciones favorables(I)

Al *aumentar* la temperatura, se favorecen los *cambios de estado progresivos*.

La razón es que al *aumentar* la energía cinética media, las partículas tienen *mayor movilidad* y la vibración de las partículas sólidas o líquidas hace que **pierdan** *rigidez y cohesión*.

4. Cambios de estado y condiciones favorables(II)

Al *aumentar* la presión, se favorecen los *cambios de estado regresivos*.

Al *aumentar* la presión se está aumentando la fuerza con la que se mantienen cohesionadas o unidas las partículas, que tienen *mayor acercamiento o proximidad* y la vibración de las partículas sólidas o líquidas será **mayor** al aumentar el número de choques.

1 La materia

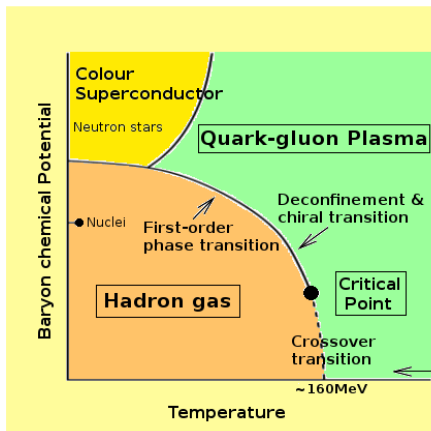
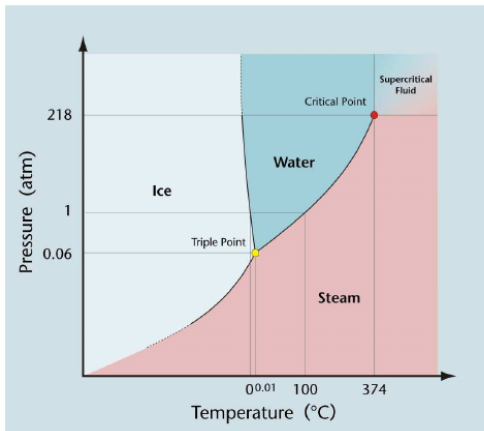
2 Estados de agregación básicos de la materia (fases): teoría cinético-molecular

3 Gráficas

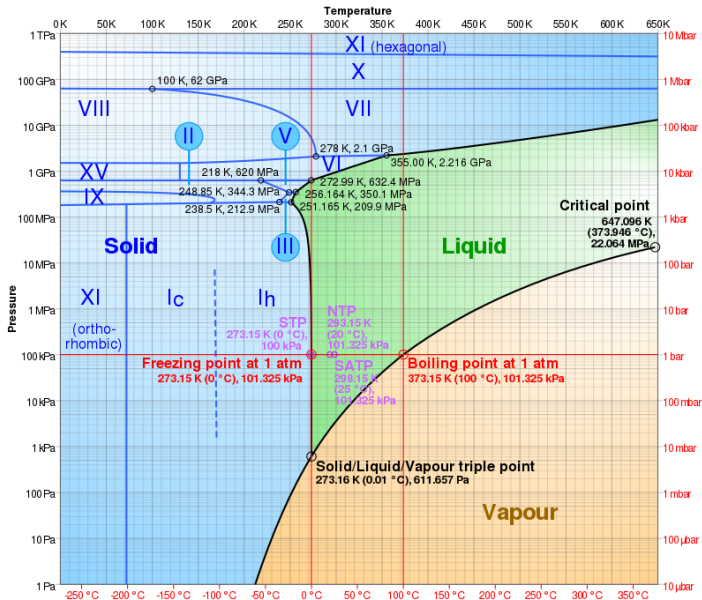
Gráficas de cambio de fase y de calentamiento (enfriamiento)

- Para estudiar los cambios de estado, se usan habitualmente diagramas de cambio de estado o fase y diagramas de calentamiento(enfriamiento).
- En un diagrama de fases se representan 2 magnitudes como la presión y la temperatura (o presión y volumen).
- En un diagrama de calentamiento (enfriamiento) se representa el cambio de la temperatura con el tiempo, y su aumento (descenso).
- También existen diagramas de cambio de estado que representan la presión en función del tiempo.

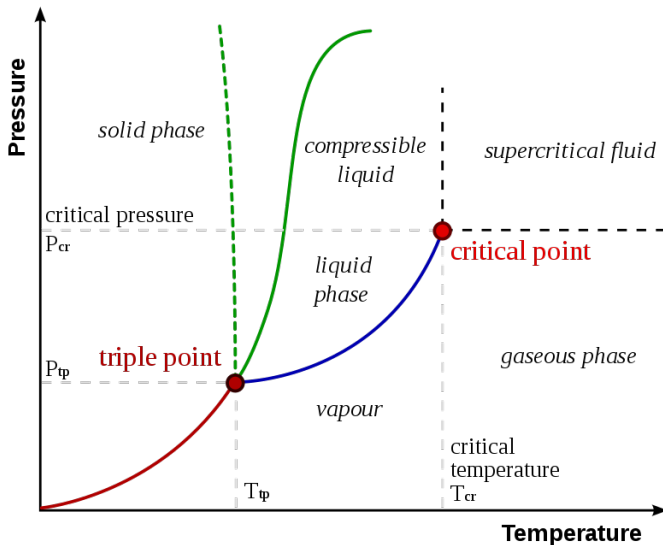
Gráficas de cambio de fase(I)



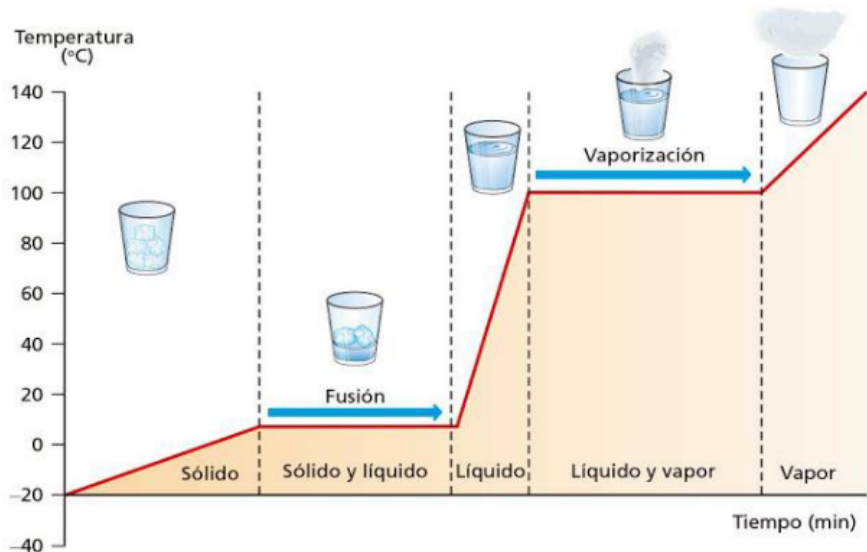
Gráficas de cambio de fase(II): el agua



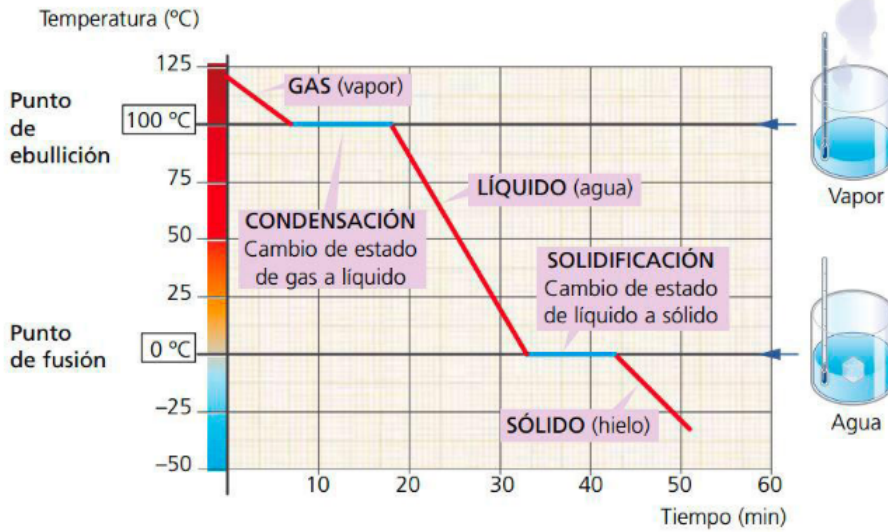
Gráficas de cambio de fase(III): general



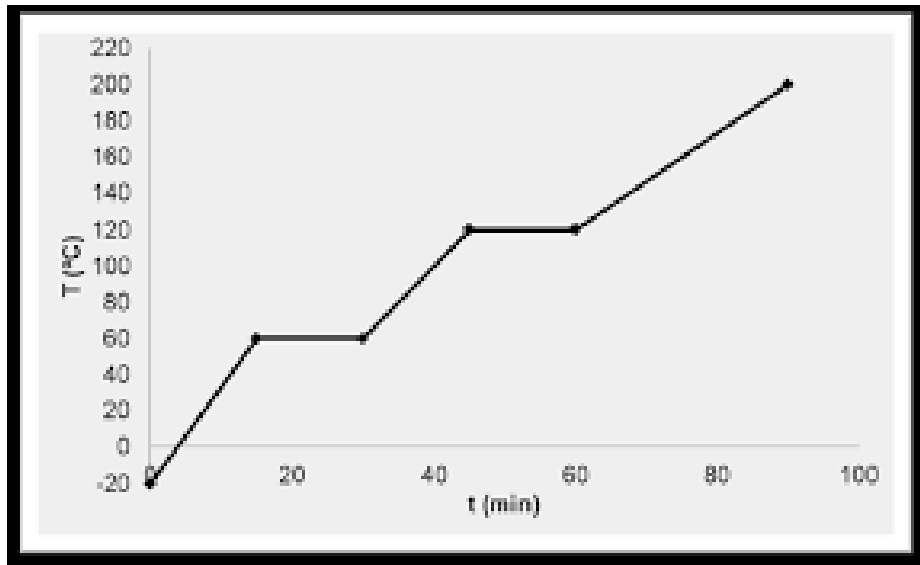
Curva de calentamiento(I)



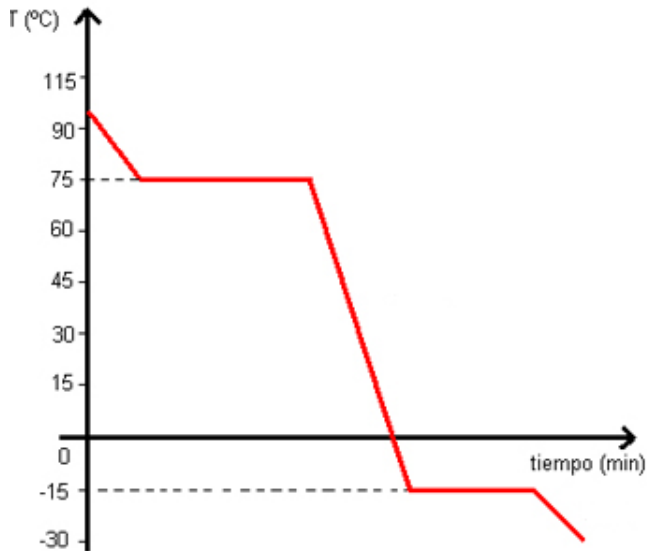
Curva de enfriamiento(I)



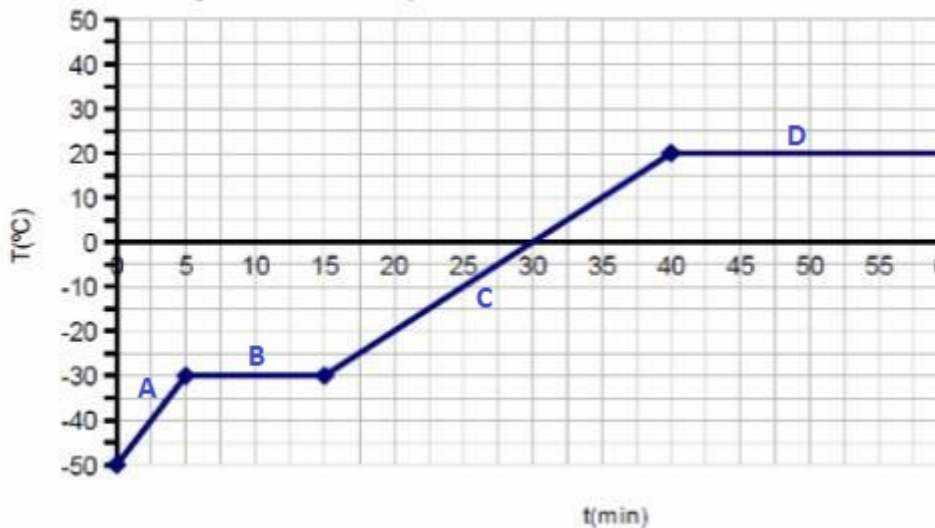
Curva calentamiento(II)



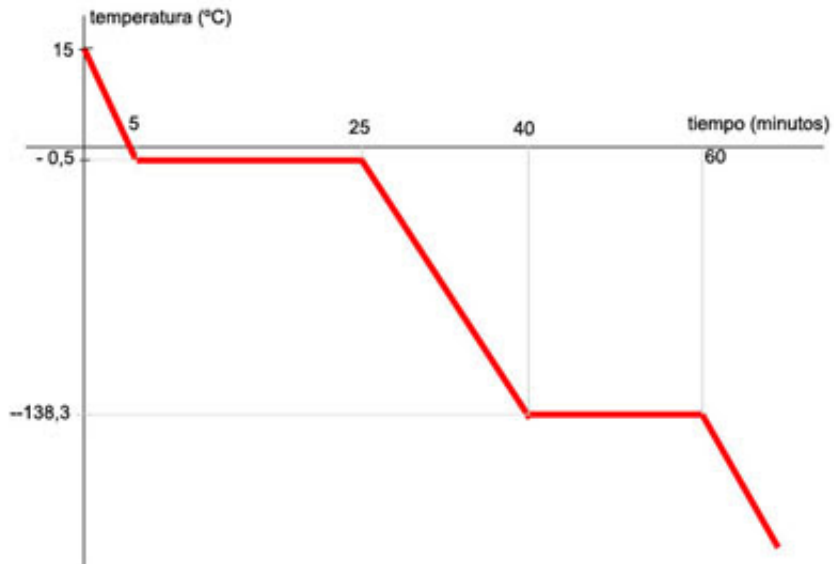
Curva de enfriamiento(II)



Curva calentamiento(III)



Curva de enfriamiento(III)



Gracias por vuestra atención



Figura 1: Loki is pleased!

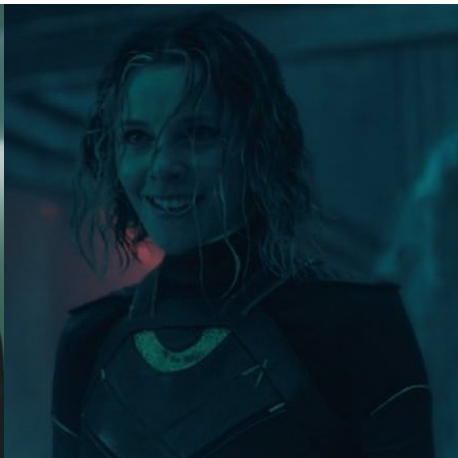


Figura 2: Sylvie is pleased!

4 Back-up slides: Leyes de los gases ideales

Gases ideales y sus leyes

De entre todos los gases (gases reales, de Van der Waals, de Chaplygin, . . .), seleccionamos los más importantes: los **gases ideales**.

- Un gas ideal satisface la ecuación de estado:

$$PV = nRT \quad \text{o bien} \quad PV = Nk_B T$$

donde $R = 0,082 \text{ atmL/Kmol} = 8,31 \text{ J/Kmol}$ es la constante universal de los gases, y $k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$ es la constante de Boltzmann.

- Un gas ideal satisface todas las hipótesis de la teoría cinética (en general).

Las leyes que rigen el comportamiento del gas ideal, deducibles de la ecuación de estado, son las siguientes:

- Para dos variables: la ley de Boyle-Mariotte, la ley de Charles, la ley de Gay-Lussac, la ley de Avogadro, la ley de Diver y la ley sin nombre.
- Para tres variables: la ley general de Clapeyron, y 3 variantes sin nombre.
- Para 4 variables (o una variable): la ley del gas ideal o ecuación de estado.

Ecuación de estado del gas ideal

Para cualquier gas ideal, a una presión P , con un volumen V , un determinado número de moles n (o número de partículas N) y a una cierta temperatura absoluta T se cumple que

Ecuación de estado del gas ideal

$$PV = nRT$$

$$PV = Nk_B T$$

donde $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ y
 $k_B = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$.

Mnemotécnica:

- PaVo=RaTón.
- Pues Vale=No Recuerdo Todo.
- Poderosos Venusianos=No Requieren Telequineses.
- Poderosos Venusianos=No Requieren Telepatía.

Boyle-Mariotte

En un gas ideal, si se mantienen constantes la temperatura T y el número de partículas N (o de moles n), en un proceso isotérmico, presión y volumen son inversamente proporcionales. Matemáticamente:

$$PV = \text{const.} \quad P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad P_0 V_0 = P_1 V_1 \quad P_i V_i = P_f V_f$$

Esto significa que al aumentar la presión, disminuye el volumen, y que al disminuir la presión, aumenta el volumen. La gráfica de la representación $P = P(V)$ ó $V = V(P)$ será una hipérbola.

Charles

En un gas ideal, si se mantienen constantes la presión P y el número de partículas N (o de moles n), en un proceso isóbaro (isobárico), volumen y temperatura son directamente proporcionales. Matemáticamente:

$$\frac{V}{T} = \text{const.} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1} \quad \frac{V_i}{T_i} = \frac{V_f}{T_f}$$

Esto significa que al aumentar la temperatura, aumenta el volumen, y que al disminuir la temperatura, disminuye el volumen. La gráfica de la representación $V = V(T)$ ó $T = T(V)$ será una recta.

Gay-Lussac

En un gas ideal, si se mantienen constantes el volumen V y el número de partículas N (o de moles n), en un proceso isócoro (isocórico), presión y temperatura son directamente proporcionales. Matemáticamente:

$$\frac{P}{T} = \text{const.} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1} \quad \frac{P_i}{T_i} = \frac{P_f}{T_f}$$

Esto significa que al aumentar la temperatura, aumenta la presión, y que al disminuir la temperatura, disminuye la presión. La gráfica de la representación $P = P(T)$ ó $T = T(P)$ será una recta.

Avogadro

En un gas ideal, si se mantienen constantes la presión P y la temperatura T , en un proceso isóbaro e isotérmico, volumen y número de moles (o partículas) son directamente proporcionales. Matemáticamente:

$$\frac{V}{n} = \text{const.} \quad \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \quad \frac{V_0}{n_0} = \frac{V_1}{n_1} \quad \frac{V_i}{n_i} = \frac{V_f}{n_f}$$

Volúmenes iguales de gases incluso diferentes tienen el mismo número de partículas (moléculas), y los volúmenes son directamente proporcionales al número de partículas o moles. La gráfica de la representación $V = V(n)$ ó $n = n(V)$ será una recta.

Diver

En un gas ideal, si se mantienen constantes el volumen V y la temperatura T , en un proceso isócoro (isocórico) e isotérmico, presión y número de moles (o de partículas) son directamente proporcionales. Matemáticamente:

$$\frac{P}{n} = \text{const.} \quad \frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2} \quad \frac{P_0}{n_0} = \frac{P_1}{n_1} \quad \frac{P_i}{n_i} = \frac{P_f}{n_f}$$

Esto significa que al aumentar la presión, aumenta el número de moles (o de partículas), y que al disminuir la presión, disminuye el número de moles (o de partículas). La gráfica de la representación $P = P(n)$ ó $n = n(P)$ será una recta.

Ley sin nombre

En un gas ideal, si se mantienen constantes la presión y el volumen, en un proceso isóbaro e isócoro, número de moles n (o de partículas N) y temperatura T son inversamente proporcionales. Matemáticamente:

$$nT = \text{const.} \quad n_1 T_1 = n_2 T_2 \quad n_0 T_0 = n_1 T_1 \quad n_i T_i = n_f T_f$$

Esto significa que al aumentar (disminuir) el número de partículas (o de moles), disminuye (aumenta) la temperatura. La gráfica de la representación $n = n(T)$ o $T = T(n)$ es una hipérbola.

Leyes generales del gas ideal

La única ley del gas ideal con 3 variables y nombre aceptado es la:

Ley de Clapeyron

Para un número de moles (o de partículas) fijo, un gas ideal satisface la relación y ecuación siguiente:

$$\frac{PV}{T} = \text{const.} \quad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1} \quad \frac{P_i V_i}{T_i} = \frac{P_f V_f}{T_f}$$

Haciendo constantes la presión P , el volumen V y la temperatura T :

- Si P es constante (proceso isóbaro): $\frac{V}{nT} = \text{const.}$, o $\frac{V_1}{n_1 T_1} = \frac{V_2}{n_2 T_2}$.
- Si V es constante (proceso isócoro): $\frac{P}{nT} = \text{const.}$, o $\frac{P_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2}{n_2 T_2}$.
- Si T es constante (proceso isotérmico): $\frac{PV}{n} = \text{const.}$, o

$$\frac{P_1 V_1}{n_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2}$$

Ley de las presiones parciales o de Dalton

Para un gas ideal multicomponente, la presión total es igual a la suma de la presión parcial de cada gas componente. Matemáticamente:

$$P_{total} = \sum_{i=1}^N P_i = P_1 + P_2 + \cdots + P_N$$

Además la presión parcial se calcularía con la expresión $P_i = \chi_i P_{total}$, donde χ_i es la llamada fracción molar.

Ley de los volúmenes parciales o ley de Amagat

Para un gas multicomponente, el volumen total se calcula sumando los volúmenes parciales de cada gas (suponiendo no hay interacciones fuertes entre partículas). Matemáticamente:

$$V_{total} = \sum_{i=1}^N V_i = V_1 + V_2 + \cdots + V_N$$

Esta ley significa que los volúmenes son aditivos. En disoluciones o mezclas rarificadas, o con interespacios o interacciones notables, no es válida en general.

Otras leyes de los gases(ideales)[parte (III)]

Las partículas móviles de un gas, con la temperatura, se pueden difundir y sufrir efusión. Considerando que la temperatura absoluta y la masa de cada de cada partícula o molécula del gas permanece constante, la energía cinética permanece constante y se tiene la ley de efusión de Graham:

Ley de Graham de la efusión

En un gas ideal, cuyas partículas tienen masa m y velocidad v , se cumple que $E_c = mv^2/2 = \text{cte.}$, y por tanto,

$$mv^2 = \text{cte.} \leftrightarrow \sqrt{mv} = \text{cte.}' \rightarrow m_1 v_1^2 = m_2 v_2^2 \leftrightarrow \frac{m_1}{m_2} = \frac{v_2^2}{v_1^2} \leftrightarrow \sqrt{\frac{m_1}{m_2}} = \frac{v_2}{v_1}$$

Ecuación de estado del gas cosmológico ideal

Para un gas ideal con densidad constante $\rho = M/V$, y masa molar MM se puede demostrar, a temperatura constante, que:

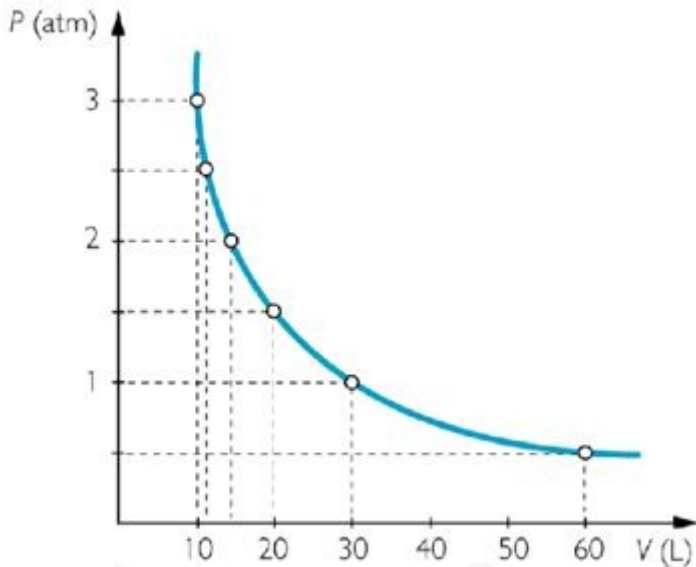
$$PV = nRT \rightarrow P = \frac{n}{V}RT = \frac{m(g)}{MM \cdot V}RT = \rho \frac{RT}{MM} = \omega\rho$$

Ecuación del gas ideal cosmológico

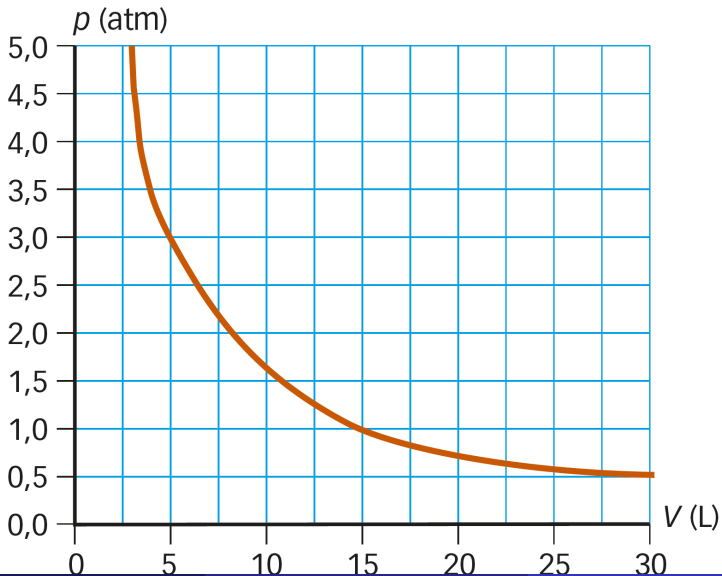
La ecuación $P = P(\rho) = \omega\rho$ se llama ecuación de estado del gas ideal cosmológico y se puede aplicar a materia, materia exótica e incluso radiación u otras formas extrañas de materia o energía ($E = mc^2$).

Incluye como gases particulares la materia ($\omega = 0$), la radiación ($\omega = 1/3$), y otros casos exóticos como los defectos topológicos, cuerdas cósmicas, la quintaesencia, la energía oscura (constante cosmológica, $\omega = -1$) o la energía fantasma ($\omega < -1$).

Ejemplo ley de Boyle-Mariotte

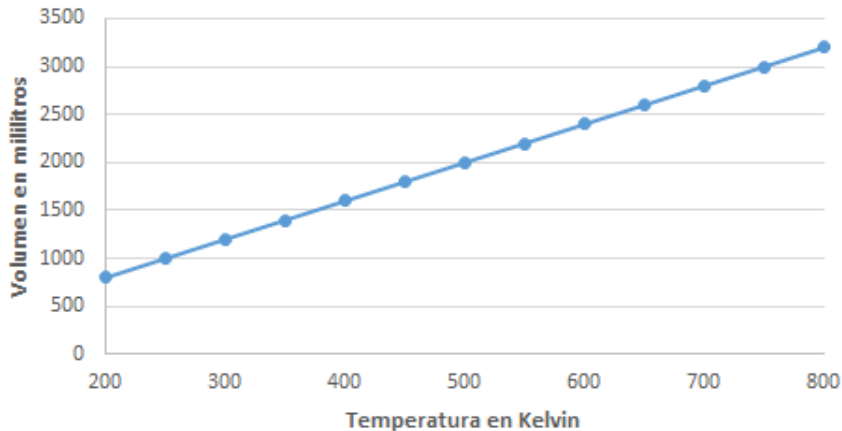


Ejemplo ley de Boyle-Mariotte(II)

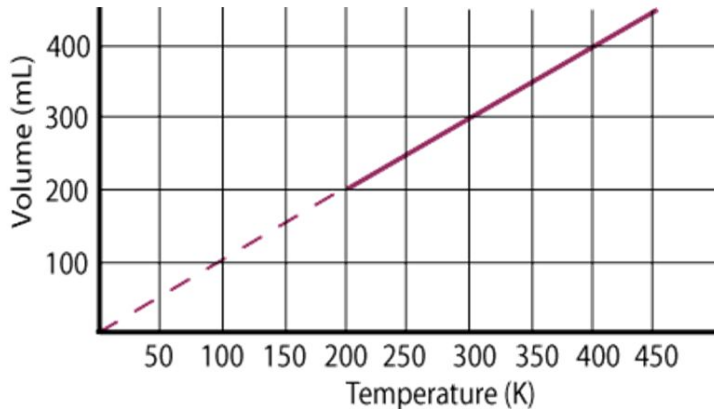


Ejemplo ley de Charles(I)

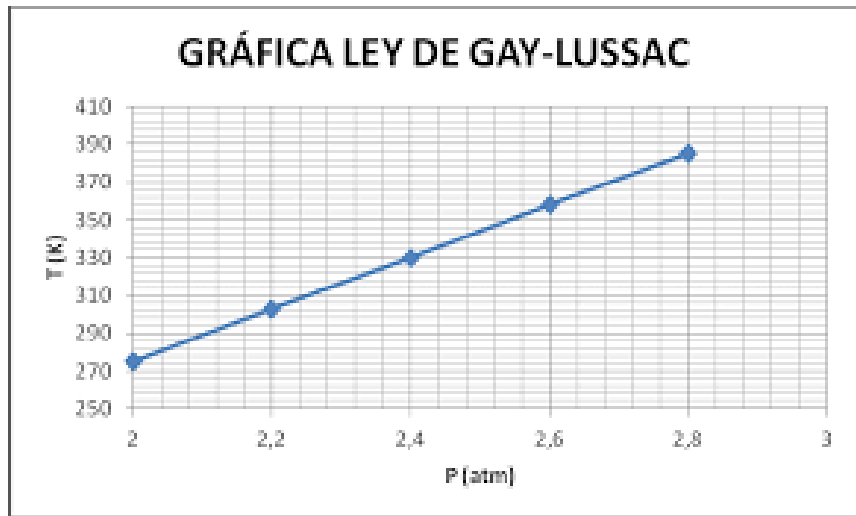
Gráfica Ley de Charles



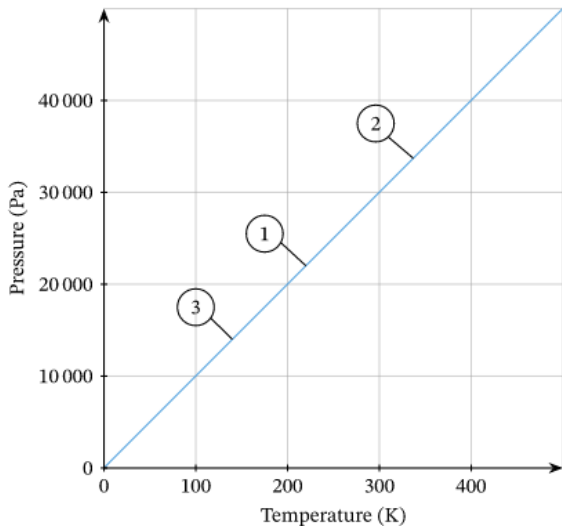
Graph of Charles' Law



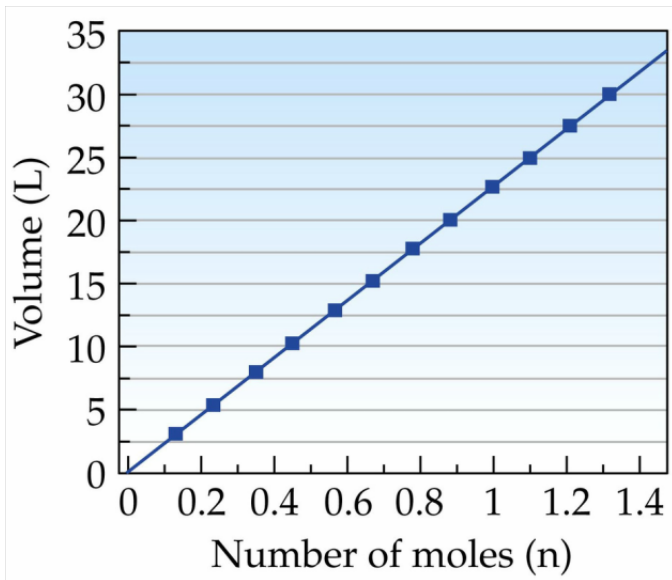
Ejemplo ley de Gay-Lussac



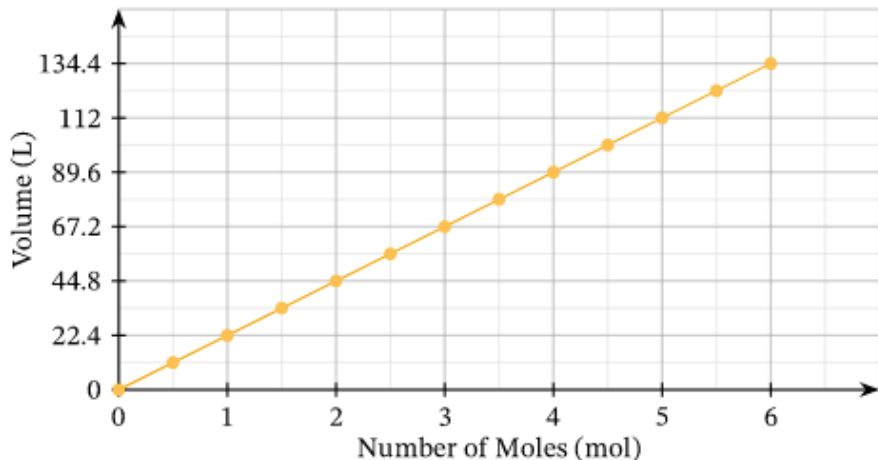
Ejemplo ley de Gay-Lussac(II)



Ejemplo ley de Avogadro



Volume Versus Number of Moles at STP



Leyes de los gases(I): resumen manuscrito

Gases ideales(I)

Oth. Ecuación de estado:

$$R = 0.082 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{K}\cdot\text{mol}} = 8.31 \frac{\text{J}}{\text{K}\cdot\text{mol}} \quad k_B = 1.38 \cdot 10^{-23} \text{J}\cdot\text{K}^{-1}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$
$$P \cdot V = N \cdot k_B \cdot T$$

1st. Ley de Boyle-Mariotte:

$$P \cdot V = \text{constante}, \quad \left\{ \begin{array}{l} P_1 V_1 = P_2 V_2 \\ n = \text{cte} \\ T = \text{cte} \end{array} \right.$$

2nd. Ley de Charles:

$$\frac{V}{T} = \text{constante}, \quad \left\{ \begin{array}{l} \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \\ P = \text{cte} \\ n = \text{cte} \end{array} \right.$$

3rd. Ley de Gay-Lussac:

$$\frac{P}{T} = \text{constante}, \quad \left\{ \begin{array}{l} \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \\ n = \text{cte} \\ V = \text{cte} \end{array} \right.$$

4th. Ley de Avogadro:

$$\frac{V}{n} = \text{constante}, \quad \left\{ \begin{array}{l} \frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \\ P = \text{cte} \\ T = \text{cte} \end{array} \right.$$

5th. Ley de Diver:

$$\frac{P}{n} = \text{constante}, \quad \left\{ \begin{array}{l} \frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2} \\ V = \text{cte} \\ T = \text{cte} \end{array} \right.$$

6th. Ley sin nombre:

$$n \cdot T = \text{constante}, \quad \left\{ \begin{array}{l} n_1 T_1 = n_2 T_2 \\ P = \text{cte} \\ V = \text{cte} \end{array} \right.$$

1(+6) ecuaciones de 4(2) variables.

Gases ideales (II) $[PV=nRT]$

Ecuación de estado: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Leyes generales (con 3 variables)

1st. Clapeyron law: $\frac{PV}{T} = \text{const.}$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}, \quad n = \text{cte.}$$

2nd. ley general adicional (I):

$$\frac{PV}{n} = \text{const.}, \quad \frac{P_1 V_1}{n_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2}, \quad T = \text{cte.}$$

3rd. ley general adicional (II):

$$\frac{V}{nT} = \text{const.}, \quad \frac{V_1}{n_1 T_1} = \frac{V_2}{n_2 T_2}, \quad P = \text{cte.}$$

4rd. ley general adicional (III)

$$\frac{P}{nT} = \text{const.}, \quad \frac{P_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2}{n_2 T_2}, \quad V = \text{cte.}$$

1(4) ecuaciones/leyes de 4(3) variables.

Gases ideales (III): otras leyes (ecuaciones)

1st. Ley de Dalton (presiones parciales)

$$P_{\text{total}} = \sum_{i=1}^N P_i = P_1 + P_2 + \dots + P_N$$

2nd. Ley de Amagat (aditividad del volumen) N

$$V_{\text{total}} = \sum_{i=1}^N V_i = V_1 + V_2 + \dots + V_N$$

3rd. Ley de Graham (efusión)

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2 = \text{const.} \Rightarrow mv^2 = \text{const.} \quad m_1 v_1^2 = m_2 v_2^2$$

$$\text{o bien } \frac{m_1}{m_2} = \left(\frac{v_2}{v_1}\right)^2 \quad \text{o bien } \sqrt{\frac{m_1}{m_2}} = \frac{v_2}{v_1} \quad \text{o bien } \sqrt{m} \cdot v = \text{const.}$$

4th. Ecuación de estado cosmológica:

$$P = \frac{n \cdot RT}{V} = \rho \cdot \frac{RT}{M} = \rho p \rightarrow \boxed{P = \rho p} \quad \rho = \frac{m}{V}$$

Ideal gases(I): manuscript

Ideal gases(I) $[P \cdot V] = N k_B T$

0th. Equation of state: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$
 $R = 0.082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} = 8.31 \frac{\text{J}}{\text{K} \cdot \text{mol}}, k_B = 1.38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}}$

1st. Boyle-Mariotte law $n = \text{const.}$
 $T = \text{const.}$
 $P \cdot V = \text{const.}$ $P_1 V_1 = P_2 V_2$

2nd. Charles law $P = \text{const.}$
 $n = \text{const.}$
 $\frac{V}{T} = \text{const.}$ $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

3rd. Gay-Lussac law $V = \text{const.}$
 $n = \text{const.}$
 $\frac{P}{T} = \text{const.}$ $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

4th. Avogadro law $P = \text{const.}$
 $T = \text{const.}$
 $\frac{V}{n} = \text{const.}$ $\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$

5th. Piver law $V = \text{const.}$
 $T = \text{const.}$
 $\frac{P}{n} = \text{const.}$ $\frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2}$

6th. No name law $P = \text{const.}$
 $V = \text{const.}$
 $n \cdot T = \text{const.}$ $n_1 T_1 = n_2 T_2$

1(+6) 4(2) variable laws

Ideal gases (II) $[PV=nRT]$

Equation of state: $PV=n \cdot R \cdot T$

1st. Claperon (general) law

$$n = \text{const.} \Rightarrow \frac{PV}{T} = \text{const.}, \quad \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

2nd. No name general law(I)

$$T = \text{const.} \Rightarrow \frac{P \cdot V}{n} = \text{const.}, \quad \frac{P_1 V_1}{n_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2}$$

3rd. No name general law(II)

$$P = \text{const.} \Rightarrow \frac{V}{n \cdot T} = \text{const.}, \quad \frac{V_1}{n_1 T_1} = \frac{V_2}{n_2 T_2}$$

4rd. No name general law(III)

$$V = \text{const.} \Rightarrow \frac{P}{n \cdot T} = \text{const.}, \quad \frac{P_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2}{n_2 T_2}$$

There are 1(+4) equations/laws with
4(3) variables (for ideal gases!)

Ideal gases(III): other laws (equations)

Ideal gas equation of state: $PV=nRT$
 $PV=Nk_B T$

1st. Dalton's law (partial pressures)

$$P_{\text{total}} = \sum_{i=1}^N P_i = P_1 + P_2 + \dots + P_N$$

2nd. Amagat's law (partial volumes)

$$V_{\text{total}} = \sum_{i=1}^N V_i = V_1 + V_2 + \dots + V_N$$

3rd. Graham's law (effusion)

$$E_k = \frac{1}{2}mv^2 = \text{const.} \Rightarrow mv^2 = \text{const.} \quad m_1 v_1^2 = m_2 v_2^2$$

or $\left(\frac{m_1}{m_2}\right) = \left(\frac{v_2}{v_1}\right)^2$ or $\sqrt{\frac{m_1}{m_2}} = \frac{v_2}{v_1}$ or $\sqrt{m \cdot v} = \text{const.}$

4th. Cosmological equation of state.

$$PV=nRT \rightarrow P = \frac{n}{V}RT \rightarrow P = \rho \frac{RT}{M} \rightarrow \boxed{P = \omega \rho} \propto \frac{m}{V}$$

There are other (ideal) gas laws as well!