

## *ANNEX GENERAL*

*Taula periòdica amb masses atòmiques (2016)*

*Taula periòdica amb els estats d'oxidació més importants*

*Taula periòdica buida per a estudi*

*L'establiment de la teoria atòmica de la matèria: segle XIX*

*Segle XX: els models atòmics*

*Tipus d'enllaç químic i propietats macroscòpiques*

*Regles de formulació i nomenclatura inorgànica esquemàtiques*

*L'alfabet grec i el vocabulari tècnic*

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

# TAULA PERIÒDICA DELS ELEMENTS

1 <b>H</b> 1,01																	2 <b>He</b> 4,00
3 <b>Li</b> 6,94	4 <b>Be</b> 9,01	<i>SÍMBOLS, NOMBRES I MASSES ATÒMIQUES ARREDONIDES (IUPAC 2016)</i>										5 <b>B</b> 10,81	6 <b>C</b> 12,01	7 <b>N</b> 14,01	8 <b>O</b> 16,00	9 <b>F</b> 19,00	10 <b>Ne</b> 20,18
11 <b>Na</b> 22,99	12 <b>Mg</b> 24,31											13 <b>Al</b> 26,98	14 <b>Si</b> 28,09	15 <b>P</b> 30,97	16 <b>S</b> 32,07	17 <b>Cl</b> 35,45	18 <b>Ar</b> 39,95
19 <b>K</b> 39,10	20 <b>Ca</b> 40,08	21 <b>Sc</b> 44,96	22 <b>Ti</b> 47,87	23 <b>V</b> 50,94	24 <b>Cr</b> 52,00	25 <b>Mn</b> 54,94	26 <b>Fe</b> 55,85	27 <b>Co</b> 58,93	28 <b>Ni</b> 58,69	29 <b>Cu</b> 63,55	30 <b>Zn</b> 65,41	31 <b>Ga</b> 69,72	32 <b>Ge</b> 72,61	33 <b>As</b> 74,92	34 <b>Se</b> 78,96	35 <b>Br</b> 79,90	36 <b>Kr</b> 83,80
37 <b>Rb</b> 85,47	38 <b>Sr</b> 87,62	39 <b>Y</b> 88,91	40 <b>Zr</b> 91,22	41 <b>Nb</b> 92,91	42 <b>Mo</b> 95,94	43 <b>Tc</b> [98]	44 <b>Ru</b> 101,07	45 <b>Rh</b> 102,91	46 <b>Pd</b> 106,42	47 <b>Ag</b> 107,87	48 <b>Cd</b> 112,41	49 <b>In</b> 114,82	50 <b>Sn</b> 118,71	51 <b>Sb</b> 121,76	52 <b>Te</b> 127,60	53 <b>I</b> 126,90	54 <b>Xe</b> 131,29
55 <b>Cs</b> 132,91	56 <b>Ba</b> 137,33	57 + <b>La</b> 138,91	72 <b>Hf</b> 178,49	73 <b>Ta</b> 180,95	74 <b>W</b> 183,84	75 <b>Re</b> 186,21	76 <b>Os</b> 190,23	77 <b>Ir</b> 192,22	78 <b>Pt</b> 195,08	79 <b>Au</b> 196,97	80 <b>Hg</b> 200,59	81 <b>Tl</b> 204,38	82 <b>Pb</b> 207,2	83 <b>Bi</b> 208,98	84 <b>Po</b> [209]	85 <b>At</b> [210]	86 <b>Rn</b> [222]
87 <b>Fr</b> [223]	88 <b>Ra</b> [226]	89 * <b>Ac</b> [227]	104 <b>Rf</b> [261]	105 <b>Db</b> [262]	106 <b>Sg</b> [266]	107 <b>Bh</b> [264]	108 <b>Hs</b> [269]	109 <b>Mt</b> [268]	110 <b>Ds</b> [271]	111 <b>Rg</b> [272]	112 <b>Cn</b> [285]	113 <b>Nh</b> [284]	114 <b>Fl</b> [289]	115 <b>Mc</b> [288]	116 <b>Lv</b> [293]	117 <b>Ts</b> [294]	118 <b>Og</b> [294]
		+	58 <b>Ce</b> 140,12	59 <b>Pr</b> 140,91	60 <b>Nd</b> 144,24	61 <b>Pm</b> [145]	62 <b>Sm</b> 150,36	63 <b>Eu</b> 151,96	64 <b>Gd</b> 157,25	65 <b>Tb</b> 158,93	66 <b>Dy</b> 162,50	67 <b>Ho</b> 164,93	68 <b>Er</b> 167,26	69 <b>Tm</b> 168,93	70 <b>Yb</b> 173,04	71 <b>Lu</b> 174,97	
		*	90 <b>Th</b> 232,04	91 <b>Pa</b> 231,04	92 <b>U</b> 238,03	93 <b>Np</b> [237]	94 <b>Pu</b> [244]	95 <b>Am</b> [243]	96 <b>Cm</b> [247]	97 <b>Bk</b> [247]	98 <b>Cf</b> [251]	99 <b>Es</b> [252]	100 <b>Fm</b> [257]	101 <b>Md</b> [258]	102 <b>No</b> [259]	103 <b>Lr</b> [262]	

1

# TAULA PERIÒDICA DELS ELEMENTS

18

		<i>estats d'oxidació dels elements més importants</i>											13	14	15	16	17		
<b>1</b>	H +1 -1																	He	
<b>2</b>	Li +1	Be +2												B -3 +3	C (+2) -4 +4	N (*) -3 +3 +5	O (-1) -2	F -1	Ne
<b>3</b>	Na +1	Mg +2	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>	<b>8</b>	<b>9</b>	<b>10</b>	<b>11</b>	<b>12</b>	Al +3	Si -4 +4	P -3 +3 +5	S -2 +4 +6	Cl -1 +1 +3 +5 +7	Ar	
<b>4</b>	K +1	Ca +2				Cr +2 +3 +6	Mn+2 +3 +4 +6 +7	Fe +2 +3	Co +2 +3	Ni +2 +3	Cu +1 +2	Zn +2	Ga +3	Ge +4	As -3 +3 +5	Se -2 +2 +4 +6	Br -1 +1 +3 +5 +7	Kr	
<b>5</b>	Rb +1	Sr +2								Pd +2 +4	Ag +1	Cd +2	In +3	Sn +2 +4	Sb -3 +3 +5	Te -2 +2 +4 +6	I -1 +1 +3 +5 +7	Xe	
<b>6</b>	Cs +1	Ba +2								Pt +2 +4	Au +1 +3	Hg +1 +2	Tl +1 +3	Pb +2 +4	Bi +3 +5	Po +2 +4 +6	At -1 +1 +3 +5 +7	Rn	
<b>7</b>	Fr +1	Ra +2																	

(\*) Excepcionalment el NITROGEN quan es combina amb l'OXIGEN té també les valències +1, +2 i +4.

L'HIDROGEN només té valència NEGATIVA quan es combina amb els METALLS.

Els METALLS sempre tenen valència POSITIVA.

Els NO-METALLS tenen valència NEGATIVA quan es combinen amb els METALLS i amb l'HIDROGEN.

Els NO-METALLS tenen valència POSITIVA quan es combinen amb l'OXIGEN.



# L'ESTABLIMENT DE LA TEORIA ATÒMICA DE LA MATÈRIA

## PRINCIPIS DEL SEGLE XIX

HIPÒTESI ATÒMICA DE DALTON (1807) : LA MATÈRIA ESTÀ CONSTITUÏDA PER ÀTOMS INDIVISIBLES



<p><b>DESCÀRREGUES ELÈCTRIQUES EN GASOS A BAIXA PRESSIÓ</b>  <i>Crookes, Thomson, Goldstein, Millikan, Aston (1860 - 1920)</i>                  Emissió de llum característica per part d'un gas sotmès a una gran diferència de potencial</p> <p style="text-align: center;">①</p>	<p><b>RADIOACTIVITAT</b>  <i>Becquerel (1896)</i>  <i>Marie i Pierre Curie (1898)</i>                  Desintegració espontània dels nuclis d'alguns àtoms que es transformen en d'altres i emeten radiacions característiques (<math>\alpha</math>, <math>\beta</math>, <math>\gamma</math>)</p> <p style="text-align: center;">②</p>	<p><b>ELECTRÒLISI</b>  <i>Faraday (1834)</i>                  Descomposició química de les substàncies per mitjà del corrent elèctric</p> <p style="text-align: center;">③</p>
---	--	--



## FINALS DEL SEGLE XIX

LA MATÈRIA ESTÀ CONSTITUÏDA PER ÀTOMS QUE HAN DE TENIR UNA ESTRUCTURA INTERNA DE NATURALESA ESSENCIALMENT ELÈCTRICA

① i ③ Descoberta de l'**electró**: *Stoney* (1874), "partícules d'electricitat" ; *Thomson*, relació **q/m** (1897) ; *Millikan*, **q** (1909) (gotes d'oli)

① Descoberta del **protó**: *Goldstein, Aston...* (raigs anòdics)

② Descoberta del **neutró**: (1932) *Chadwick* (radioactivitat artificial)

Partícula	Símbols	Massa (kg)	Càrrega (C)	Massa relativa (uma)	Q relativa ( $e^- = -1$ )
ELECTRÓ	$e^-$ ${}_{-1}^0e$	$9,1094 \cdot 10^{-31}$	$-1,60 \cdot 10^{-19}$	0,0005	-1
PROTÓ	$p^+$ ${}_{1}^1p$ $H^+$ ${}_{1}^1H$	$1,6726 \cdot 10^{-27}$	$1,60 \cdot 10^{-19}$	1,0073	+1
NEUTRÓ	$n$ ${}_{0}^1n$	$1,6750 \cdot 10^{-27}$	0	1,0087	0

## SEGLE XX - MODELS ATÒMICS

Descàrregues elèctriques en gasos a baixa pressió  
Descoberta de l'electró (present en molts fenòmens)



MODEL ATÒMIC DE **THOMSON** (1904) :  
Primera proposta d'estructura interna de l'àtom

Experiments de bombardeig amb partícules  $\alpha$   
Caracterització del nucli atòmic



MODEL ATÒMIC DE **RUTHERFORD** (1911) :  
Establiment del model nuclear  
Hipòtesi sobre l'existència del neutró

Espectres discontinus d'emissió dels àtoms  
Hipòtesi de **Planck**. Efecte fotoelèctric: **Einstein**



MODEL ATÒMIC DE **BOHR** (1913) :  
Distribució dels electrons en nivells energètics determinats

CRISI DE LA FÍSICA CLÀSSICA (*MECÀNICA DE NEWTON I TEORIA ELECTROMAGNÈTICA DE MAXWELL*)

ELABORACIÓ DE LA FÍSICA QUÀNTICA :

**Una nova física per a explicar el món submicroscòpic**

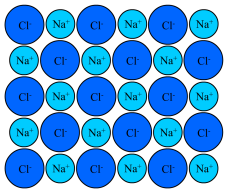
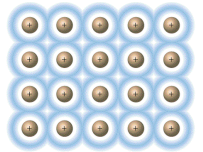
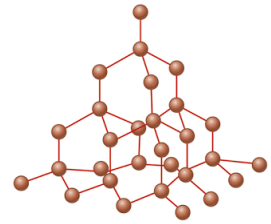
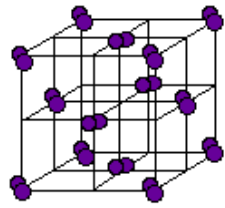
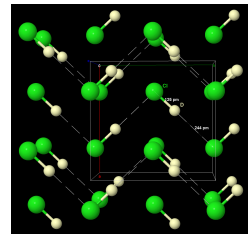
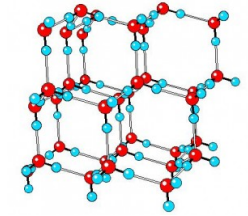
Dualitat ona-partícula: **De Broglie** (1924)  
⇒  
Principi d'indeterminació: **Heisenberg** (1927)

MODEL QUÀNTIC DE L'ÀTOM (1927) :

Concepte d'orbital

Schrödinger, Heisenberg, Bohr, Einstein, Born, Dirac...

## TIPUS D'ENLLAÇ QUÍMIC I PROPIETATS MACROSCÒPIQUES

<b>Tipus d'enllaç:</b>	<b>ENLLAÇ IÒNIC</b>	<b>ENLLAÇ METÀL·LIC</b>	<b>ENLLAÇ COVALENT</b>	<b>DIPOLAR INDUÏT</b>	<b>DIPOLAR PERMANENT</b>	<b>PONTS D'HIDROGEN</b>
<b>Naturalesa de l'enllaç:</b>	Atracció electrostàtica intensa entre ions	Compartició d'un núvol electrònic entre moltes restes atòmiques positives	Compartició (equivalent o desigual) de parells d'electrons	Febles atraccions elèctriques entre dipols induïts o àtoms polaritzats	Febles atraccions elèctriques entre dipols moleculars permanents	Compartició d'un protó entre dos àtoms molts electronegatius i petits
<b>Condicions generals de formació de l'enllaç:</b>	Transferència completa d'electrons entre àtoms de molt diferent EN (metall-no metall)	Enllaç entre àtoms metàl·lics, poc EN. Les restes iòniques positives es mantenen unides pels electrons de valència que estan deslocalitzats per tota la xarxa metàl·lica	Compartició d'electrons entre àtoms d'EN semblant. L'enllaç entre uns pocs àtoms dóna lloc a molècules discretes. Si tots els àtoms estan units es formen cristalls atòmics	Polarització o deformació elèctrica dels àtoms que perden la simetria de la seua distribució electrònica, a causa de la proximitat entre molècules poc polars	Els enllaços polars es formen per unió covalent entre àtoms de diferència d'EN moderada. Produeixen molècules polars que després s'atrauen	El protó d'una molècula atrau un parell d'electrons solitaris d'un àtom molt EN i petit (F, O, N) d'una altra molècula veïna o de vegades d'una altra part de la mateixa molècula (proteïnes i ADN, p.e.)
<b>Tipus de cristall en estat sòlid:</b>	Cristalls iònics 	Cristalls metàl·lics. Xarxa cristal·lina d'ions positius molt compacta, enmig de la qual estan els electrons deslocalitzats, quasi lliures, molt fàcilment desplaçables 	Cristalls moleculars, mantinguts per febles forces de Van der Waals de naturalesa dipolar (dipols induïts). Cristalls covalents 	Cristalls moleculars (forces de Van der Waals) 	Cristalls moleculars dipolars (forces de Van der Waals) 	Cristalls moleculars dipolars (ponts d'hidrogen) Les molècules no semblen tan clarament diferenciades 
<b>Propietats de les substàncies associades al tipus d'enllaç:</b>	Punts de fusió i ebullició elevats. Conductors del corrent elèctric en estat líquid o en dissolució. Solubles en líquids polars. Durs i fràgils	Punts de fusió i ebullició generalment elevats. Molt bons conductors elèctrics en estat sòlid. Lluentor metàl·lica. Dúctils i mal·leables	Gasos o líquids i sòlids molt volàtils  Punts de fusió altíssims. Molt durs. Insolubles en quasi tots els dissolvents	Punts de fusió i ebullició molt baixos. Poc conductors de l'electricitat en estat líquid. Solubles en líquids apolars. Cristalls blans	Punts de fusió i ebullició molt baixos però majors que les substàncies amb molècules apolars. Solubles en líquids polars	Punts de fusió i ebullició molt baixos però majors que les substàncies amb molècules polars que no poden formar ponts. Solubles en líquids amb ponts
<b>Exemples:</b>	NaCl CaF <sub>2</sub> K <sub>2</sub> O BaS	Na Au Cu Zn Aliatges	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> C(diamant) SiC SiO <sub>2</sub>	I <sub>2</sub> CCl <sub>4</sub>	HCl SO <sub>2</sub> PCl <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O HF NH <sub>3</sub> CH <sub>3</sub> OH

## REGLES DE FORMULACIÓ I NOMENCLATURA INORGÀNICA ESQUEMÀTIQUES

### Esquema 1 : CATIONS

Ions positius (Cations)		
Monoatòmics		Poliatòmics
Un únic ió possible	Més d'un ió possible	
<p><b>Regla:</b> IÓ + Nom de l'element</p> <p><b>Exemples:</b> Na<sup>+</sup> ió sodi Mg<sup>2+</sup> ió magnesi H<sup>+</sup> ió hidrogen</p> <p><b>Comentari:</b> El nombre de càrregues positives NO s'indica en el nom perquè no fa falta, ja que és l'únic ió possible</p>	<p><b>Regla:</b> el nombre de càrregues positives s'indica mitjançant numerals ROMANS</p> <p><b>Exemples:</b> Fe<sup>2+</sup> ió ferro(II) Fe<sup>3+</sup> ió ferro(III) Cu<sup>+</sup> ió coure(I) Cu<sup>2+</sup> ió coure(II)</p>	<p><b>Regla:</b> No n'hi ha</p> <p><b>Exemples:</b> NH<sub>4</sub><sup>+</sup> ió amoni H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ió oxoni Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup> ió mercuri(I)</p> <p><b>Comentari:</b> Els ions Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup> són necessàriament diatòmics, ja que contenen un enllaç covalent Hg<sup>+</sup>—Hg<sup>+</sup> i no existeixen els ions Hg<sup>+</sup> solts. A banda hi ha els ions Hg<sup>2+</sup>, anomenats mercuri(II), que són monoatòmics</p>

### Esquema 2 : ANIONS

Ions negatius (Anions)			
Monoatòmics	Oxoanions (Contenen oxigen)	Altres i Excepcions	Oxoanions que, a més, contenen hidrogen
<p><b>Regla:</b> Arrel del nom + UR</p> <p><b>Exemples:</b> H<sup>-</sup> ió hidrur F<sup>-</sup> ió fluorur N<sup>3-</sup> ió nitrur C<sup>4-</sup> ió carbur</p> <p><b>Excepció:</b> O<sup>2-</sup> ió ÒXID</p>	<p><b>Regla:</b> Mínim O : hipo--it Menys O : --it Més O : --at Màxim O : per--at</p> <p><b>Exemples:</b> ClO<sup>-</sup> ió hipoclorit ClO<sub>2</sub><sup>-</sup> ió clorit ClO<sub>3</sub><sup>-</sup> ió clorat ClO<sub>4</sub><sup>-</sup> ió perclorat SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> ió sulfit SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> ió sulfat</p> <p><b>Comentari:</b> Els halògens (llevat del F) formen els quatre ions. Quan només es formen dos ions s'anomenen <b>-it</b> i <b>-at</b> i quan només se'n forma un <b>-at</b></p>	<p><b>Regla:</b> No hi ha regla, cal memoritzar els exemples més importants.</p> <p><b>Exemples:</b> OH<sup>-</sup> ió hidròxid CN<sup>-</sup> ió cianur O<sub>2</sub><sup>2-</sup> ió peròxid MnO<sub>4</sub><sup>2-</sup> ió manganat MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> ió permanganat CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup> ió cromat Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> ió dicromat PO<sub>4</sub><sup>3-</sup> ió fosfat C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub><sup>-</sup> ió acetat C<sub>2</sub>O<sub>4</sub><sup>2-</sup> ió oxalat</p>	<p><b>Regla:</b> H-oxoanió: HIDROGEN+nom de l'oxoanió H<sub>2</sub>-oxoanió: DIHIDROGEN+ nom de l'oxoanió</p> <p><b>Exemples:</b> HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> ió hidrogencarbonat HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> ió hidrogensulfat HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup> ió hidrogenfosfat H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup> ió dihidrogenfosfat</p>



### Esquema 3 : COMPOSTOS

COMPOSTOS			
IÒNICS (Anió + Catió)	COMPOSTOS AMB HIDROGEN		COVALENTS
<i>Metall + H = HIDRURS</i>	H + No-metall = HIDRÀCIDS	H + Oxoanions = OXOÀCIDS	(No-metall + No-metall)
<p><b>Regla:</b> Nom de l'anió+DE+nom del catió</p> <p><b>Exemples:</b></p> <p>NaCl      clorur de sodi</p> <p>MgCl<sub>2</sub>    clorur de magnesi</p> <p>Fe<sub>3</sub>N<sub>2</sub>    nitrur de ferro(II)</p> <p>Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>   carbonat de sodi</p> <p>KOH        hidròxid de potassi</p> <p>Ba(OH)<sub>2</sub>   hidròxid de bari</p> <p>NaH        hidrur de sodi</p> <p>CaH<sub>2</sub>      hidrur de calci</p> <p><b>Comentari:</b> El nom no indica el nombre de cations i anions, perquè només hi ha una possibilitat de combinar els ions per a formar el compost</p>	<p><b>Regla 1a:</b> (en absència d'aigua): Nom-UR D'HIDROGEN</p> <p><b>Exemples:</b></p> <p>HCl        clorur d'hidrogen</p> <p>HF         fluorur d'hidrogen</p> <p>H<sub>2</sub>S        sulfur d'hidrogen</p> <p><b>Regla 2a:</b> (en un medi aquós): ÀCID Nom-HÍDRIC</p> <p><b>Exemples:</b></p> <p>HCl(aq)    àcid clorhídric</p> <p>HF(aq)     àcid fluorhídric</p> <p>H<sub>2</sub>S(aq)    àcid sulfhídric</p> <p><b>Comentaris:</b></p> <p>a. Aquests compostos amb H s'anomenen com si foren iònics</p> <p>b. L'expressió (aq) es pot ometre quan s'entén pel context</p>	<p><b>Regla:</b></p> <p>ÀCID    HIPO--ÓS</p> <p>ÀCID     --ÓS</p> <p>ÀCID     --IC</p> <p>ÀCID     PER--IC</p> <p>segons l'anió d'on procedeixen</p> <p><b>Exemples:</b></p> <p>HCIO      àcid hipoclorós</p> <p>HCIO<sub>2</sub>    àcid clorós</p> <p>HCIO<sub>3</sub>    àcid clòric</p> <p>HCIO<sub>4</sub>    àcid perclòric</p> <p>HNO<sub>2</sub>     àcid nítrós</p> <p>HNO<sub>3</sub>     àcid nítric</p> <p>H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>    àcid sulfurós</p> <p>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>    àcid sulfúric</p> <p>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>    àcid fosfòric</p> <p><b>Comentaris:</b> Convé memoritzar els àcids més importants</p>	<p><b>Regles:</b></p> <p>a. Anomenem primer l'element més electronegatiu, que a la fórmula apareix en 2n lloc</p> <p>b. Indiquem les proporcions numèriques amb prefixos</p> <p>c. El prefix MONO s'omet de la segona paraula</p> <p><b>Prefixos grecs:</b></p> <p>1 = mono ; 2 = di ; 3 = tri</p> <p>4 = tetra ; 5 = penta ; 6 = hexa</p> <p>7 = hepta ; 8 = octo ; 9 = nona</p> <p>10 = deca</p> <p><b>Exemples:</b></p> <p>N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>    tetraòxid de dinitrogen</p> <p>CO        monòxid de carboni</p> <p>CO<sub>2</sub>      diòxid de carboni</p> <p>NO<sub>2</sub>      diòxid de nitrogen</p> <p>N<sub>2</sub>O      monòxid de dinitrogen</p> <p><b>Comentaris:</b> Alguns compostos d'hidrogen tenen noms que cal memoritzar: aigua (H<sub>2</sub>O), amoníac (NH<sub>3</sub>), fosfina o fosfà (PH<sub>3</sub>), metà (CH<sub>4</sub>), silà (SiH<sub>4</sub>), etc.</p>

## L'ALFABET GREC I EL VOCABULARI TÈCNIC <sup>1</sup>

A α (alfa)	FÍS.: partícula, angle, coeficient, acceleració	N ν (ni)	FÍS.: freqüència
B β (beta)	FÍS.: partícula, angle	Ξ (csi maj.)	FÍS.: partícula elemental
		ξ (csi min.)	FÍS.: savart (unitat usada en acústica)
Γ γ (gamma)	FÍS.: raigs, funció matemàtica, coeficient, angle	O o (òmicron)	<i>Com és idèntica a la llatina no s'usa</i>
Δ (delta maj.)	FÍS. MAT.: increment	Π (pi maj.)	MAT.: producte abreujat
δ (delta min.)	FÍS. MAT.: diferencial, diòptres	π (pi min.)	QUÍM.: electró pi, enllaç pi, orbital pi; MAT.: nombre pi (3,14159...)
E ε (èpsilon)	FÍS.: permissivitat elèctrica, f.e.m.; MAT.: increment	P ρ (rho)	FÍS.: densitat, resistivitat, partícula elemental
Z ζ (dseta, s sonora)		Σ (sigma maj.)	MAT.: suma abreujada
		σ (sigma min.) ς (sigma min. final) <sup>2</sup>	QUÍM.: electró sigma, enllaç sigma, orbital sigma; FÍS.: conductivitat elèctrica, tensió superficial, densitat superficial; ESTAD.: desviació típica
H η (eta)	FÍS.: coeficient de viscositat, rendiment d'una màquina	T τ (tau)	FÍS.: vector unitari tangencial, vida mitjana
Θ θ (theta, interdental)	FÍS.: posició o elongació angular, angle	Υ υ (ípsilon)	FÍS.: partícula elemental
I ι (iota)	<i>Com és semblant a la llatina no s'usa</i>	Φ φ (fi)	FÍS.: flux, angle
K κ (kappa)	FÍS.: (maj.) partícula elemental	X χ (khi, gutural)	FÍS.: susceptibilitat; ESTAD.: prova de la $\chi^2$
Λ (lambda maj.)	FÍS.: partícula elemental, conductivitat	Ψ ψ (psi)	FÍS.: funció d'ona, flux elèctric, partícula elemental
λ (lambda min.)	FÍS.: longitud d'ona, constant radioactiva	Ω (omega maj.)	FÍS.: partícula elemental, angle sòlid, ohm (unitat)
M μ (mi)	FÍS.: <i>micro-</i> , permeabilitat magnètica, moment dipolar, coeficient de fricció; ESTAD.: mitjana	ω (omega min.)	FÍS.: rapidesa angular, pulsació

<sup>1</sup> S'usen només aquelles lletres que tenen una forma especial. Així, les majúscules que són idèntiques a les llatines no s'usen.

<sup>2</sup> La forma de sigma en final de paraula no sol usar-se com a símbol, només s'usa la sigma inicial o medial: σ.