

---

**FÍSICA Y QUÍMICA**  
**3<sup>o</sup> ESO**

**I. QUÍMICA**

**II. FÍSICA**

**El Átomo**

**Sistema Periódico**

**Enlace Químico**

**Prof. Jorge Rojo Carrascosa**

---

# Índice general

<b>1. EL ÁTOMO</b>	<b>2</b>
1.1. PARTÍCULAS SUBATÓMICAS . . . . .	2
1.2. MODELOS ATÓMICOS . . . . .	3
1.2.1. IONES . . . . .	4
1.2.2. MODELO DE BOHR . . . . .	4
1.2.3. MODELO MECANOCUÁNTICO . . . . .	5
1.2.3.1. PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI . . . . .	6
1.2.3.2. PRINCIPIO DE AUFBAU . . . . .	6
<b>2. SISTEMA PERIÓDICO</b>	<b>8</b>
2.1. DESCRIPCIÓN Y JUSTIFICACIÓN DEL SISTEMA PERIÓDICO . . . . .	8
2.2. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA . . . . .	11
2.3. PROPIEDADES PERIÓDICAS . . . . .	11
2.3.1. RADIO ATÓMICO . . . . .	11
<b>3. ENLACE QUÍMICO</b>	<b>12</b>
3.1. ENLACE COVALENTE . . . . .	12
3.2. ENLACE IÓNICO . . . . .	13
3.3. ENLACE METÁLICO . . . . .	14

# Capítulo 1

## EL ÁTOMO

La comprensión del átomo ha sido capaz gracias al fuerte avance de la tecnología y a grandes hazañas en la investigación teórica. El conocimiento del Universo y el desarrollo social y cultural de la humanidad viene de la mano de la investigación atómica.

### 1.1. PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

Los **protones**,  $p^+$ , son partículas con carga positiva de valor  $1,6 \cdot 10^{-19} C$  y con una masa de  $1,673 \cdot 10^{-27} kg$ . En los elementos del sistema periódico existe un número denominado **número atómico**,  $Z$  que se corresponde con el número de protones que tiene un átomo de ese elemento en su núcleo.

Los **neutrones**,  $N$ , descubiertos por Chadwick en 1932, son partículas neutras, esto es, no tiene carga eléctrica. La masa de los neutrones es prácticamente la misma que la de los protones.

La suma de los protones y neutrones existentes en un átomo nos da el conocido **número másico**,  $A=Z+N$ , también presente en el sistema periódico. Cuando átomos de un mismo elemento, que por tanto tienen el mismo número de protones, tienen distinto número másico y por tanto, distinto número de neutrones, se habla de **Isótopos**.

Los **electrones**,  $e^-$ , son partículas fundamentales de la materia, es decir, que no se pueden dividir, con carga negativa,  $-1,6 \cdot 10^{-19} C$ . Su masa es mil veces menor que la de los protones y los neutrones,  $9,109 \cdot 10^{-31} kg$ .

## 1.2. MODELOS ATÓMICOS

El primer *modelo atómico* lo propuso *Thomson*. Según él, el átomo estaba constituido por una distribución continua de cargas positivas y negativas, siendo las positivas las que tendrían mayor masa dentro del átomo y como consecuencia, mayor volumen. En este *plum-pudding*, las cargas positivas estarían repartidas por todo el átomo y las negativas se encontrarían en unas posiciones fijas pero en número suficiente para que el conjunto resultara neutro. De esta forma este modelo explicaba la formación de iones positivos o negativos, la electricidad estática y la corriente eléctrica.

Rutherford, comprobando la validez del modelo de Thomson bombardeando con partículas  $\alpha$  procedentes del Radio una lamina de Au, da una nueva interpretación para el átomo. En el *modelo atómico de Rutherford* la totalidad de la carga positiva se encontraba en un núcleo central y los electrones giraban alrededor de él para no caer sobre él por atracción eléctrica. Estas partículas positivas eran los protones, (número atómico, **Z**), cada uno de ellos con carga eléctrica igual a la de los electrones pero positiva,  $+1,6 \cdot 10^{-19} C$ .

Además, Rutherford postuló la existencia de un nuevo tipo de partículas en el núcleo que fueran neutras ya que los cálculos de dispersión que realizó mostraban un núcleo con mayor masa que la que ofrecían los protones. En 1932, Chadwick descubrió los neutrones (**N**) cuya masa era muy parecida al del protón pero que, como predijo Rutherford, no tenían carga eléctrica.

La llegada de una nueva física, la **mecánica cuántica**, hizo saltar el tablero atómico. Primero con el *modelo atómico de Bohr*, en cual introdujo un pequeño avance que permitió entender distintos fenómenos experimentales que no tenían respuesta desde una visión Newtoniana, y posteriormente, con el *modelo mecanocuántico de la materia*.

Las partículas que forman el núcleo se denominan **nucleones** y el número total de nucleones existentes en el átomo se denomina **número másico**, **A**.

$$A = Z + N$$

Cualquier **núclido** se representa con el símbolo químico correspondiente y con los valores de los nucleones correspondientes que presenta según la forma siguiente.



Recordamos que se denominan **isótopos** a los átomos de un mismo elemento pero con diferente número másico, es decir, con distinto número de neutrones.

### 1.2.1. IONES

Los **iones** son átomos que tienen exceso o defecto de electrones respecto al número de protones. Ya hemos visto que un átomo neutro es aquel que tiene el mismo número de protones que de electrones, dicho de otra manera, el mismo número de cargas eléctricas positivas que negativas respectivamente. Por tanto, podemos tener dos clases o tipos de iones:

- **Catión:** Son átomos que tienen un defecto de electrones, es decir, son iones positivos,
- **Anión:** Son átomos con exceso de electrones y se corresponden con iones negativos.

Así, podemos tener las siguientes representaciones:



Donde  $\pm n$  representa el número de electrones que tiene en exceso o defecto ese ion.

### 1.2.2. MODELO DE BOHR

Niels Bohr, en 1913, explicó el la emisión de luz del átomo de hidrógeno al aplicar la teoría cuántica al modelo de Rutherford. La visión de Bohr del átomo se sustentaba en una idea, **el átomo estaba cuantizado**, esto es, los electrones en su movimiento alrededor del núcleo solo podía tener ciertas cantidades de energía permitidas. Así,

1. El electrón gira alrededor del núcleo en órbitas circulares sin emitir energía radiante, en ellas los electrones poseen una energía determinada. Las órbitas dan lugar a diferentes niveles de energía.
2. Sólo son posibles aquellas órbitas en las que el electrón tiene un movimiento oscilatorio coherente en su órbita.
3. La energía liberada al caer un electrón desde una órbita a otra de menor energía se emite en forma de fotón de luz, cuya frecuencia viene dada por la **Ley de Planck**.

$$\Delta E = E_i - E_f = hf$$

Siendo  $h$  la constante de Planck, de valor  $6,62 \cdot 10^{-34} \text{ Js}$  y  $f$  la frecuencia del fotón de luz emitido en unidades de  $s^{-1}$ .

### 1.2.3. MODELO MECANOCUÁNTICO

El modelo actual para el estudio de la materia viene marcado por la mecánica cuántica. Ésta, nos describe el comportamiento, la energía de las partículas subatómicas y la estructura de éstas.

El átomo esta compuesto por un núcleo de alta densidad, en el que se encuentran los protones y neutrones. Los electrones *se mueven* en torno al núcleo y ese movimiento se puede describir mediante diferentes niveles energéticos que se denominan **orbitales atómicos**. En este modelo, los electrones no están ligados a una órbita circular como ocurría en el modelo de Bohr.

Para describir estos orbitales se utilizan tres números cuánticos,  $n, l, m_l$ , es decir, cada trío de estos números representa un orbital. Las características de cada número cuántico son:

- **Número cuántico principal,  $n$**  Este número representa el nivel energético dónde se encuentra el electrón y el tamaño de éste. Puede tomar valores  $1, 2, 3, \dots$ . Estos niveles se estructuran en capas que se corresponden con los periodos del sistema periódico.
  - $n = 1$  Capa K, puede contener 2 electrones.
  - $n = 2$  Capa L, puede contener hasta 8 electrones.
  - $n = 3$  Capa M, hasta 18 electrones.
- **Número cuántico secundario,  $l$**  Toma valores desde  $0, 1, \dots, (n-1)$ . Representa la forma del orbital y el subnivel energético en donde está el orbital, su valor se representa mediante letras:
  - $l = 0$  orbital s (sharp)
  - $l = 1$  orbital p (principal)
  - $l = 2$  orbital d (difuse)
  - $l = 3$  orbital f (fundamental)
- **Número cuántico magnético,  $m_l$**  Describe la orientación del orbital en el espacio y puede tomar los valores  $-1, \dots, 0, \dots, +1$ .

La forma, geometría y orientación para los posibles orbitales del número cuántico principal  $n=3$  quedan representados en la siguiente figura. Podemos observar la forma esférica del orbital *s*, las lobulares de los orbitales *p* y *d*, y además, la dirección espacial de estos últimos.

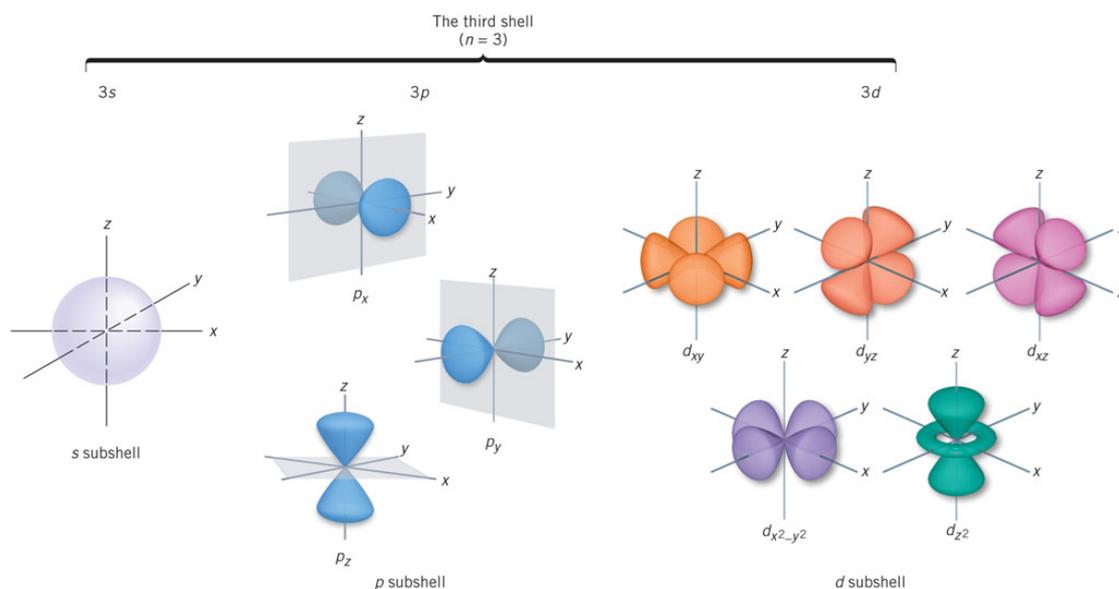


Figura 1.1: Forma y geometría de los orbitales para  $n=3$ .

### 1.2.3.1. PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

El *principio de exclusión de Pauli* nos dice que en un orbital solamente pueden coexistir dos electrones. Por tanto, ambos electrones comparten los tres números cuánticos.

**Los orbitales  $s$  pueden tener como máximo 2 electrones, los orbitales  $p$  6 electrones, los  $d$  10 electrones y los  $f$  hasta 14 electrones.**

### 1.2.3.2. PRINCIPIO DE AUFBAU

El principio de Aufbau o de Construcción, nos indica como se distribuyen los electrones de un átomo en su estado fundamental sobre los orbitales atómicos.

Como podemos observar en el diagrama inferior, primero se ocupan los orbitales de menor energía y posteriormente se van ocupando los de mayor energía hasta completar el número de electrones del átomo o ion.

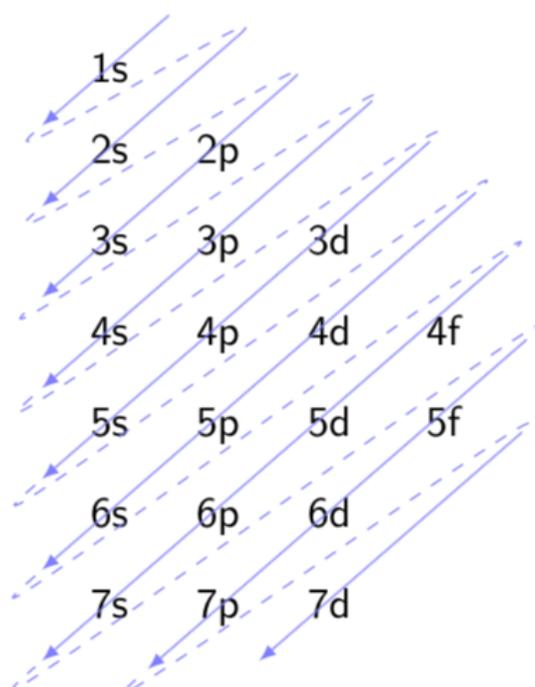


Figura 1.2: Diagrama de Moeller.

## Capítulo 2

# SISTEMA PERIÓDICO

Muchos elementos químicos se conocen desde la antigüedad, no en vano, muchos de ellos protagonizaron distintas *edades* en el desarrollo del ser humano. A lo largo de los siglos se fueron conociendo más y más elementos y su gran número propició que distintos científicos intentaran ordenarlos y clasificarlos en una agrupación sistemática.

Así, desde el siglo XIX hubo numerosos intentos por ordenarlos en distintas categorías. La más sencilla se estructuraba en metales y no metales, sin embargo, con el aumento de las técnicas analíticas en química se llegó a la agrupación definitiva realizada por *Mosley*, en el que el criterio a seguir se correspondía con el número atómico, siendo el orden creciente en el número de protones lo que confiere y dota de sentido a la tabla de elementos químicos.

### 2.1. DESCRIPCIÓN Y JUSTIFICACIÓN DEL SISTEMA PERIÓDICO

El sistema periódico actual está formada por 7 periodos o filas y 18 grupos o columnas. En él, tenemos como grandes familias, los metales, los metales de transición, los metales de transición interna, los no metales y los gases nobles.

- **Periodos o filas:** El primer periodo consta de 2 elementos, el segundo y tercero de 8, la cuarta y quinta fila de 18, y por último, el sexto y séptimo periodo de 32 elementos. Los grupos se nombran con números del 1 al 18 y todos los elementos que caen en el mismo grupo tienen propiedades químicas similares.

- **Grupos o columnas:** Los metales alcalinos es el grupo 1, alcalinotérreos el grupo 2, los metales de transición irían del grupo 3 al 12 y los térreos serían los pertenecientes al grupo 13. Posteriormente vendrían los elementos no metálicos, así, los carbonoides son el grupo 14, los nitrogenoides el grupo 15, los anfígenos el 16, los halógenos el 17 y los gases nobles el grupo 18.

Dentro de los grupos no metálicos tenemos una secuencia de elementos denominados metaloides o semimetales (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po y At) que marcan la división dentro de cada uno de estos grupos de los elementos metálicos y no metálicos.

Una de las mayores excepciones en el sistema periódico es el *hidrógeno*, ya que es el único elemento que no tiene una posición clara, por su configuración electrónica debería ser un metal alcalino pero no presenta las propiedades correspondientes a éstos.

Tabla Periódica de los Elementos de la RSEQ

Clave:		13	14	15	16	17	18
número atómico	Símbolo	para el elemento correspondiente					
		peso atómico estándar					
1	H	5	6	7	8	9	10
2	He	10	11	12	13	14	15
3	Li	19	20	21	22	23	24
4	Be	25	26	27	28	29	30
5	B	31	32	33	34	35	36
6	C	37	38	39	40	41	42
7	N	43	44	45	46	47	48
8	O	49	50	51	52	53	54
9	F	55	56	57-71	72	73	74
10	Ne	75	76	77	78	79	80
11	Na	81	82	83	84	85	86
12	Mg	87	88	89-103	104	105	106
13	Al	107	108	109	110	111	112
14	Si	113	114	115	116	117	118
15	P	119	120	121	122	123	124
16	S	125	126	127	128	129	130
17	Cl	131	132	133	134	135	136
18	Ar	137	138	139	140	141	142
19	K	143	144	145	146	147	148
20	Ca	149	150	151	152	153	154
21	Sc	155	156	157	158	159	160
22	Ti	161	162	163	164	165	166
23	V	167	168	169	170	171	172
24	Cr	173	174	175	176	177	178
25	Mn	179	180	181	182	183	184
26	Fe	185	186	187	188	189	190
27	Co	191	192	193	194	195	196
28	Ni	197	198	199	200	201	202
29	Cu	203	204	205	206	207	208
30	Zn	209	210	211	212	213	214
31	Ga	215	216	217	218	219	220
32	Ge	221	222	223	224	225	226
33	As	227	228	229	230	231	232
34	Se	233	234	235	236	237	238
35	Br	239	240	241	242	243	244
36	Kr	245	246	247	248	249	250
37	Rb	251	252	253	254	255	256
38	Sr	257	258	259	260	261	262
39	Y	263	264	265	266	267	268
40	Zr	269	270	271	272	273	274
41	Nb	275	276	277	278	279	280
42	Mo	281	282	283	284	285	286
43	Tc	287	288	289	290	291	292
44	Ru	293	294	295	296	297	298
45	Rh	299	300	301	302	303	304
46	Pd	305	306	307	308	309	310
47	Ag	311	312	313	314	315	316
48	Cd	317	318	319	320	321	322
49	In	323	324	325	326	327	328
50	Sn	329	330	331	332	333	334
51	Sb	335	336	337	338	339	340
52	Te	341	342	343	344	345	346
53	I	347	348	349	350	351	352
54	Xe	353	354	355	356	357	358
55	Cs	359	360	361	362	363	364
56	Ba	365	366	367	368	369	370
57-71	lantánidos	371	372	373	374	375	376
72	Hf	377	378	379	380	381	382
73	Ta	383	384	385	386	387	388
74	W	389	390	391	392	393	394
75	Re	395	396	397	398	399	400
76	Os	401	402	403	404	405	406
77	Ir	407	408	409	410	411	412
78	Pt	413	414	415	416	417	418
79	Au	419	420	421	422	423	424
80	Hg	425	426	427	428	429	430
81	Tl	431	432	433	434	435	436
82	Pb	437	438	439	440	441	442
83	Bi	443	444	445	446	447	448
84	Po	449	450	451	452	453	454
85	At	455	456	457	458	459	460
86	Rn	461	462	463	464	465	466
87	Fr	467	468	469	470	471	472
88	Ra	473	474	475	476	477	478
89-103	actínidos	479	480	481	482	483	484
104	Rf	485	486	487	488	489	490
105	Db	491	492	493	494	495	496
106	Sg	497	498	499	500	501	502
107	Bh	503	504	505	506	507	508
108	Hs	509	510	511	512	513	514
109	Mt	515	516	517	518	519	520
110	Ds	521	522	523	524	525	526
111	Rg	527	528	529	530	531	532
112	Cn	533	534	535	536	537	538
113	Nh	539	540	541	542	543	544
114	Fl	545	546	547	548	549	550
115	Mc	551	552	553	554	555	556
116	Lv	557	558	559	560	561	562
117	Ts	563	564	565	566	567	568
118	Og	569	570	571	572	573	574
119		575	576	577	578	579	580
120		581	582	583	584	585	586
121		587	588	589	590	591	592
122		593	594	595	596	597	598
123		599	600	601	602	603	604
124		605	606	607	608	609	610
125		611	612	613	614	615	616
126		617	618	619	620	621	622
127		623	624	625	626	627	628
128		629	630	631	632	633	634
129		635	636	637	638	639	640
130		641	642	643	644	645	646
131		647	648	649	650	651	652
132		653	654	655	656	657	658
133		659	660	661	662	663	664
134		665	666	667	668	669	670
135		671	672	673	674	675	676
136		677	678	679	680	681	682
137		683	684	685	686	687	688
138		689	690	691	692	693	694
139		695	696	697	698	699	700
140		701	702	703	704	705	706
141		707	708	709	710	711	712
142		713	714	715	716	717	718
143		719	720	721	722	723	724
144		725	726	727	728	729	730
145		731	732	733	734	735	736
146		737	738	739	740	741	742
147		743	744	745	746	747	748
148		749	750	751	752	753	754
149		755	756	757	758	759	760
150		761	762	763	764	765	766
151		767	768	769	770	771	772
152		773	774	775	776	777	778
153		779	780	781	782	783	784
154		785	786	787	788	789	790
155		791	792	793	794	795	796
156		797	798	799	800	801	802
157		803	804	805	806	807	808
158		809	810	811	812	813	814
159		815	816	817	818	819	820
160		821	822	823	824	825	826
161		827	828	829	830	831	832
162		833	834	835	836	837	838
163		839	840	841	842	843	844
164		845	846	847	848	849	850
165		851	852	853	854	855	856
166		857	858	859	860	861	862
167		863	864	865	866	867	868
168		869	870	871	872	873	874
169		875	876	877	878	879	880
170		881	882	883	884	885	886
171		887	888	889	890	891	892
172		893	894	895	896	897	898
173		899	900	901	902	903	904
174		905	906	907	908	909	910
175		911	912	913	914	915	916
176		917	918	919	920	921	922
177		923	924	925	926	927	928
178		929	930	931	932	933	934
179		935	936	937	938	939	940
180		941	942	943	944	945	946
181		947	948	949	950	951	952
182		953	954	955	956	957	958
183		959	960	961	962	963	964
184		965	966	967	968	969	970
185		971	972	973	974	975	976
186		977	978	979	980	981	982
187		983	984	985	986	987	988
188		989	990	991	992	993	994
189		995	996	997			

## 2.2. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Como sabemos, los átomos de los elementos químicos están compuestos en su corteza por una serie de electrones. Este número de electrones es característico de los átomos neutros y cada columna o grupo tiene una configuración electrónica similar. De ahí, que todos los elementos que caen en un grupo tengan similitudes químicas. Así,

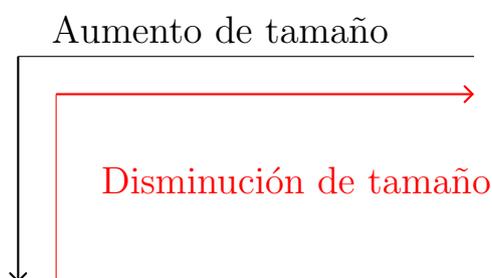
- Metales alcalinos  $\Rightarrow ns^1$
- Metales alcalinotérreos  $\Rightarrow ns^2$
- Térreos  $\Rightarrow ns^2p^1$
- Carbonoideos  $\Rightarrow ns^2p^2$
- Nitrogenoideos  $\Rightarrow ns^2p^3$
- Anfígenos  $\Rightarrow ns^2p^4$
- Halógenos  $\Rightarrow ns^2p^5$
- Gases nobles  $\Rightarrow ns^2p^6$

## 2.3. PROPIEDADES PERIÓDICAS

Existe una serie de propiedades químicas que aumentan o disminuyen de manera regular en el sistema periódico. En este curso nos centraremos solamente en el radio atómico o volumen atómico.

### 2.3.1. RADIO ATÓMICO

La nube electrónica en cualquier átomo no tiene límite definido pero en cualquier caso se considera a los átomos esféricos. Al aumentar en un grupo, aumenta el radio atómico; sin embargo, en un periodo al aumentar el número de electrones provoca que el radio disminuya, esto es debido a que los electrones diferenciales entran en una misma capa y por tanto contribuyen muy poco al apantallamiento de la carga del grupo, efecto considerable cuando se avanza en los grupos.



# Capítulo 3

## ENLACE QUÍMICO

Cuando se estudia la constitución de las sustancias (gases, líquidos o sólidos) se encuentra que estas están formadas por agrupaciones de átomos denominados, *moléculas*. Estas agrupaciones pueden dar lugar a sustancias neutras, moléculas sin carga eléctrica, o a sustancias con carga, dando lugar a las sustancias iónicas. Pero ¿por qué tienden a unirse o combinarse distintos átomos para formar moléculas?, muy fácil, cuando los átomos se unen disminuyen su energía y son más estables, sin embargo, no todas las combinaciones son posibles. Estas uniones entre átomos es lo que se denomina **enlace químico**.

El enlace químico entre los distintos átomos se realiza a través de fuerzas de atracción eléctricas entre los electrones de cada uno de ellos y los núcleos de los otros. Al intentar ordenar en tipos todos los enlaces entre los átomos, nos encontramos que todos tienen combinaciones de uno u otro tipo, de ahí que para estudiarlos nos tengamos que situar en casos extremos, dando lugar a enlaces covalentes, metálico e iónico.

### 3.1. ENLACE COVALENTE

Se produce por combinación de elementos no metálicos entre sí o entre elementos no metálicos y el hidrógeno. El enlace se produce por compartición de electrones entre los átomos implicados en el enlace, las moléculas formadas son agrupaciones de dos o  $n$  átomos, siendo  $n$  pequeño.

Ejemplos de moléculas covalentes serían,

Hidrógeno	H <sub>2</sub>	Metano	CH <sub>4</sub>
Nitrógeno	N <sub>2</sub>	Agua	H <sub>2</sub> O
Cloro	Cl <sub>2</sub>	Amoniaco	NH <sub>3</sub>
Oxígeno	O <sub>2</sub>	Acetileno	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>

Existen dos tipos de sustancias que comparten este tipo de enlace, las sustancias molecu-

lares y las sustancias covalentes. Las sustancias covalentes son moléculas y presentan las siguientes propiedades:

- Moléculas pequeñas ( $\text{H}_2$ ,  $\text{CH}_4$ , ...) o Polares ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ , ...).
- Puntos de Fusión y Ebullición Bajos
- Existen Gases ( $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{CH}_4$ , ...), líquidos ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Br}_2$ , ...) o sólidas ( $\text{I}_2$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , ...).
- No conducen la electricidad.

Sin embargo, las sustancias covalentes son cristales y presentan enlaces covalentes en todas las uniones entre sus átomos. Sus propiedades son:

- Puntos de Fusión y Ebullición Altos.
- Sólidos duros
- Aislantes e insolubles en cualquier disolvente
- Forman redes cristalinas (Diamante C, cuarzo  $\text{SiO}_2$ , ...).

## 3.2. ENLACE IÓNICO

La unión entre un átomo muy metálico con otro elemento de carácter no metálico da lugar a enlaces iónicos, estas uniones dan lugar a cristales iónicos. Las unidades características del enlace sólo se presentan cuando se encuentran en estado gaseoso.

En este tipo de enlace se produce por atracción electrostática entre los dos iones puestos en juego en el enlace. Ejemplos son  $\text{CsCl}$ ,  $\text{LiF}$ ,  $\text{NaBr}$ ,...

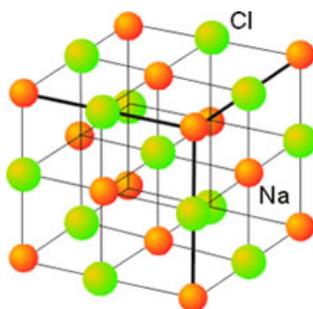


Figura 3.1: Estructura del cloruro de sodio.

Las propiedades de los cristales iónicos son:

- Sólidos duros
- Altos puntos de fusión y ebullición
- Solubles en agua
- Fundidos y disueltos son conductores de la electricidad

### 3.3. ENLACE METÁLICO

Se da exclusivamente en los elementos metálicos y sus aleaciones. Los metales tienden a tener fácilmente electrones libres en su estructura, de ahí su alta conductividad eléctrica y térmica. Esto provoca que los electrones de enlace no estén sujetos a ningún átomo y se puedan mover libremente por la estructura cristalina dando lugar a lo que se conoce como *nube electrónica* del metal.

Su estructura consiste en un conjunto de iones positivos colocados en los vértices de la red metálica.

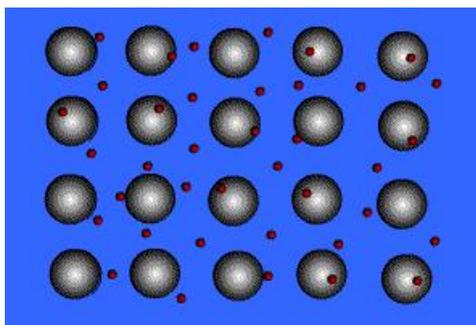


Figura 3.2: Mar de electrones en metales.

Los metales las siguientes propiedades:

- Sólidos a Temperatura ambiente (excepto Hg).
- Forman cristales metálicos.
- Brillo metálico.
- Variados puntos de fusión y ebullición
- Dúctiles y Maleables
- Buenos conductores del calor y de la electricidad, aunque no a altas Temperaturas.