TEMA 1. ELEMENTOS Y COMPUESTOS

0. Índice
1. Estructura atómica: las partículas del átomo 2
1.1. Modelo atómico de Dalton 2
1.2. Partículas subatómicas 2
1.3. Número atómico (Z) y número másico (A) 2
1.4. Isótopos 3
1.5. Iones 3
2. Modelos atómicos 4
2.1. Modelo de Dalton (s. XIX) 4
2.2. Modelo de Thomson (1904) 4
2.3. Modelo de Rutherford (1911) 4
2.4. Modelo de Bohr (1913) 4
2.5. Modelo atómico actual (1925) 5
3. Configuración electrónica 7
3.1. Capa de valencia 8
3.2. Electrones de valencia 8
3.3. Octeto 9
3.4. Valencia 9
4. El sistema periódico 10
4.1. Döbereiner (1817) 10
4.2. Mendeleiev (1869) 10
4.3. Moseley (1914) 10
4.4. Sistema periódico actual o Tabla periódica 10
4.5. Propiedades periódicas 12
5. El enlace químico 15
5.1. Enlace iónico 15
5.2. Enlace covalente 16
5.3. Enlace metálico 18
5.4. Fuerzas intermoleculares 18

Contacto: GemaGsp@yahoo.es

TEMA 1. ELEMENTOS Y COMPUESTOS

1. Estructura atómica: las partículas del átomo

1.1. Modelo atómico de Dalton

Postulada en 1808, explicaba el comportamiento de las sustancias en las reacciones químicas. Los principales fundamentos de l su teoría son:

a) La materia está formada por pequeñas partículas indivisibles llamadas átomos.

b) Un elemento, es una sustancia con todos sus átomos iguales (O_2)

c) Un compuesto se origina a partir de la unión de átomos de elementos diferentes (H_2O)

d) Los átomos de elementos distintos se diferencian en masa y propiedades.

Posteriormente se vio que existían partículas subatómicas, más pequeñas: el protón (p^+), el electrón (e^-) y el neutrón (nº).

1.2. Partículas subatómicas

Son principalmente 3:

a) Electrón: son partículas de carga negativa ($-1,6 \cdot 10^{-19}$ C), con poca masa ($9,1 \cdot 10^{-31}$ kg). Se encuentran en el exterior del átomo o corteza y se representan como e^-.

b) Protón: son partículas de carga positiva ($+1,6 \cdot 10^{-19}$ C), con una masa mayor que la del electrón ($1,7 \cdot 10^{-27}$ kg). Se encuentran en el núcleo del átomo y se representan como p^+.

c) Neutrón: son partículas sin carga, con masa muy similar a la del protón ($1,7 \cdot 10^{-27}$ kg). Se encuentran en el núcleo del átomo y se representan como nº.

1.3. Número atómico (Z) y número másico (A)

El número atómico y el número másico, se definen a partir del número de protones, electrones y neutrones.

a) Número atómico (Z): es el número de protones que existen en el núcleo de un átomo y que en un átomo estable (sin carga) coincide con el número de electrones.

b) Número másico (A): es la suma de número de protones más el número de neutrones en el núcleo del átomo.

Así se cumple que A = Z + N donde A = número másico
Z = número atómico
N = número de neutrones

El número atómico y el número másico (Z y A) se representan junto con el símbolo del elemento químico de la siguiente manera: $^{A}_{Z}X$

Ejemplo: $^{36}_{17}Cl$ el Cloro tiene 17 protones, 17 electrones y 36 – 17 = 19 neutrones

1.4. Isótopos

Son distintas formas atómicas de un mismo elemento, es decir, átomos que tienen el mismo número atómico y diferente número másico.

Ejemplo: En los isótopos del hidrógeno vemos que tienen el mismo número de protones y electrones y diferente número de neutrones.

$^{1}_{1}H$	$^{2}_{1}H$	$^{3}_{1}H$
PROTIO	DEUTERIO	TRITIO
Z = 1	Z = 1	Z = 1
A = 1	A = 2	A = 3
$p^+ = 1$	$p^+ = 1$	$p^+ = 1$
$e^- = 1$	$e^- = 1$	$e^- = 1$
nº = 0	nº = 0	nº = 0

1.5. Iones

Los iones se generan cuando un átomo gana o pierde electrones quedando cargado. Distinguimos dos tipos:

a) Cationes: si un átomo pierde electrones, queda con carga positiva. Se representa con el símbolo del elemento y el número de cargas positivas. Ejemplo: Na^+.

$^{23}_{11}Na$	$^{23}_{11}Na^+$
$p^+ = 11$	$p^+ = 11$
$e^- = 11$	$e^- = 10$
nº = 12	nº = 12

b) Aniones: si un átomo gana electrones, queda con carga negativa. Se representa con el símbolo del elemento y el número de cargas negativas. Ejemplo: Cl^-.

$^{35}_{17}Cl$	$^{35}_{17}Cl^-$
$p^+ = 17$	$p^+ = 17$
$e^- = 17$	$e^- = 18$
nº = 18	nº = 18

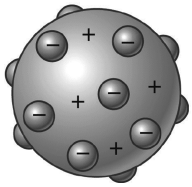
2. Modelos atómicos

A lo largo de la historia han surgido diversos modelos que intentaban explicar la distribución de las diferentes partículas en el interior del átomo y en definitiva, cómo es un átomo.

2.1. Modelo de Dalton (s. XIX)

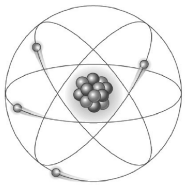
El modelo de Dalton, no habla de partículas subatómicas, ni de cargas, por lo que no explicaba la electricidad.

2.2. Modelo de Thomson (1904)



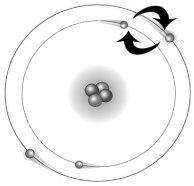
Este modelo, sostenía la existencia de una nube cargada positivamente en la que están encajados los electrones con carga negativa en número suficiente para neutralizar la carga positiva de la nube.
Se trata de una visión del átomo **estática** y **no nuclear.**

2.3. Modelo de Rutherford (1911)



Este modelo postulaba que la mayor parte de la masa del átomo, está en una zona central llamada núcleo. En este núcleo están los protones (con carga positiva) y los neutrones (sin carga).
Alrededor del núcleo están girando los electrones describiendo órbitas circulares, en número igual al de protones.
Se trata de una visión del átomo **dinámica** y **nuclear.**

2.4. Modelo de Bohr (1913)



Este modelo intenta explicar la distribución ordenada de los electrones en su órbita alrededor del núcleo. Sostiene en el núcleo están los protones y neutrones, y que los electrones se mueven alrededor de este núcleo en órbitas circulares o niveles de distinta energía.
La energía de cada electrón, depende de la órbita en la que esté situado, teniendo mayor energía cuanto más alejado esté del núcleo. Además es posible que los electrones "salten" de una órbita a otra, y el átomo absorberá o desprenderá energía cuando esto ocurra:

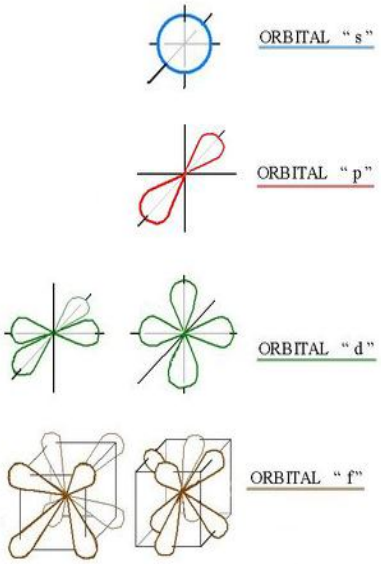
- si el electrón salta de una órbita a otra de menor energía, el átomo desprenderá energía
- si el electrón salta de una órbita a otra de mayor energía, el átomo absorberá energía

En este modelo, los radios de las órbitas y las energías de los electrones situados en ellas están definidos y cuantificados.
Asimismo el modelo indica que cada órbita o nivel admite un número máximo de electrones que viene dado por la expresión $2n^2$, donde n = 1, 2, 3...
Se trata de una visión del átomo **dinámica, nuclear** y **cuantificada.**

2.5. Modelo atómico actual (1925)

Es también conocido como el modelo de orbitales y está basado en las observaciones de Schrödinger y Heisenberg. Se vio que el electrón se comporta como una onda en su movimiento alrededor del núcleo esté del núcleo.

Esto implica que no existan órbitas definidas, sino regiones en torno al núcleo donde hay una alta probabilidad de encontrar un electrón. Estas regiones se conocen como **orbitales atómicos** y se establece que en cada orbital no puede haber más de dos electrones.



Estos orbitales atómicos se agrupan en niveles y subniveles:

- El **nivel de energía** en el que se encuentra el electrón, se representa con la letra *n* y hay en total 7 niveles energéticos.
- En cada nivel hay un número determinado de **subniveles**, llamados *s, p, d, f* y que se diferencian en su forma y su orientación en el espacio:
  - El subnivel s tiene 1 orbital
  - El subnivel p tiene 3 orbitales
  - El subnivel d tiene 5 orbitales
  - El subnivel f tiene 7 orbitales

Teniendo en cuenta que en cada orbital puede haber como máximo 2 electrones, la distribución de electrones para los 4 primeros niveles de energía sería:

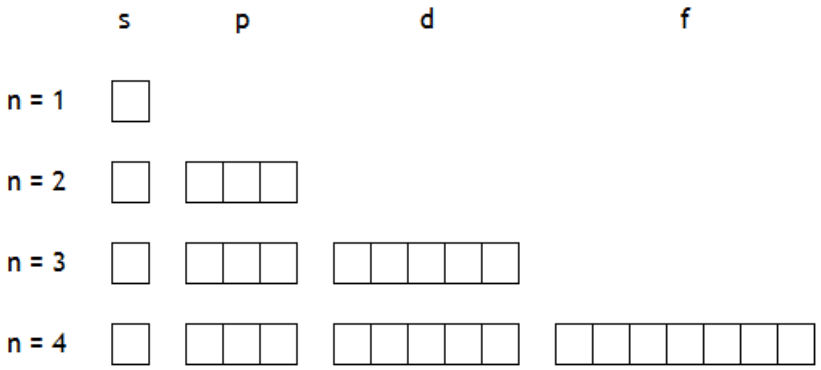
Nivel de energía	1	2		3			4			
Subnivel	s	s	p	s	p	d	s	p	d	f
Número de orbitales	1	1	3	1	3	5	1	3	5	7
Nº máx e^- por subnivel	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14
Nº máx e^- por nivel	2	8		18			32			

Ejemplo:
En el nivel de energía n = 2
- Hay 2 subniveles, que son s y p
- En el subnivel s hay 1 orbital en el que caben 2 electrones como máximo
- En el subnivel p hay 3 orbitales en el que caben 6 electrones como máximo
- Por lo tanto en el nivel de energía n = 2, caben 8 electrones como máximo.

Una manera habitual de representar estos orbitales, es con los **diagramas de orbitales**, en los que se indican los niveles, los subniveles, los orbitales y los dos electrones que caben en cada orbital.

En estos diagramas, cada orbital se representa con una casilla □ y los dos electrones que caben en cada orbital, se representan como ↑ y ↓.

Así, el diagrama de orbitales para los 4 primeros niveles de energía, se representaría:

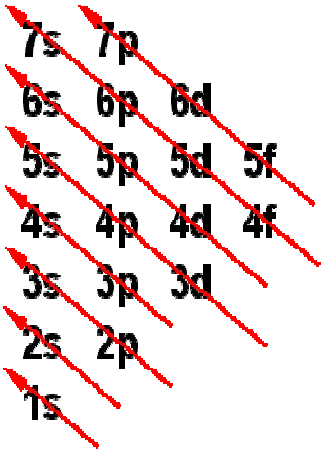

s
p
d
f
n = 1
n = 2
n = 3
n = 4

3. Configuración electrónica

La configuración electrónica de un elemento, es la distribución de sus átomos en los distintos niveles, subniveles y orbitales, ordenados de menor a mayor energía.
Para establecer la situación de todos los electrones de un átomo hay que tener en cuenta:

a) El número atómico (Z) se corresponde con el número de protones, que en un átomo neutro (no cargado) es igual al número de electrones de ese átomo.

b) Los electrones de un átomo se colocan siguiendo un orden de energía creciente (de menor energía a mayor) que viene representado por el diagrama de Moeller.



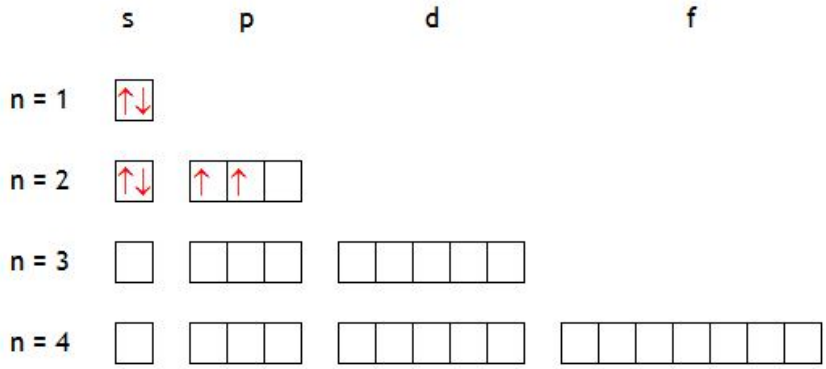
	s	p	d	f
n=7	7s	7p		
n=6	6s	6p	6d	
n=5	5s	5p	5d	5f
n=4	4s	4p	4d	4f
n=3	3s	3p	3d	
n=2	2s	2p		
n=1	1s			

* Según el diagrama de Moeller, los orbitales de cualquier átomo se van rellenando:
1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d 7p

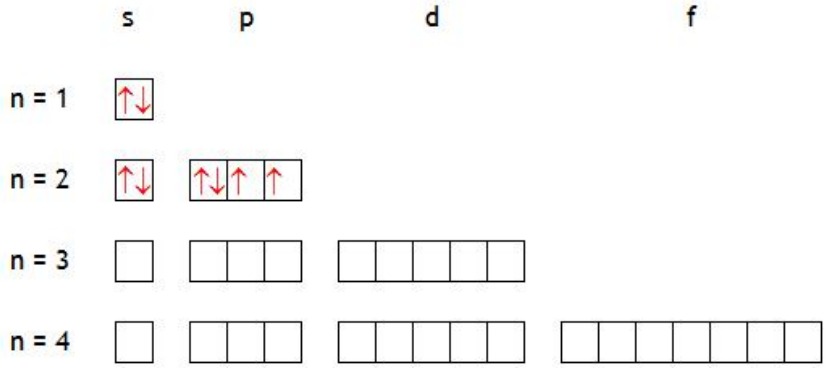
Por ejemplo el átomo de carbono (C, Z=6) → tiene 6 electrones por lo que su configuración electrónica será $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$ donde:

- Las cifras delanteras indican el nivel de energía en el que nos encontramos
- Las letras indican el subnivel en el que nos encontramos
- Los exponentes indican el número de electrones que hay en los orbitales de ese subnivel. Además hay que tener en cuenta que la suma de todos los exponentes tiene que coincidir con el número atómico del elemento.

Si lo representamos con el diagrama de orbitales vemos que el nivel 1 está completo, y que en el nivel 2, el subnivel s está completo y sólo hay 2 electrones en los orbitales p.



Por ejemplo, la configuración electrónica del átomo de oxígeno (O, Z=8) → tiene 8 electrones por lo que su configuración electrónica será $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$. Si lo representamos con el diagrama de orbitales:



Una vez conocida la configuración electrónica, podemos introducir los siguientes conceptos:

3.1. Capa de valencia

Es el último nivel de E de la configuración electrónica de un átomo.
Por ejemplo, la configuración electrónica del magnesio (Mg, Z=12) es

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$$

Por lo que la capa de valencia del magnesio es $3s^2$.

Además se va a cumplir que todos los elementos que en la tabla periódica están en la misma columna, tienen la misma capa de valencia, cada uno en su nivel de energía.
Por ejemplo, las capas de valencia de los elementos de la primera columna:

Elemento	Capa de valencia
H	$1s^1$
Li	$2s^1$
Na	$3s^1$
K	$4s^1$
Rb	$5s^1$
Cs	$6s^1$
Fr	$7s^1$

3.2. Electrones de valencia

Son los electrones que están en la capa de valencia. Por ejemplo:

Elemento	Capa de valencia	Electrones de valencia
Mg	$3s^2$	2 electrones
Cl	$3s^2\ 3p^5$	7 electrones
Al	$3s^2\ 3p^1$	3 electrones
O	$2s^2\ 2^4$	6 electrones

3.3. Octeto

Es la situación en la que un átomo es estable porque tiene 8 electrones en su capa de valencia. Sólo los elementos de la columna 18 de la tabla periódica (gases nobles) tienen esta condición. Su configuración electrónica general es

$Xs^2\ Xp^6$ donde X es el nivel de energía.

3.4. Valencia

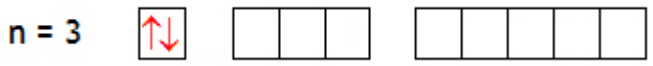
Es el número de electrones en el nivel más externo de un átomo (o último nivel de energía) implicados en la formación de enlaces químicos para completar el octeto (8 electrones).

La valencia puede ser:

- Positiva: indica que un átomo tiene menos de 4 electrones de valencia y en la formación de enlaces tenderá a donarlos
- Negativa: indica que un átomo tiene más de 4 electrones de valencia y en la formación de enlaces tenderá a captar más electrones hasta completar el octeto (8 electrones)

Por ejemplo:

Magnesio (Mg, Z=12)
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
2 electrones de valencia



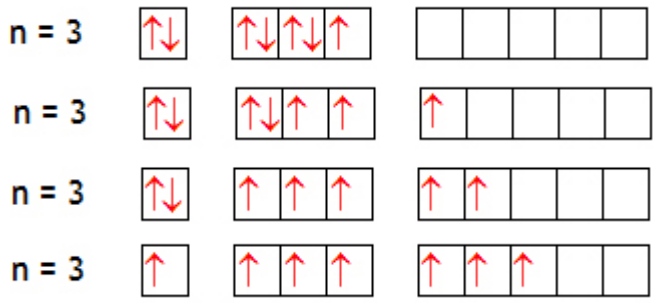
valencia = (+)2

Oxígeno (O, Z=8)
$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
6 electrones de valencia

valencia = (-)2

Hay algunos elementos, en los que, en función de cómo se distribuyan los electrones en los orbitales de la capa de valencia, pueden presentar diferentes valencias.
Por ejemplo:

Cloro (Cl, Z=17)
$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$
7 electrones de valencia



valencia (-)1
valencia (-)3
valencia (-)5
Valencia (-)7

4. El sistema periódico

Durante el siglo XIX aumentó el número de elementos conocidos y se vio que algunos de ellos presentaban propiedades físicas y químicas similares. Este hecho llevó a los científicos a agrupar los elementos en grupos o familias según sus propiedades.

4.1. Döbereiner (1817)

Fue el primero en establecer una tabla periódica; agrupó todos los elementos con propiedades similares en grupos de tres elementos (llamados tríadas) demostrando la periodicidad de la siguiente manera: ejemplo de la tríada Li – Na – K.

Elemento	Li	Na	K
Masa atómica	6,9	↓	39,1

$$\frac{6{,}9 + 39{,}1}{2} = 23$$

Con la media aritmética de las masas atómicas de los elementos de los extremos, calculaba la masa atómica del elemento central.

Otros ejemplos de tríadas, son la del Ca – Sr – Ba, la del S – Se – Te y la del Cl – Br – I.

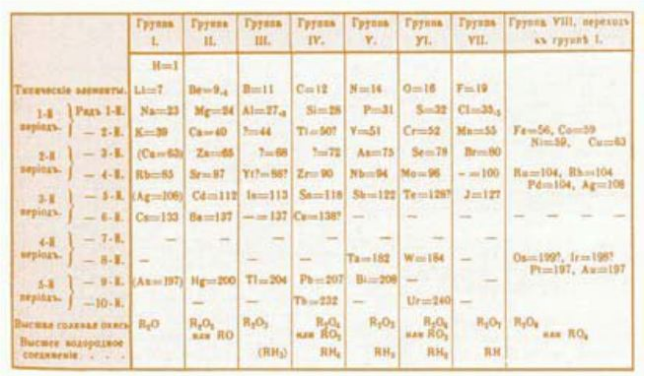
4.2. Mendeleiev (1869)

Su tabla periódica supone el origen del actual sistema periódico. En ella Mendeleiev clasificó los elementos por orden creciente de masa atómica. Encontró propiedades análogas cada cierto número de elementos, es decir que las propiedades se repetían con alguna periodicidad, lo que le permitió establecer 7 grupos o familias.

Sin embargo observó:

- para que algunos elementos encajaran por sus propiedades con los elementos de su familia, era preciso dejar huecos

- que existían elementos que no encajaban en ninguna familia, por lo que creó el grupo VIII formando tríadas



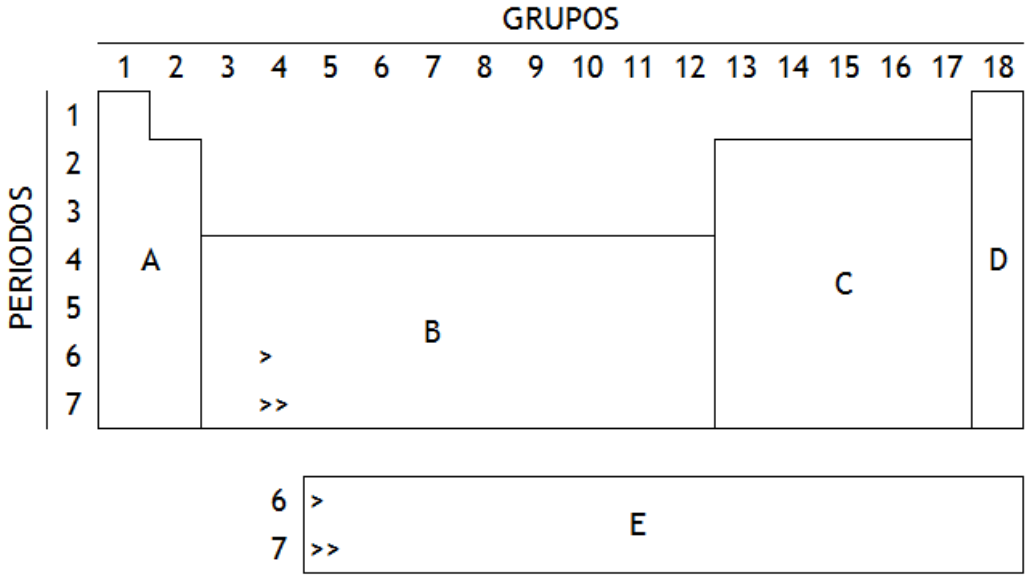
	Группа I.	Группа II.	Группа III.	Группа IV.	Группа V.	Группа VI.	Группа VII.	Группа VIII, переходя къ группѣ I.
	H=1							
Типическіе элементы	Li=7	Be=9,4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
1-й періодъ: Рядъ 1-й	Na=23	Mg=24	Al=27,4	Si=28	P=31	S=32	Cl=35,5	
1-й періодъ: — 2-й	K=39	Ca=40	?=44	Ti=50?	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59, Ni=59, Cu=63
2-й періодъ: — 3-й	(Cu=63)	Zn=65	?=68	?=72	As=75	Se=78	Br=80	
2-й періодъ: — 4-й	Rb=85	Sr=87	Yt?=88?	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104, Pd=104, Ag=108
3-й періодъ: — 5-й	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=128?	J=127	
3-й періодъ: — 6-й	Cs=133	Ba=137	—=137	Ce=138?	—	—	—	— — — —
4-й періодъ: — 7-й	—	—	—	—	—	—	—	
4-й періодъ: — 8-й	—		—	—	Ta=182	W=184	—	Os=199?, Ir=198?, Pt=197, Au=197
5-й періодъ: — 9-й	(Au=197)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	—	—	
5-й періодъ: —10-й		—	—	Th=232	—	Ur=240	—	
Высшія соляныя окиси	R_2O	R_2O_3 или RO	R_2O_3	R_2O_3 или RO_2	R_2O_5	R_2O_6 или RO_3	R_2O_7	R_2O_8 или RO_4
Высшіе водородныя соединенія			(RH_3)	RH_4	RH_3	RH_2	RH	

4.3. Moseley (1914)

Halló la manera experimental de determinar el número atómico. Una vez conocido Z para cada elemento, los colocó por orden creciente de número atómico y observó que quedaban colocados según sus propiedades.

4.4. Sistema periódico actual o Tabla periódica

Relaciona los distintos elementos y da información sobre sus propiedades y comportamiento químico, ordenándolos por orden creciente de número atómico. Está organizada en grupos y periodos:



a) Periodos: en las filas horizontales o periodos, el número atómico va variando de uno en uno desde los metales pasando por los semimetales y terminando en los no metales. Existen 7 periodos.

- Periodo 1: tiene tan sólo 2 elementos

- Periodos 2 y 3: periodos de 8 elementos cada uno

- Periodos 4 y 5: periodos de 18 elementos cada uno, ya que incluyen 10 elementos de transición (B)

- Periodos 6 y 7: periodos de 32 elementos cada uno, ya que, además de incluir 10 elementos de transición (B), incluyen 14 elementos de transición interna (E). En el periodo 6 se llaman Lantánidos y en el periodo 7 se llaman Actínidos.

b) Grupos: en las columnas verticales o grupos se encuentran los elementos con propiedades químicas similares, ya que contienen el mismo número de electrones en su nivel energético más externo. Existen 18 grupos.

- Grupo 1 (A): metales alcalinos. Todos tienen un único electrón en su último nivel de energía (valencia 1). Cuando pierden ese electrón, se convierten en cationes con 1 carga positiva. Al reaccionar con agua, forman soluciones alcalinas o básicas; de ahí su nombre.

- Grupo 2 (A): metales alcalinotérreos. Contienen 2 electrones en su último nivel de energía (valencia 2). Cuando pierden esos electrones, se convierten en cationes con 2 cargas positivas.

- Grupos del 3 al 12 (B): metales de transición

- Grupo 13 (C): boroideos. Deben su nombre al boro que es el primer elemento del grupo. Tienen 3 electrones en su último nivel de energía.

- Grupo 14 (C): carbonoideos. Deben su nombre al carbono, que es el primer elemento del grupo. Tienen 4 electrones en su último nivel de energía.

- Grupo 15 (C): nitrogenoideos. Deben su nombre al nitrógeno, que es el primer elemento del grupo. Tienen 5 electrones en su último nivel de energía. En condiciones favorables, tienden a captar 3 electrones, convirtiéndose en aniones con 3 cargas negativas.

- Grupo 16 (C): anfígenos. El primer elemento del grupo es el oxígeno. Tienen 6 electrones en su último nivel de energía. En condiciones favorables, tienden a captar 2 electrones, convirtiéndose en aniones con 2 cargas negativas.

- Grupo 17 (C): halógenos. El primer elemento del grupo es el flúor. Tienen 7 electrones en su último nivel de energía. En condiciones favorables, tienden a captar 1 electrón, convirtiéndose en aniones con 1 carga negativa.

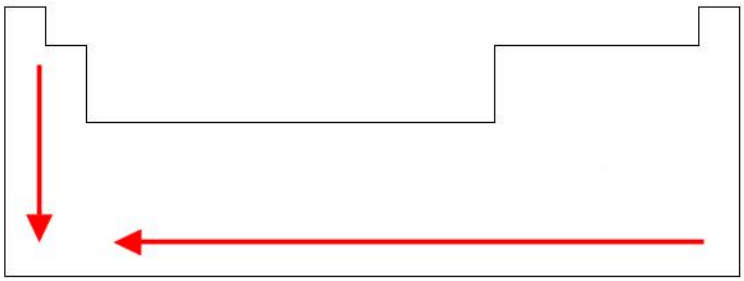
- Grupo 18 (D): se llaman gases nobles. Son elementos muy estables porque sus átomos tienen lleno su último nivel de energía y por tanto no forman iones (no ganan ni pierden electrones); en consecuencia no tienden a reaccionar con otros átomos para formar compuestos.

4.5. Propiedades periódicas

Observando la distribución de los elementos en la tabla periódica, vemos algunas propiedades:

a) Tamaño atómico: está relacionado con el radio del átomo que define la esfera en la que se van a encontrar los electrones.

- Dentro de un mismo periodo, el radio atómico disminuye a medida que aumenta su número atómico ya que al tener más protones y más electrones, su atracción es mayor y disminuye el radio.
- Dentro de un mismo grupo, el radio atómico aumenta hacia abajo ya que van aumentando los niveles con electrones y éstos están más alejados del núcleo.

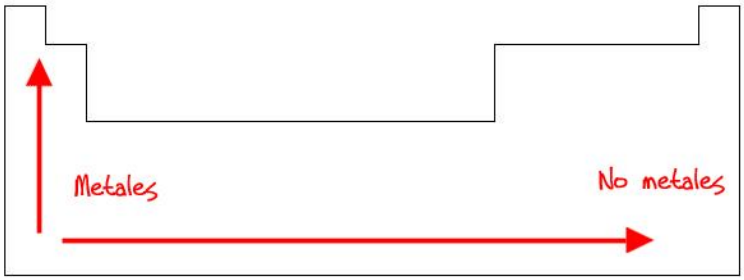


b) Electronegatividad: es la capacidad que tiene un átomo para atraer los electrones compartidos en un enlace. Esta propiedad es la que indica el carácter metálico o no metálico de un átomo.

- Los elementos que tienen mayor tendencia a perder los electrones de su nivel más externo, son elementos metálicos
- Los elementos que tienen mayor tendencia a capturar electrones en su nivel más externo, son elementos no metálicos.

Atendiendo a los grupos y los periodos de la tabla periódica la electronegatividad varía:

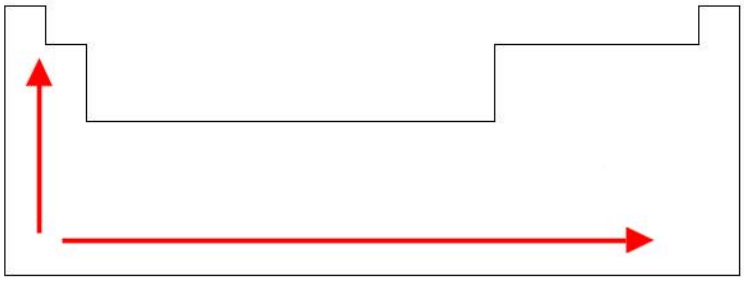
- Dentro de un mismo periodo, aumenta de izquierda a derecha
- Dentro de un mismo grupo, aumenta de abajo a arriba.



c) Energía o potencial de ionización: es la energía que hay que suministrar a un átomo gaseoso en estado neutro (de mínima energía) para poder desprender un electrón de su capa más externa y convertirlo en un ión positivo:

$$X\ (g) + \text{Energía} \rightarrow X^{+}\ (g) + 1\ e^{-}$$

- Dentro de un mismo periodo, corresponderá el valor máximo al gas noble mientras que los valores más bajos corresponden a los grupos alcalinos y alcalinotérreos.
- Dentro de un mismo grupo, la energía de ionización más baja corresponde a los niveles más altos, ya que cuando más alejados estén los electrones del núcleo más fácil será que se desprendan porque la fuerza de atracción será menor.



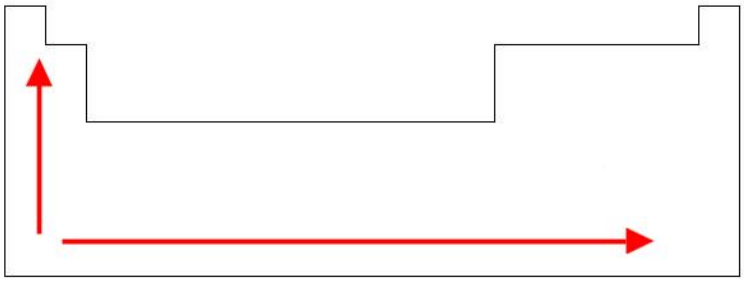
d) Afinidad electrónica: es la energía que se desprende cuando un átomo gaseoso en estado neutro captura un electrón para formar un ión negativo:

$$Y\ (g) + 1\ e^{-} \rightarrow Y^{-}\ (g) + \text{Energía}$$

- Dentro de un mismo periodo, la afinidad electrónica aumenta de izquierda a derecha, siendo máxima para el grupo de los halógenos,

mientras que los alcalinos y alcalinotérreos presentan afinidades prácticamente nulas.

- Dentro de un mismo grupo, tiene mayor afinidad electrónica el elemento que tenga menor radio, puesto que los niveles cercanos al núcleo son más energéticos.



5. El enlace químico

Los átomos no aparecen aislados en la naturaleza, sino unidos entre sí formando moléculas o redes cristalinas. Estas uniones entre átomos se producen por medio de lo que se llaman enlaces químicos, que son fuerzas de diferente tipo que mantienen unidos los átomos que forman una sustancia (molécula o red).
Existen 4 tipos de enlaces: enlace iónico, enlace covalente, enlace metálico y fuerzas intermoleculares.

5.1. Enlace iónico

El enlace iónico se establece por la **atracción** de iones con cargas de signos opuestos. Estos iones se habrán formado por la cesión de un electrón de un átomo metálico a otro no metálico.
Por ejemplo, la formación del NaCl (sal común).

1º Formación de los iones (ionización):

- El sodio pierde un electrón y queda con carga positiva: $Na \rightarrow Na^{+} + 1e^{-}$

  $Na\ (Z = 11)$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1 \rightarrow Na^{+} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

- El cloro gana un electrón y queda con carga negativa: $Cl + 1e^{-} \rightarrow Cl^{-}$

  $Cl\ (Z = 17)$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5 \rightarrow Cl^{-} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

2º Formación del enlace (atracción de iones con signo opuesto hasta igualar las cargas):

$$\underset{\text{Ión positivo}}{Na^{+}} + \underset{\text{Ión negativo}}{Cl^{-}} \rightarrow \underset{\text{Molécula}}{NaCl}$$

Por ejemplo, la formación del CaF_2 (fluorita).

1º Formación de los iones (ionización):

- El calcio pierde dos electrones y queda con carga positiva: $Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2e^{-}$

  $Ca\ (Z = 20)$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2 \rightarrow Ca^{2+} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

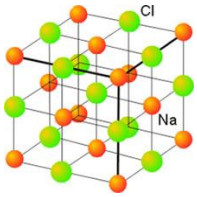
- El flúor gana un electrón y queda con carga negativa: $F + 1e^{-} \rightarrow F^{-}$

  $F\ (Z = 9)$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5 \rightarrow F^{-} : 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

2º Formación del enlace (atracción de iones con signo opuesto hasta igualar las cargas): cada carga positiva atrae a una carga negativa. Como tenemos 1 átomo de calcio con 2 cargas positivas necesitaremos 2 átomos de flúor con 1 carga negativa cada uno para neutralizar las cargas positivas.

$$\underset{\text{Ión positivo}}{Ca^{2+}} + \underset{\text{Iones negativos}}{2F^{-}} \rightarrow \underset{\text{Molécula}}{CaF_2}$$

NaCl



En este tipo de enlace existen fuerzas electrostáticas que unen los dos átomos formando moléculas. Estas moléculas, a su vez, se organizan en redes cristalinas.
Este tipo de enlace se va a dar principalmente entre los elementos que forman fácilmente cationes (principalmente alcalinos y alcalinotérreos) y los elementos que forman fácilmente aniones (halógenos y anfígenos).

Propiedades de las sustancias iónicas

- Todos los compuestos iónicos son sólidos debido a la fuerte atracción existente entre los iones y como hace falta mucha energía para romper estos enlaces tienen un punto de fusión muy elevado.

- Son malos conductores de la electricidad porque los electrones no tienen movilidad en la red, aunque sí conducen la electricidad disueltos en agua ya que ésta disocia fácilmente los iones positivos y negativos, favoreciendo la movilidad de los electrones y por lo tanto la corriente eléctrica.
- Suelen ser cristales frágiles que se rompen con facilidad al ser golpeados: cuando se rompen los enlaces, los iones se desplazan, se acercan cargas del mismo que se repelen favoreciendo la ruptura del cristal.

5.2. Enlace covalente

El enlace covalente se establece cuando los átomos **comparten** uno o más pares de electrones, de forma que los átomos intervinientes en el enlace rellenan con electrones los orbitales del último nivel de energía hasta completar su octeto y adquirir así la configuración de gas noble. Para representar el enlace covalente se utiliza la estructura de Lewis.

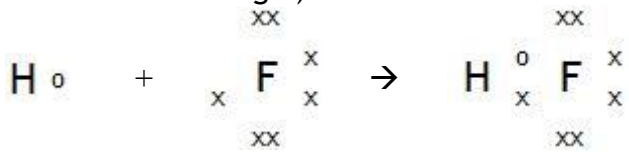
Por ejemplo, la formación del HF (fluoruro de hidrógeno)

1º Electrones en la capa de valencia:

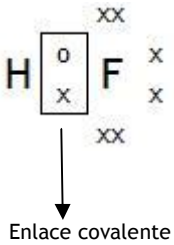
H (Z = 1): $1s^1$ → 1 electrón en la capa de valencia

F (Z = 9): $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ → 7 electrones en la capa de valencia

2º Formación del enlace (ambos átomos comparten electrones para llenar su último nivel de energía):



- Con los electrones que comparte con el flúor, el hidrógeno consigue 2 electrones en su capa más externa adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más cercano (He, $1s^2$).
- Por su parte el flúor, con los electrones que comparte con el hidrógeno, consigue 8 electrones en su capa más externa, adquiriendo la configuración electrónica del gas noble más cercano (Ne, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$)

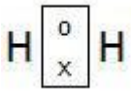


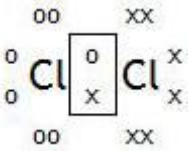
El par de electrones compartido en el enlace es atraído al mismo tiempo por los dos núcleos, por lo que los átomos quedan fuertemente enlazados, alcanzando un estado de menor energía y mayor estabilidad que cuando estaban aislados.

El enlace covalente se va a producir principalmente entre elementos situados a la derecha de la tabla periódica.

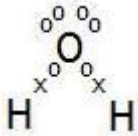
Dependiendo del número de pares de electrones compartidos, hablaremos de:

a) Enlace simple: cuando se comparten un par de electrones: H_2, Cl_2, H_2O

 → H - H → H_2

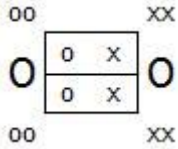


→ Cl - Cl → Cl_2

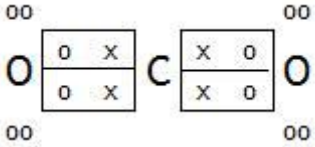


→ O / \ H H → H_2O

b) Enlace doble: cuando se comparten dos pares de electrones: CO_2, O_2

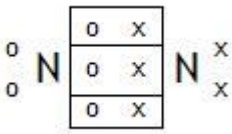


→ O = O → O_2



→ O = C = O → CO_2

c) Enlace triple: cuando se comparten tres pares de electrones: N_2



→ N ≡ N → N_2

Propiedades de las sustancias covalentes

Existen 2 tipos de agrupaciones:

a) En **moléculas**, que a su vez se unen entre sí mediante fuerzas intermoleculares. Son por ejemplo, el oxígeno molecular (O_2), el nitrógeno molecular (N_2), el agua (H_2O), el dióxido de carbono (CO_2), etc.

- Son sustancias en estado gaseoso, líquido o sólido, con bajos puntos de fusión y ebullición porque los enlaces covalentes son fuertes, pero entre las moléculas son más débiles.
- Son sustancias insolubles en agua porque no hay iones que se disocien e interaccionen en el agua, aunque sí serán solubles en disolventes orgánicos (no polares).
- Como no tienen iones ni electrones libres que puedan desplazarse, no son buenos conductores eléctricos.

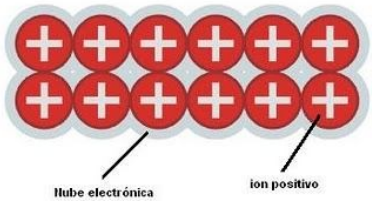
b) En **estructuras tridimensionales**, forman redes en tres dimensiones. Por ejemplo el carbono forma algunas de estas estructuras: el carbono o el grafito.

- Son sustancias muy duras y sólidas con un elevado punto de fusión porque sólo hay enlaces covalentes muy fuertes.
- Todos son insolubles en agua y también en el resto de disolventes porque no tienen iones que interaccionen con el agua.
- Son malos conductores eléctricos porque carecen de electrones libres.

5.3. Enlace metálico

En las sustancias metálicas, los átomos están situados muy cerca los unos de los otros; de esta forma los orbitales de valencia de los átomos se solapan dando lugar a un "orbital molecular" que se extiende por todo el metal y por lo tanto los electrones de valencia pertenecen a todo el conjunto.

Así los átomos metálicos no forman enlaces, sino estructuras cristalinas muy compactas; estos átomos se convierten en iones positivos fuertemente unidos y rodeados por una nube electrónica formada por los electrones de valencia de los mismos átomos.



Propiedades de las sustancias metálicas

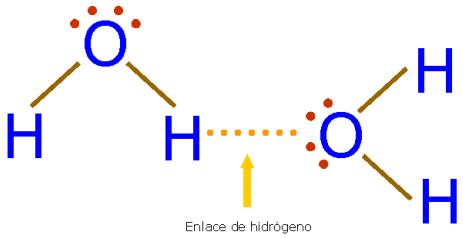
- Las estructuras metálicas son muy estables y compactas por lo que son sustancias con elevado punto de fusión y elevada densidad.
- Como los átomos están muy próximos entre sí, son buenos conductores del calor porque transmiten fácilmente las vibraciones térmicas.
- Como los electrones tienen mucha facilidad de moviendo en la nube electrónica, con muy buenos conductores de la electricidad.
- Cuando están fundidos, son solubles entre sí, por lo que pueden formar aleaciones metálicas. Por ejemplo, el bronce es una aleación de cobre y estaño o el latón es una aleación de cobre y cinc.
- Cuando se aplica sobre ellas una fuerza mecánica, de deforman pero no se rompen, debido a que los átomos, colocados en capas, se deslizan unas sobre otras si alterar la estructura del metal.

5.4. Fuerzas intermoleculares

Son las fuerzas que se dan entre moléculas covalentes. Son fuerzas mucho más débiles que los enlaces covalentes pero de ellas dependen que los puntos de fusión y ebullición de un elemento sean más o menos elevados. Distinguimos dos tipos:

a) Fuerzas de Van der Waals: son fuerzas electrostáticas débiles que se forman entre moléculas. Cuanto mayor son las moléculas, mayor es su intensidad. Se da, por ejemplo, entre moléculas de HCl, O_2, I_2

· · · O = O · · · O = O · · · O = O · · · O = O · · ·

= Enlace covalente (fuerte)
· · · Fuerza de Van der Waals (débil)

b) Enlaces de hidrógeno: es un tipo de fuerza intermolecular más intenso que la de Van der Waals, por lo que las sustancias que lo presentan, tienen puntos de fusión y ebullición más elevados. Se dan entre el hidrógeno y átomos pequeños muy electronegativos. Se da por ejemplo en el agua (H_2O) entre un átomo de hidrógeno y el oxígeno de otra molécula.