

NOCIONES QUIMICAS ELEMENTALES	4
LEYES PONDERALES DE LAS REACCIONES QUIMICAS	6
LEY DE LAVOISIER O LEY DE LA CONSERVACION DE LA MASA (1.789)	6
LEY DE PROUST O LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES	6
LEY DE DALTON O LEY DE LAS PROPORCIONES MULTIPLES (1.803)	6
LEY DE RITCHER O LEY DE LOS EQUIVALENTES O LEY DE LOS PESOS DE COMBINACION (1.792)	6
INTRODUCCION A LA TEORIA ATOMICA DE DALTON	6
LEYES VOLUMETRICAS DE LAS REACCIONES QUIMICAS (Para gases).	8
LEY DE GAY-LUSSAC O LEY DE LOS VOLUMENES DE COMBINACION	8
LEY DE AVOGADRO	8
LEY DE BOYLE -MARIOTTE	10
ECUACION GENERAL DE LOS GASES	10
DENSIDAD DE UN GAS	10
MEZCLA DE GASES	11
LEY DE DALTON	11
DISOLUCIONES	13
CONCENTRACION Y UNIDADES DE CONCENTRACION	13
PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES	15
DESCENSO DE LA PRESION DE VAPOR. LEY DE RAOULT.	15
DESCENSO CRIOSCOPICO / ASCENSO EBULLOSCOPICO	15
PRESION OSMOTICA	16
PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES DE ELECTROLITOS	16
ECUACIONES QUIMICAS	18
TIPOS GENERALES DE REACCIONES QUIMICAS	18
CARACTER CUANTITATIVO DE LAS REACCIONES QUIMICAS	19
ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ATOMO	20
TEORIA ATOMICA DE DALTON (s. XIX).	20
DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRON. RAYOS CATODICOS.	22
DESCUBRIMIENTO DEL PROTON. RAYOS CANALES.	22
DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRON	22
DISTRIBUCION DE LAS PARTICULAS FUNDAMENTALES EN EL ATOMO	24
ESPECTROS ATOMICOS DE EMISION	25
ESPECTRO DEL HIDROGENO.	26

MODELO ATOMICO DE RUTHERFORD (1.911).	28
MODELO ATOMICO DE BOHR (1.913).	29
AMPLIACIONES Y CORRECCIONES AL MODELO ATOMICO DE BOHR	32
AMPLIACION DE SOMMERFELD	32
EFECTO ZEEMAN	32
SPIN DE LOS ELECTRONES	32
CARACTER ONDULATORIO DE LOS ELECTRONES.	33
TEORIA DE DE BROGLIE (1.923)	33
PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG.	34
ORBITALES DE LOS ATOMOS	34
CONFIGURACION ELECTRONICA DE LOS ELEMENTOS	36
CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS SEGUN SU CONFIGURACION ELECTRONICA	38
SISTEMA PERIODICO Y CONFIGURACION ELECTRONICA.	38
PROPIEDADES PERIODICAS DE LOS ELEMENTOS	43
Volumen atómico	43
Radio atómico	43
Radio iónico	43
Energía o potencial de ionización	44
Afinidad electrónica	44
Electronegatividad	45
Carácter metálico y no metálico	45
ENLACE QUIMICO	47
ENLACE IONICO	48
ENLACE COVALENTE	51
TEORIA DE LEWIS	51
TEORIA DEL ENLACE DE VALENCIA O TEORIA DEL ORBITAL ATOMICO.	54
TEORIA DE LOS ORBITALES ATÓMICOS HIBRIDOS	57
TEORIA DE LOS ORBITALES MOLECULARES	62
ENLACE METALICO	67
ENLACES INTERMOLECULARES	68
FUERZAS DE VAN DER WAALS	68
ENLACE O PUENTE DE HIDROGENO	69
TERMOQUIMICA	69
TRABAJO DE EXPANSIÓN O COMPRESION EN UN SISTEMA QUIMICO	71
TRANSFERENCIAS DE CALOR	71
PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINAMICA	71
LEY DE HESS	73
ENERGIAS DE ENLACE	73

ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUIMICAS	73
CINETICA QUIMICA	75
VELOCIDAD DE REACCION	75
TEORIA DE LOS CHOQUES PARA LA CINETICA DE REACCION	76
FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELOCIDAD DE REACCION	77
REACCIONES REVERSIBLES : EQUILIBRIO QUIMICO	78
PRINCIPIO DE LE CHATELIER	80
REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES	82
ACIDOS Y BASES	82
TEORIA DE ARRHENIUS (1.884)	82
TEORIA DE BRONSTED - LOWRY (1.923)	82
IONIZACION DEL AGUA :	84
CONCEPTO Y ESCALA DE pH	85
FUERZA DE ACIDOS Y DE BASES	86
GRADO DE DISOCIACION DE UN ACIDO O UNA BASE (α)	87
HIDROLISIS	88
INDICADORES	91
DISOLUCIONES AMORTIGUADORAS, BUFFER O TAMPON. EFECTO DEL ION COMUN.	92
REACCIONES DE NEUTRALIZACION	93
SOLUBILIDAD	95
PRODUCTO DE SOLUBILIDAD	96
REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES. OXIDACION / REDUCCION. REDOX.	98
CONCEPTO DE OXIDACION Y DE REDUCCION	98
NUMERO DE OXIDACION	98
IGUALACION DE REACCIONES REDOX.	99
METODO DEL NUMERO DE OXIDACION	99
METODO DEL ION - ELECTRON.	100
ELECTROLISIS	102
GENERADORES ELECTROQUIMICOS. PILAS	103

NOCIONES QUIMICAS ELEMENTALES

MASA ATOMICA : Es la masa de un átomo ; se mide en u.m.a.s. La masa atómica de un elemento es el número de veces que ese elemento contiene a la doceava parte del átomo de C^{12} .

MASA MOLECULAR : Se obtiene sumando las masas atómicas de los elementos que componen la molécula problema. Se mide en u.m.a.s.

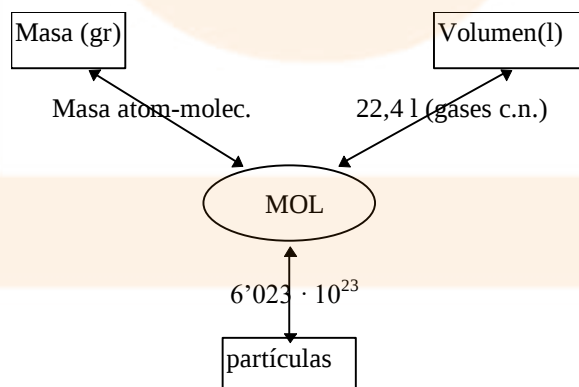
U.M.A. : Se define la unidad de masa atómica como la doceava parte de la masa del C^{12} .

ATOMO-GRAMO : Es el número de gramos de un elemento que coincide con su masa atómica.

MOLECULA-GRAMO : Es el número de gramos de una molécula que coincide con su masa molecular.

MOL : Un MOL es la cantidad de sustancia que contiene un número de Avogadro ($N = 6'023 \cdot 10^{23}$) de partículas. Es la cantidad de materia (en gramos) expresada por el Atomo o Molécula gramo. Cuando se trata de un gas en condiciones normales, siempre ocupa un volumen de 22'4 litros.

$$\text{NUMERO DE MOLES (n): } n = \frac{\text{Masa}}{\text{MasaAtómica} - \text{Molecular}}$$



- *Elemento $\Rightarrow$ Atomos $\Rightarrow$ Masa atómica (umas) $\Rightarrow$ Atomo-gramo (gr) $\Rightarrow$ MOL de átomos.*

- *Compuesto $\Rightarrow$ Moléculas $\Rightarrow$ Masa molecular (umas) $\Rightarrow$ Molécula-gramo (gr) $\Rightarrow$ MOL de moléculas.*



LEYES PONDERALES DE LAS REACCIONES QUIMICAS**LEY DE LAVOISIER O LEY DE LA CONSERVACION DE LA MASA (1.789)**

“En una reacción química, la masa ni se crea ni se destruye, es decir, la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de la masa de los productos de reacción.”

LEY DE PROUST O LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES

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

LEY DE DALTON O LEY DE LAS PROPORCIONES MULTIPLES (1.803)

“Cuando dos o más elementos pueden formar más de un compuesto, las cantidades de uno de ellos que se combinan con una cantidad fija del otro, guardan entre sí relación de números enteros sencillos”.

LEY DE RITCHER O LEY DE LOS EQUIVALENTES O LEY DE LOS PESOS DE COMBINACION (1.792)

“Cuando dos elementos se combinan entre sí, lo hacen siempre en cantidades proporcionales a sus equivalentes o pesos de combinación.”

$$\text{PesoEquivalente} = \frac{\text{MasaAtómica}}{\text{Valencia}}$$

INTRODUCCION A LA TEORIA ATOMICA DE DALTON

Se basa en la expresión de los siguientes postulados :

1. Los elementos están constituidos por átomos ; partículas de materia indivisibles.

2. Todos los átomos del mismo elemento son idénticos en masa y propiedades.
3. Los átomos de elementos distintos difieren en su masa y propiedades.
4. Los compuestos se forman por unión de átomos en relación numérica constante y sencilla.



LEYES VOLUMETRICAS DE LAS REACCIONES QUIMICAS (Para gases).**LEY DE GAY-LUSSAC O LEY DE LOS VOLUMENES DE COMBINACION**

“Los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos”.

Todos los gases poseen el mismo coeficiente de dilatación, un aumento de temperatura provoca en cualquier gas el mismo aumento de volumen si se mantiene constante la presión.

$$P = \text{cte.} \Rightarrow V = \text{Cte} \cdot T$$

LEY DE AVOGADRO

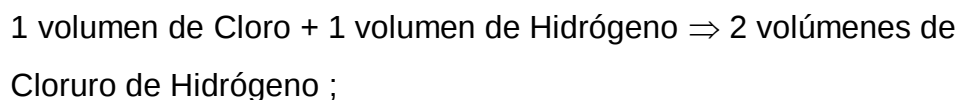
“A iguales condiciones de presión y temperatura, en volúmenes iguales de todos los gases, existe el mismo número de moléculas, y por tanto el mismo número de moles”.

$$P, T = \text{Ctes} \Rightarrow V = \text{Cte} \cdot n \quad (n = \text{número de moles})$$

Podemos definir así el **VOLUMEN MOLAR** de un gas como el volumen ocupado por un gas en unas condiciones determinadas de presión y temperatura.

Cuando las condiciones son de 0 °C y 1 atm. (condiciones normales), hablamos de **VOLUMEN MOLAR NORMAL**, que para cualquier gas vale 22'4 litros.

Esta hipótesis da lugar a la idea de que los gases elementales poseen moléculas diatómicas :



esto sólo es posible si Cl y H están en la forma Cl_2 y H_2 .



LEY DE BOYLE -MARIOTTE

“A temperatura constante, el volumen ocupado por un gas es inversamente proporcional a la presión a que está sometido”.

$$T = \text{Cte.} \Rightarrow V = \text{Cte.} \cdot \frac{1}{P}$$

ECUACION GENERAL DE LOS GASES

Agrupando los conceptos expuestos en las anteriores leyes volumétricas, podemos concluir :

$$\boxed{P \cdot V = n \cdot R \cdot T}$$

donde R es la Constante de los gases, que toma los siguientes valores según las unidades elegidas (y que obligan a asumirlas en los distintos parámetros de la fórmula) :

$$0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{litro}}{\text{mol} \cdot ^\circ K} = 8'3 \frac{\text{jul}}{\text{mol} \cdot ^\circ K} = 1'98 \frac{\text{cal}}{\text{mol} \cdot ^\circ K}$$

DENSIDAD DE UN GAS**DENSIDAD EN CONDICIONES NORMALES**

- DENSIDAD ABSOLUTA :

$$D = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Para saber si un gas es más o menos denso que otro, en c.n., basta conocer su masa molecular : a mayor masa molecular mayor densidad, ya que

$$D = \frac{M.\text{molecular}}{22'4l}$$

Puesto que la *masa molecular del aire es aproximadamente de 29 gr.*, todos los gases que tengan mayor masa molecular serán más densos que el aire y viceversa.

- DENSIDAD RELATIVA :

Es la densidad de un gas respecto a otro (no tiene unidades) :

$$D.\text{gas1}(\text{gas2}) = \frac{D.\text{gas1}}{D.\text{gas2}} = \frac{M.\text{mol.gas1} / 22'4\text{l}}{M.\text{mol.gas2} / 22'4\text{l}} = \frac{M.\text{mol.gas1}}{M.\text{mol.gas2}}$$

Lo normal es calcular la densidad relativa respecto del aire, y entonces :

$$D.\text{gas}(\text{aire}) = \frac{M.\text{mol.gas}}{29}$$

DENSIDAD DE UN GAS A CUALQUIER PRESION Y TEMPERATURA

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot V = \frac{\text{masa}}{M_{\text{mol}}} \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot M_{\text{mol}} = \frac{\text{masa}}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow$$

$$\boxed{P \cdot M_{\text{mol}} = D \cdot R \cdot T}$$

MEZCLA DE GASES

La ecuación general de los gases puede aplicarse también a una mezcla de gases, siempre que se tenga en cuenta que la presión será la ejercida por la mezcla y el número de moles ha de ser el total de los gases mezclados.

$$P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$$

LEY DE DALTON **examen**

“La presión total que ejerce una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales que ejercería cada gas individualmente”.

Gas : $P_{\text{gas}} \cdot V = n_{\text{gas}} \cdot R \cdot T$

Mezcla de gases : $P_T \cdot V = n_T \cdot R \cdot T$

dividiendo las ecuaciones término a término :

$$\frac{P_{\text{gas}}}{P_T} = \frac{n_{\text{gas}}}{n_T} \Rightarrow P_{\text{gas}} = \frac{P_T \cdot n_{\text{gas}}}{n_T} \Rightarrow$$

$$P_{gas} = P_T \cdot X_{gas}$$

donde : P_{gas} es la presión parcial del gas considerado,
 X_{gas} es la fracción molar del gas.



DISOLUCIONES

Una **disolución** es una mezcla homogénea de composición variable. Sus componentes reciben el nombre de *Soluto* (compuesto que se disuelve) y *Disolvente* (compuesto en el que se disuelve el soluto)

CONCENTRACION Y UNIDADES DE CONCENTRACION

Concentración de una disolución es la cantidad de soluto contenido en una determinada cantidad de disolvente o de disolución. Su expresión puede darse :

◇ % en masa, o pureza, o composición centesimal :

$$\% \text{ Masa} = \frac{\text{MasaSoluto}}{\text{MasaDisolucion}} \times 100$$

◇ % en volumen

$$\% \text{ Volumen} = \frac{\text{VolumenSoluto}}{\text{VolumenDisolucion}} \times 100$$

◇ Molaridad (M)

$$M = \frac{\text{MolesSoluto}}{\text{litrosDisolucion}} = \frac{\text{MasaSoluto} / \text{M.mol}}{\text{litrosDisolucion}}$$

◇ Normalidad (N)

$$N = \frac{\text{EquivalentesSoluto}}{\text{litrosDisolucion}} = \frac{\text{MasaSoluto} / \text{PesoEquivalente}}{\text{litrosDisolucion}} = \frac{\text{MasaSoluto} / \text{M.mol} / \text{valencia}}{\text{litrosDisolucion}}$$

donde la valencia es :

- Para un ácido : el nº de H en la fórmula
- Para una base : el nº de OH en la fórmula
- Para una Sal : El nº de cationes por la valencia del catión

Obsérvese que $N = M \cdot Val$

◇ Molalidad (m)

$$m = \frac{\text{MolesSoluto}}{\text{Kg. Disolvente}} = \frac{\text{MasaSoluto} / \text{M.mol}}{\text{Kg. Disolvente}}$$

◇ Fracción molar (X_i)

$$X_{\text{solute}} = \frac{\text{MolesSolute}}{\text{MolesTotales}} \quad X_{\text{disolvente}} = \frac{\text{MolesDisolvente}}{\text{MolesTotales}}$$

Obsérvese que $X_{\text{solute}} + X_{\text{disolvente}} = 1$



PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES

Son propiedades que dependen exclusivamente de la concentración de la disolución, y no de la naturaleza de sus componentes.

Debemos entender que las propiedades que ahora presentemos se establecen únicamente para soluciones de “no electrolitos”, es decir, para aquellas sustancias que no se disocian en sus iones ; pues para éstas, las fórmulas que se planteen deberán ser transformadas como veremos al final de este capítulo.

DESCENSO DE LA PRESION DE VAPOR. LEY DE RAOULT.

La presión de vapor de una disolución desciende con respecto a la del disolvente puro según la expresión :

$$P = X_{\text{disolvente}} \cdot P_0$$

que puede transformarse :

$$P = (1 - X_{\text{solute}}) \cdot P_0 \Rightarrow P = P_0 - X_0 \cdot P_0 \Rightarrow P - P_0 = X_0 \cdot P_0 \Rightarrow$$

$$\Delta P = X_s \cdot P_0$$

donde :

P es la presión de vapor de la disolución

P₀ es la presión de vapor del disolvente puro

ΔP es el incremento de presión entre disolvente y disolución

X_D es la fracción molar del disolvente

X_S es la fracción molar del soluto

DESCENSO CRIOSCOPICO / ASCENSO EBULLOSCOPICO

En una disolución, con respecto al disolvente puro, el punto de congelación desciende y el de ebullición aumenta, proporcionalmente con la concentración. Según la siguiente fórmula :

$$\Delta T = K_{C/E} \cdot m$$

donde :

ΔT es el descenso crioscópico o ascenso ebulloscópico experimentado

K_C es la constante crioscópica del disolvente

K_E es la constante ebulloscópica del disolvente

m es la molalidad de la disolución

PRESION OSMOTICA

Se define como la presión que ejerce un fluido a su paso a través de una membrana semipermeable (deja pasar el disolvente, pero no el soluto a través de ella). La presión osmótica de una disolución es directamente proporcional a su molaridad :

$$\Pi \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow \Pi = M \cdot R \cdot T$$

donde :

Π es la presión osmótica

M es la molaridad de la disolución

PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES DE ELECTROLITOS

Como ya ha sido expresado, en estos casos deben modificarse las fórmulas anteriores mediante la introducción del *factor multiplicador de Vant-Hoff (i)*, que expresa el *número de iones disociados por mol de electrolito*, quedando las fórmulas anteriores como sigue :

$$\Delta P = X_s \cdot P_0 \cdot i$$

$$\Delta T = K_{C/E} \cdot m \cdot i$$

$$\Pi = M \cdot R \cdot T \cdot i$$



ECUACIONES QUIMICAS

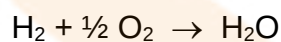
Una ecuación química es la representación de una reacción química ; donde se separan por una flecha la suma de las sustancias que entran en reacción (REACTIVOS) de las sustancias que se producen (PRODUCTOS DE REACCION).

Toda ecuación química debe estar ajustada, esto es, el número de átomos de los dos miembros debe ser igual.

TIPOS GENERALES DE REACCIONES QUIMICAS

REACCIONES DE SINTESIS O DE COMBINACION

Dos o mas reactivos se combinan para dar lugar a un solo producto de reacción.



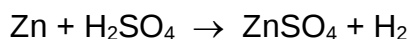
REACCIONES DE DESCOMPOSICION

Un solo reactivo se descompone en dos o más productos de reacción.



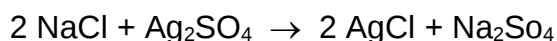
REACCIONES DE SUSTITUCION O DE DESPLAZAMIENTO

Uno de los elementos de un reactivo es sustituido por otro elemento.



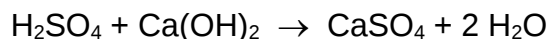
REACCIONES DE DOBLE DESPLAZAMIENTO O DOBLE SUSTITUCION

Los elementos que se sustituyen son de dos reactivos entre sí.



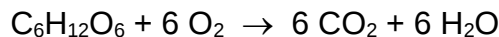
REACCIONES DE NEUTRALIZACION

Los reactivos son un ácido y una base, y dan lugar a una sal y agua.



REACCIONES DE COMBUSTION

En las que un compuesto orgánico de cadena carbonosa, en presencia de oxígeno produce dióxido de carbono y agua.

**CARACTER CUANTITATIVO DE LAS REACCIONES QUIMICAS**

Los distintos componentes de una ecuación química reaccionan siempre equivalente a equivalente.

Los coeficientes de los diferentes compuestos de una reacción química ajustada indican el número de moles con los que cada compuesto interviene en la reacción.

Teniendo en cuenta que moles de diferentes gases en las mismas condiciones ocupan el mismo volumen, y que las condiciones de una reacción química permanecen invariables ; podemos concluir que cuando en una reacción química alguno o la totalidad de los reactivos son gases, los coeficientes de la ecuación ajustada pueden ser considerados volúmenes de los distintos gases que entran a formar parte de la reacción.

Cualquiera de las anteriores consideraciones permite establecer numerosas relaciones entre componentes de la reacción para la realización de cálculos estequiométricos.

ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ATOMO

TEORIA ATOMICA DE DALTON (s. XIX).

Partió de una serie de postulados hipotéticos :

1. Los elementos están constituidos por partículas indivisibles denominadas átomos.
2. Los átomos de un mismo elemento son idénticos entre sí.
3. Los átomos de diferentes elementos tienen distinta masa y propiedades.
4. La combinación de distintos átomos en proporciones sencillas se obtienen moléculas.

Estas premisas le permitieron enunciar su TEORIA ATOMICA : “ *La materia está constituida por partículas pequeñísimas llamadas átomos, que son indivisibles, so pena de cambiar totalmente las propiedades del cuerpo simple*”.

Multitud de experiencias posteriores demuestran que los átomos sí pueden dividirse en partículas subatómicas fundamentales que se encuentran dispuestas según unas determinadas leyes. Sin embargo Dalton acertó al indicar que en las reacciones químicas los átomos se comportan como indivisibles.

Las principales partículas subatómicas son las que a continuación se expresan con sus características de masa y carga eléctrica :

Partícula	Masa (umas)	Carga (culombios)
ELECTRON	1/1.840	- $1'6 \cdot 10^{-19}$
PROTON	1	+ $1'6 \cdot 10^{-19}$
NEUTRON	1	0



DESCUBRIMIENTO DEL ELECTRON. RAYOS CATODICOS.

Los gases son malos conductores eléctricos ; pero si se colocan en un tubo de descarga en el que se ha hecho el vacío, entonces conducen la corriente eléctrica y emiten luz ; si se continúa disminuyendo la presión, la luz desaparece y se sustituye por una fluorescencia producida por unos rayos procedentes del cátodo que se denominaron *rayos catódicos*, y que tienen las siguientes características :

- Están formados por partículas con carga negativa.
- Se propagan en línea recta.
- Tienen una cierta masa pues desplazan partículas interpuestas en su trayectoria.

Thomson (1.897) calculó para estas partículas el cociente Carga/masa, que denominó *carga específica*, observando que tenía el mismo valor para cualquier gas, por lo que dedujo que se trataba de un constituyente de todos los átomos y los llamó *electrones*.

Millikan (1.906) determinó la carga, y por tanto la masa, de los electrones.

DESCUBRIMIENTO DEL PROTON. RAYOS CANALES.

Goldstein descubrió que al perforar el cátodo de un tubo de descarga se producían unos rayos en sentido contrario a los catódicos, y los denominó *rayos positivos o canales*, con las siguientes características :

- Constituidos por partículas con carga eléctrica positiva que denominó *protones*.
- Su carga específica adquiriría distinto valor según el gas empleado.
- Si se utilizaba gas Hidrógeno la carga específica coincidía con la de los iones H^+ .

DESCUBRIMIENTO DEL NEUTRON

Chadwick (1.932), mediante reacción entre átomos de Berilio y partículas α (átomos de Helio), obtuvo una radiación formada por partículas con las siguientes características :

- No poseen ninguna carga eléctrica, por lo que las llamó neutrones.
- Su masa es similar a la de los protones.



DISTRIBUCION DE LAS PARTICULAS FUNDAMENTALES EN EL ATOMO

Protones y Neutrones forman un *Núcleo* central extremadamente pequeño en el que se concentra prácticamente la masa del átomo y presenta una carga eléctrica positiva.

Alrededor del núcleo se encuentran los electrones, formando una *Corteza* que posee carga eléctrica negativa.

En un átomo estable la carga del núcleo tiene el mismo valor absoluto que la de la corteza.

Los átomos de distintos elementos difieren entre sí por el número de partículas fundamentales. Cada elemento tiene asociados dos valores numéricos que indican el número de partículas fundamentales que posee :

- **Z.- NUMERO ATOMICO**, indica el número de electrones de la corteza o el número de protones (ya que ambos coinciden). $Z = n^{\circ}.e^{-} = n^{\circ}.p^{+}$
- **A.- NUMERO MASICO**, indica la suma de protones y neutrones presentes, y por tanto la masa del átomo. $A = n^{\circ}.p^{+} + n^{\circ}.n$

Se descubrió que había átomos de un mismo elemento que diferían en el número de neutrones, pero manteniendo igual el de electrones y protones ; es decir, tenían igual Z pero distinto A. A estos átomos especiales se les denomina *ISOTOPOS*.

Si no existieran isótopos las masas de todos los elementos serían números enteros, pero su existencia y su porcentaje de presencia en la naturaleza permite establecer números másicos (*masa isotópica*) representativos de los elementos que tienen isótopos.

Se denomina *Defecto de Masa* de un átomo a la diferencia entre su masa isotópica y la suma de las masa de las partículas que lo constituyen.

ESPECTROS ATOMICOS DE EMISION

Si a un elemento gaseoso se le comunica energía (Temperatura o descarga eléctrica), emite una radiación intermitente observable mediante un espectroscopio, manifestándose en series de líneas luminosas (emisión de energía) alternadas con líneas oscuras (no emisión de energía), a lo que se denomina *Espectro*.

La ordenación de las líneas, el espectro, es diferente para cada elemento en el que se experimente.

La aparición de líneas luminosas alternadas con oscuras indica que dentro del átomo sólo son posibles determinados valores de energía, es decir : un átomo está *cuantizado*.

En toda radiación la frecuencia y la longitud de onda son inversamente proporcionales según la ecuación :

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

donde :

λ es la longitud de onda

c es la velocidad de la luz (300.000 Km/s.)

ν es la frecuencia de la radiación.

Según *Plank*, toda radiación emitida por un átomo es proporcional a su frecuencia según la ecuación :

$$e = h \cdot \nu$$

donde.

e es la **energía**.

h es la constante de Plank. ($6,6 \cdot 10^{-34}$ jul·seg)

ν es la **frecuencia**.

Por todo ello, el estudio de los espectros atómicos puede proporcionar información sobre las distintas energías posibles en cada átomo.

ESPECTRO DEL HIDROGENO.

El estudio del espectro del hidrógeno permite observar que las líneas espectrales se agrupan en series dependiendo de la energía emitida.

El espectro del hidrógeno se representa de manera sencilla por la relación :

$$\frac{1}{\lambda} = R_H \cdot \left(\frac{1}{N_1^2} - \frac{1}{N_2^2} \right)$$

donde :

$1/\lambda$ es el número de ondas (las ondas que hay por unidad de longitud)

R_H es la constante de Rydberg ($109677'8 \text{ cm}^{-1}$)

N_1 y N_2 son números enteros tales que $N_1 > N_2$

Hoy se conocen cinco series de rayas en el Hidrógeno, que de mayor a menor energía son :

- **Serie de Lyman** : $N_1 = 1$ y $N_2 = 2,3,4,\dots$ (ultravioleta). Son las radiaciones emitidas por los electrones al pasar de los estados superiores a los de más baja energía.
- **Serie de Balmer** : $N_1 = 2$ y $N_2 = 3,4,5,\dots$ (visible). Son las radiaciones emitidas por el paso de los electrones de los estados 3° y siguientes al 2° .
- **Serie de Paschen** : $N_1 = 3$ y $N_2 = 4,5,6,\dots$ (infrarrojo próximo). Del 4° y siguientes al 3° .
- **Serie de Brackett** : $N_1 = 4$ y $N_2 = 5,6,7,\dots$ (infrarrojo). Del 5° y siguientes al 4° .
- **Serie de Pfund** : $N_1 = 5$ y $N_2 = 6,7,8,\dots$ (infrarrojo lejano). Del 6° y siguientes al 5° .

Cada serie está formada por un número de líneas brillantes hasta que, a partir de una determinada longitud de onda se obtiene un espectro continuo. El valor

correspondiente al límite de cada serie se obtiene dando a N_2 el valor infinito. Por tanto, la longitud de onda límite de cada serie será :

$$\frac{1}{\lambda_{lim}} = \frac{R_H}{N_1^2}$$



MODELO ATOMICO DE RUTHERFORD (1.911).

Bombardeando láminas metálicas muy finas con partículas α , observó que la mayoría de ellas atravesaban las láminas sin desviarse ; de lo que concluyó diciendo que los átomos son en su mayor parte huecos.

La parte central, núcleo, tenía un volumen muy pequeño en comparación con el del átomo, posee carga eléctrica positiva, y en el se concentra prácticamente toda la masa del átomo. Alrededor del núcleo está la corteza, espacio prácticamente vacío en el que se encuentran los electrones con carga negativa.

Introdujo la idea de que los electrones giran alrededor del núcleo como lo hacen los planetas alrededor del sol : en órbitas en las que la fuerza centrípeta se equilibra con la atracción electrostática :

$$F_{centripeta} = F_{atr.electrostatica}$$

$$m \cdot \frac{v^2}{r} = Z \cdot \frac{e^2}{r^2}$$

donde :

m es la masa del electrón.

V es la velocidad del electrón en la órbita.

R es el radio de la órbita.

Z es el número atómico (nº de electrones).

e es la carga del electrón.

Este modelo atómico fue muy positivo por establecer dos zonas en el átomo (Núcleo y corteza), pero falla por no explicar, entre otras cosas, los espectros atómicos.

MODELO ATOMICO DE BOHR (1.913).

Se basa en tres postulados :

1º.- Los electrones giran alrededor del núcleo en órbitas circulares estables en las que no emiten energía. Las órbitas son más energéticas cuanto más alejadas del núcleo se encuentren.

2º.- Sólo son posibles aquellas órbitas en las que el momento angular ($J = I \cdot \omega$) del electrón sea un múltiplo entero de $h/2\pi$.

$$I \cdot \omega = n \frac{h}{2\pi}$$

donde :

I es el momento de inercia ($I = m \cdot r^2$)

ω es la velocidad angular ($\omega = v/r$)

h es la constante de Plank.

3º.- Al pasar de una órbita a otra, un electrón absorbe (alejándose del núcleo) o emite (acercándose al núcleo) energía en forma de radiación ; en cantidad igual a la diferencia de energías entre las dos órbitas .

$$\Delta E = E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

donde :

E_2 es la energía de la órbita más alejada del núcleo.

E_1 es la energía de la órbita más próxima al núcleo.

A partir de estos tres postulados pudo deducir el **RADIO DE LAS ÓRBITAS** :

$$I \cdot \omega = n \frac{h}{2\pi} \Rightarrow m \cdot r^2 \cdot \frac{v}{r} = n \frac{h}{2\pi} \Rightarrow$$

$$r = \frac{n \cdot h}{2\pi \cdot m \cdot v}$$

Y también la **VELOCIDAD DEL ELECTRÓN EN LA ÓRBITA** :

$$v = \frac{n \cdot h}{2\pi \cdot m \cdot r}$$

Y considerando estas dos expresiones y el hecho de que la fuerza centrípeta y la de atracción electrostática en una órbita estable son iguales se puede deducir que :

$$m \cdot \frac{v^2}{r} = Z \cdot \frac{e^2}{r^2} \Rightarrow \frac{m \cdot \frac{n^2 \cdot h^2}{4\pi^2 \cdot m^2 \cdot r^2}}{r} = Z \cdot \frac{e^2}{r^2} \Rightarrow \text{simplificando y despejando}$$

$$r = \frac{n^2 \cdot h^2}{4\pi^2 \cdot m \cdot Z \cdot e^2}$$

otra expresión del radio de órbita,
en la que todo es constante excepto n
(Número entero que toma los valores 1, 2, 3,... para las distintas órbitas).

Por otra parte, puede deducirse la **ENERGIA DE LOS ELECTRONES EN LAS ORBITAS** :

La energía de los electrones tendrá dos componentes :

Energía cinética : $E_c = \frac{1}{2} m \cdot v^2$; Energía potencial

eléctrica : $E_p = \frac{Z \cdot e}{r} \cdot (-e)$

por lo que la energía total será :

$$E_{total} = \frac{1}{2} m \cdot v^2 - \frac{Z \cdot e^2}{r}$$

y como $m \cdot \frac{v^2}{r} = Z \cdot \frac{e^2}{r^2}$, entonces :

$$E_T = \frac{1}{2} \cdot \frac{Z \cdot e^2}{r} - \frac{Z \cdot e^2}{r} \Rightarrow E_T = \frac{Z \cdot e^2 - 2Z \cdot e^2}{2r} \Rightarrow E_T = -\frac{Z \cdot e^2}{2r}$$

y como $r = \frac{n^2 \cdot h^2}{4\pi^2 \cdot m \cdot Z \cdot e^2}$, entonces :

$$E_T = -\frac{Z \cdot e^2}{2n^2 \cdot h^2 / 4\pi^2 \cdot m \cdot Z \cdot e^2} , \text{ que simplificando queda :}$$

$$E_{TOTAL} = -\frac{2\pi^2 \cdot m \cdot Z^2 \cdot e^4}{n^2 \cdot h^2}$$

que es la energía de la órbita en función de n.

Obsérvese que si llamamos $E_1, E_2, \dots$ a las energías de las órbitas 1,2,..., se cumple que :

$$E_2 = \frac{E_1}{4}$$

$$E_3 = \frac{E_1}{9}$$

$$E_n = \frac{E_1}{n^2}$$

Insistimos en la idea de que, tanto el radio de la órbita como la energía de los electrones en ella, quedan determinados por el valor de “n”, número entero ; por lo que radio y energía solo pueden tomar valores que sean múltiplos de una cantidad fija : están *cuantizados*. Al número *n* se le denomina *NUMERO CUANTICO PRINCIPAL*, determina las órbitas, y puede tomar solamente valores de números enteros positivos (1, 2, 3,...).

AMPLIACIONES Y CORRECCIONES AL MODELO ATOMICO DE BOHR**AMPLIACION DE SOMMERFELD**

Consideró que las órbitas descritas por los electrones podrían ser elípticas, por lo que para ser descritas necesitarían de dos parámetros (dos ejes), introduciendo así un segundo número cuántico, que determina los subniveles de energía para cada valor de n .

Este nº cuántico se designa por " l ", se denomina *NUMERO CUANTICO SECUNDARIO O AZIMUTAL*, y puede tomar todos los valores enteros desde 0 hasta $(n-1)$

EFEECTO ZEEMAN

Experimentos realizados en campos magnéticos demostraron que se producían desviaciones magnéticas debidas a la orientación de las órbitas de giro de los electrones ; condicionante que se considera por la introducción de un nuevo número cuántico : *NUMERO CUANTICO MAGNETICO*, designado por " m ", que define la orientación de las órbitas y que puede tomar los valores enteros comprendidos entre $-l$ y $+l$.

SPIN DE LOS ELECTRONES

Se consideró que los electrones podían girar sobre sí mismos en la misma dirección de giro que sobre la órbita o en sentido contrario.

Por ello se introduce un nuevo valor : el *NUMERO CUANTICO DE GIRO O SPIN*, representado por " s " que indica las dos posibilidades de dirección expresadas y puede tomar los valores $+1/2$ y $-1/2$.

CARACTER ONDULATORIO DE LOS ELECTRONES.

Actualmente la idea intuitiva de Bohr de que los electrones se encuentran en órbitas de energía determinada no se mantiene. Hoy se considera que no es posible conocer la posición y la velocidad de un electrón, sino solamente la probabilidad de hallarlo en una determinada región del espacio ; tal y como se desprende de la Teoría de De Broglie y del Principio de Incertidumbre de Heisemberg.

TEORIA DE DE BROGLIE (1.923)

La idea expuesta por Einstein de que la luz tiene un doble comportamiento : ondulatorio y corpuscular, se expresa en las fórmula :

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot c}$$

donde se relacionan los dos aspectos (ondulatorio con la longitud de onda, y corpuscular representado por la masa)

De Broglie propuso aplicar este concepto también a los electrones, de modo que un electrón de masa m , que se mueva con una velocidad v , puede considerarse como una onda de cuya longitud de onda será :

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v}$$

Este carácter ondulatorio fue comprobado por Thomson en 1.928 mediante la difracción de electrones a través de cristales(sólo las ondas producen difracción).

El segundo postulado de Bohr puede explicarse por el movimiento ondulatorio : Una órbita será posible sólo cuando su longitud sea múltiplo entero de la longitud de onda del movimiento del electrón.

PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISEMBERG.

Indica que es imposible conocer con exactitud y simultáneamente la posición y la velocidad de cualquier partícula. Indeterminación que viene expresada en :

$$\Delta X \cdot \Delta V \geq \frac{h}{2\pi \cdot m}$$

ORBITALES DE LOS ATOMOS EXAMEN

Las zonas, expresadas por la mecánica cuántica, de mayor probabilidad de encontrar a un electrón se denominan *ORBITALES*.

El Orbital queda definido como una *función de onda*, y el cálculo de su energía aparecen como parámetros los números cuánticos cuyos valores coinciden con los determinados en el modelo atómico de Bohr :

- El estado de energía determinado por los valores del primer número cuántico se denomina *CAPA o NIVEL*.
- El estado de energía determinado por los valores de los dos primeros números cuánticos se denomina *SUBNIVEL*.
- El estado de energía determinado por los valores de los tres primeros números cuánticos se denomina *ORBITAL*.

De esta manera, los orbitales adquieren determinados nombres, que se obtienen :

- En primer lugar un número, que es el valor del nº cuántico principal (n) : designando la capa.
- A continuación una letra minúscula relacionada con el valor adquirido por el nº cuántico secundario (l) : designando el suborbital ; como sigue :

Si $l = 0$, suborbital "s"

Si $l = 1$, suborbital "p"

Si $l = 2$, suborbital "d"

Si $l = 3$, suborbital "f"

- A cada letra del suborbital se le asigna un número como superíndice que indica el nº de electrones que contiene

Teniendo en cuenta que el conjunto de los tres primeros nº cuánticos determinan perfectamente la capa, el suborbital y la orientación de éste, el valor adquirido por el cuarto nº cuántico completa perfectamente la caracterización de cada uno de los electrones.

Para poder saber cuantos electrones "caben" en cada suborbital, aplicamos el **PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI**: "En un mismo átomo no puede haber dos electrones que posean los cuatro números cuánticos iguales"; lo que equivale a decir que cada electrón de un átomo posee diferente cantidad de energía.

Nº cuántico		Característica que define	Valores posibles
Principal	n	Volumen del orbital	1, 2, 3, 4 ...
Secundario o azimutal	l	Forma del orbital	0, 1, 2, ..., (n-1)
Magnético	m	orientación espacial	-l, ..., -2, -1, 0, 1, 2, ..., +l
Spin o de giro	s	sentido de giro de los e ⁻	$\pm 1/2$

n	l	m	s	orbital
1	0	0	$\pm 1/2$	1 s ²
2	0	0	$\pm 1/2$	2 s ²
		-1	$\pm 1/2$	

	1	0	$\pm 1/2$	$2 p^6$
		1	$\pm 1/2$	
	0	0	$\pm 1/2$	$3 s^2$
		-1	$\pm 1/2$	
	1	0	$\pm 1/2$	$3 p^6$
		1	$\pm 1/2$	
3		-2	$\pm 1/2$	
		-1	$\pm 1/2$	
	2	0	$\pm 1/2$	$3 d^{10}$
		1	$\pm 1/2$	
		2	$\pm 1/2$	
	0	0	$\pm 1/2$	$4 s^2$
		-1	$\pm 1/2$	
	1	0	$\pm 1/2$	$4 p^6$
		1	$\pm 1/2$	
		-2	$\pm 1/2$	
		-1	$\pm 1/2$	
	2	0	$\pm 1/2$	$4 d^{10}$
		1	$\pm 1/2$	
		2	$\pm 1/2$	
4		-3	$\pm 1/2$	
		-2	$\pm 1/2$	
		-1	$\pm 1/2$	
	3	0	$\pm 1/2$	$4 f^{14}$
		1	$\pm 1/2$	
		2	$\pm 1/2$	
		3	$\pm 1/2$	

CONFIGURACION ELECTRONICA DE LOS ELEMENTOS

La configuración electrónica de un elemento se escribe con el siguiente esquema :

- Número correspondiente al nivel de energía.
- Letra correspondiente al subnivel.
- Exponente indicativo del número de electrones

Los electrones llenan primero los subniveles de menor energía, ocupando niveles más altos sólo cuando las anteriores están completos.

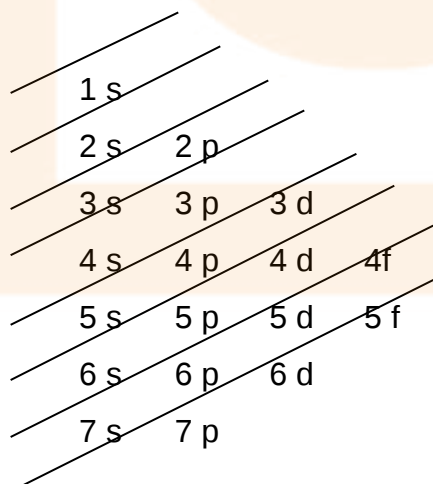
El número de niveles llenados coincide con el periodo de la tabla periódica en el que el elemento se encuentra. Si el elemento es representativo, el número de electrones del último nivel es el grupo al que pertenece el elemento.

REGLA DE (n + l) .

Los subniveles se van llenando en orden de manera que se llenan antes los que tengan valor de (n + l) más pequeño. Para subniveles en los que esto coincida, se llenará antes el de menor valor de n.

DIAGRAMA DE MOELLER :

Se trata de una regla mnemotécnica para conocer el orden de llenado de los orbitales :



PRINCIPIO DE HUND O DE MAXIMA MULTIPLICIDAD :

Los subniveles para los que existen varios orbitales se llenan de manera que primero se semioocupan y luego se completan.

CLASIFICACION DE LOS ELEMENTOS SEGUN SU CONFIGURACION ELECTRONICA

ELEMENTOS REPRESENTATIVOS : Aquellos en los que el último electrón ha entrado en un subnivel “s” o en un subnivel “p”.

ELEMENTOS DE TRANSICION : Aquellos en los que su último electrón ha entrado en un subnivel “d”.

ELEMENTOS DE TRANSICION INTERNA, TIERRAS RARAS : Aquellos en los que el último electrón ha entrado en un subnivel “f”.

Si el electrón ha entrado en 4 f, se trata de un LANTANIDO.

Si el electrón ha entrado en 5 f, se trata de un ACTINIDO.

SISTEMA PERIODICO Y CONFIGURACION ELECTRONICA.

Hasta 1.869 no se logró una ordenación regular de los elementos en función de sus pesos atómicos ; *Dimitri Mendeleiev*, lo realizó teniendo en cuenta las propiedades físicas y químicas en la ordenación, lo que le obligaba a dejar huecos en su tabla ; estableciendo que se debían a elementos aún no descubiertos, tal y como se ha ido comprobando posteriormente. Esa tabla inicial ha sufrido numerosas modificaciones hasta llegar a la que hoy es utilizada : formada por filas (*Periodos*) y columnas (*Grupos*) en los que se distribuyen los elementos ordenados por sus números atómicos.

Llamamos “*electrón diferenciador*” al electrón que es necesario añadir a un elemento para obtener la configuración electrónica del elemento siguiente

Tal y como ha sido ya considerado, el número atómico determina la configuración electrónica, de tal modo que, en la tabla periódica se observa :

- Los periodos se numeran de manera coincidente con el número cuántico principal.
- Los grupos están relacionados con el llenado de los orbitales s, p, d ó f.

De ésta manera, en el periodo ($n = 1$), l y m, solo tienen el valor 0, con lo que solo son posibles dos electrones, y por tanto sólo dos elementos.

El periodo 2º, ($n = 2$), tiene más posibilidades, pues l puede tomar los valores 0 y 1, cabiendo en total 8 electrones, y por tanto poseerá 8 elementos.

Se continúa así con los distintos periodos, teniendo en cuenta el orden de llenado de orbitales, y observaremos que en el cuarto periodo ya nos caben 10 elementos más ; y en el 5º y 6º, 14 más que en el anterior.

La tabla periódica está establecida de tal manera que los elementos correspondientes al mismo grupo (columnas), coinciden en la configuración electrónica de su última capa (con algunas excepciones), de manera que es ésta la que confiere a los elementos sus propiedades principales.

Cada uno de los periodos termina con un elemento que en su última capa posee 8 electrones, son los gases nobles.

APUNTES DE QUIMICA 2º BACHILLERATO

Grupos→	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Peiodos↓	s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
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
						3d ⁵ 4s ¹	3d ⁵ 4s ²	3d ⁶ 4s ²			3d ¹⁰ 4s ¹	3d ¹⁰ 4s ²						
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
					4d ⁴ 5s ¹	4d ⁵ 5s ¹	4d ⁵ 5s ²	4d ⁷ 5s ¹	4d ⁸ 5s ¹	4d ¹⁰ 5s ⁰	4d ¹⁰ 5s ¹	4d ¹⁰ 5s ²						
6	55 Cs	56 Ba	57 La*	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	95 At	86 Rn
										5d ⁹ 6s ¹	5d ¹⁰ 6s ¹	5d ¹⁰ 6s ²						
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac**	104 Ku	105 Ha	106	107	108	109	110								

	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
*	Ce	Pr	Nb	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Lantánidos														
	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
** Actínidos	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Grupos→	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Peiodos↓	s ¹	s ²	d ¹	d ²	d ³	d ⁴	d ⁵	d ⁶	d ⁷	d ⁸	d ⁹	d ¹⁰	p ¹	p ²	p ³	p ⁴	p ⁵	p ⁶
1	1 H 1'00 8																	2 He 4'003
2	3 Li 6'941	4 Be 9'012											5 B 10'81	6 C 12'01 1	7 N 14'00 7	8 O 15'99 9	9 F 18'99 8	10 Ne 20'17 9
3	11 Na 22'99 0	12 Mg 24'30 5											13 Al 26'98 1	14 Si 28'08 5	15 P 30'97 4	16 S 32'06	17 Cl 35'45 3	18 Ar 39'94 8
4	19 K 39'09	20 Ca 40'08	21 Sc 44'95	22 Ti 47'88	23 V 50'94	24 Cr 51'99	25 Mn 54'93	26 Fe 55'84	27 Co 58'93	28 Ni 58'69	29 Cu 63'54	30 Zn 65'39	31 Ga 69'72	32 Ge 72'59	33 As 74'92	34 Se 78'96	35 Br 79'90	36 Kr 83'80

APUNTES DE QUIMICA 2º BACHILLERATO

	8		6		1	6	8	7	3		6				2		4	
5	37 Rb 85'46 8	38 Sr 87'62	39 Y 88'90 6	40 Zr 91'22 4	41 Nb 92'90 6	42 Mo 95'94	43 Tc 98	44 Ru 101'0 7	45 Rh 102'9 06	46 Pd 106'4 2	47 Ag 107'8 7	48 Cd 112'4 1	49 In 114'8 2	50 Sn 118'7 1	51 Sb 121'7 5	52 Te 127'6 0	53 I 126'9 0	54 Xe 131'2 9
6	55 Cs 132'9 05	56 Ba 137'3 3	57 La* 138'9 06	72 Hf 178'4 9	73 Ta 189'9 5	74 W 183'8 5	75 Re 186'2 1	76 Os 190'2	77 Ir 192'2 2	78 Pt 195'0 8	79 Au 196'9 7	80 Hg 200'5 9	81 Tl 204'3 8	82 Pb 207'2	83 Bi 208'9 8	84 Po 209	95 At 210	86 Rn 222
7	87 Fr 223	88 Ra 222'0 2	89 Ac** 227'0 3	104 Ku 260	105 Ha 261	106 260	107 262	108 265	109 266	110								

	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
*	Ce	Pr	Nb	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Lantánidos	140' 12	140'9 07	144'2 4	147	150'3 5	151'9 6	157'2 5	158'9 24	162'5 0	164'9 3	167'2 6	168'9 34	173'0 4	174'9 7
** Actínidos	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
	232' 038	231	238'0 3	237	242	243	247	247	251	254	251	256	254	257

PROPIEDADES PERIODICAS DE LOS ELEMENTOS

Son las propiedades que dependen de los electrones del nivel más externo de un átomo. Se llaman periódicas porque se repiten en la tabla periódica al cabo de un cierto número de elementos por coincidir la configuración electrónica de la última capa.

Volumen atómico

La corteza electrónica de un átomo no posee límites definidos, por lo que es muy difícil conocer el radio de un átomo, por eso se define como :

Es el volumen que ocupa un mol de átomos del elemento considerado. Se obtiene dividiendo la masa atómica del elemento entre su densidad.

En un grupo, el volumen atómico aumenta al ~~aumentar el nº atómico~~, pues aumenta el nº de capas.

En un periodo, el volumen atómico disminuye al aumentar el nº atómico ; ya que, para el mismo nº de capas aumenta la carga eléctrica del núcleo y de la corteza y por tanto la fuerza de atracción.

menor
Volumen atómico
mayor

Radio atómico

La corteza electrónica de un átomo no posee límites definidos, por lo que es muy difícil conocer el radio de un átomo. Su determinación se realiza a partir de medidas de longitudes de enlaces.

Es lógico pensar que a mayor volumen atómico, mayor radió atómico, por lo que en la tabla periódica el radio atómico varía igual que el volumen.

Radio iónico

RADIO DE UN CATION (ION⁺).

El radio de un catión es siempre menor que el del átomo neutro del que procede ; pues el ion tiene menos electrones.

RADIO DE UN ANION (ION⁻).

El radio de un anión es siempre mayor que el del átomo neutro del que procede ; pues el ion posee más electrones.

RADIO DE IONES ISOELECTRONICOS.

Los iones isoelectrónicos son iones de átomos distintos pero que quedan con el mismo número de electrones. (Ej. F^- y Na^+). Entre dos iones isoelectrónicos tendrá mayor radio el que corresponda al átomo de menor número atómico ; ya que éste tendrá menos fuerza de atracción por los electrones.

Energía o potencial de ionización

Se define como la energía necesaria para que un átomo de un elemento pierda un electrón y se transforme, por tanto en un ion positivo.

En un grupo, la energía de ionización disminuye al aumentar el nº atómico ; pues al aumentar el número de capas, los electrones más externos están menos atraídos por el núcleo y, por tanto, es menor la energía necesaria para separarlos.

En un periodo, aumenta al aumentar el nº atómico ; pues para la misma capa, a mayor nº atómico más atraídos por el núcleo estarán los electrones.

mayor
Energía de ionización
menor

Afinidad electrónica

Es la tendencia de un átomo a ganar electrones para formar un ion negativo. Es la energía que se desprende o se absorbe cuando un átomo gana un electrón y se transforma en un ion negativo.

Si al ganar un electrón se desprende energía, la afinidad electrónica es positiva, y el ion formado es estable. Si por el contrario se absorbe energía, la afinidad electrónica es negativa y el ion formado es inestable.

Los elementos con alta energía de ionización tendrán gran tendencia a ganar electrones : tendrán afinidades electrónicas positivas.

Los elementos con baja energía de ionización tendrán poca tendencia a ganar electrones : tendrán afinidades electrónicas negativas.

Por ello, la afinidad electrónica varía en la tabla periódica exactamente igual que el potencial de ionización.

Electronegatividad

Es una propiedad directamente relacionada con las dos anteriores. Se define como la tendencia que tiene un átomo a atraer electrones del enlace que forme con otro átomo diferente.

Los elementos con altas energía de ionización y afinidad electrónica, tendrán mucha tendencia a ganar electrones : serán muy electronegativos.

Los elementos con bajas energía de ionización y afinidad electrónica, tendrán poca tendencia a ganar electrones : serán poco electronegativos.

Por tanto, la electronegatividad, se comporta en la tabla igual que la energía de ionización y que la afinidad electrónica.

Carácter metálico y no metálico

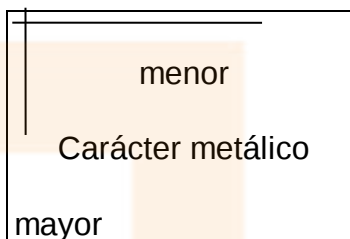
Desde el punto de vista químico, los metales se caracterizan :

- Son elementos con pocos electrones en su nivel más externo.
- Tienen tendencia a perder electrones y formar iones positivos, son poco electronegativos.
- Se oxidan fácilmente, son reductores ; forman óxidos básicos.

Mientras que los no metales

- Son elementos con muchos electrones en su nivel más externo.
- Tienen tendencia a ganar electrones y formar iones negativos, son muy electronegativos.
- Se reducen fácilmente, son oxidantes ; forman óxidos ácidos.

Por su definición, se observa que el carácter metálico aumenta en los periodos y disminuye en los grupos.



ENLACE QUIMICO

Un enlace químico es el conjunto de interacciones que mantiene unidos a los átomos o a las moléculas entre sí, para dar lugar a estructuras más estables que los átomos o moléculas de partida.

Todos los sistemas químicos evolucionan en el sentido de alcanzar la máxima estabilidad, y todos cuantos cambios físicos o químicos se produzcan espontáneamente, tienen como resultado un aumento de la estabilidad del sistema. La formación de compuestos debe considerarse como una manifestación de esa tendencia a que cada átomo adquiera una ordenación estable del número de electrones externo que le caracteriza.

La adopción de una estructura electrónica estable se puede verificar por captación o cesión de electrones. Para que un átomo capte un electrón debe estar presente otro átomo capaz de cederlo. Los átomos tienden a adquirir configuraciones electrónicas estables :

- Los elementos representativos adquiriendo configuración de gas noble.
- Los elementos de transición consiguiendo orbitales externos semicupados, puesto que la presencia de electrones “d” en su penúltima capa haría necesaria la entrada en juego de energías que superan a las habituales de los procesos químicos.

Resultados experimentales demuestran que podemos considerar tres tipos de estructuras electrónicas con estabilidad relativamente elevada :

- La de los gases Nobles.
- Nivel “d” de penúltima capa completo y nivel “p” de la última vacío.
- Niveles “d” y “p” a medio llenar (semicupados).

En un sentido amplio existen dos formas de alcanzar cualquiera de las ordenaciones estables comentadas :

- Cuando dos o más átomos se combinan mediante el proceso en el que un tipo de átomos *pierden* electrones y átomos de otro tipo los *ganan*. Así se forman los compuestos IONICOS o electrovalentes.
- Si dos o más clases de átomos *comparten* electrones. Los compuestos así formados se denominan COVALENTES.

Pero existen otros tipos de enlaces posibles de manera que pueden agruparse en :

- **ENLACES INTERATÓMICOS** (Se establecen entre átomos) :
 1. ENLACE IONICO (metal - no metal)
 2. ENLACE COVALENTE (no metal - no metal)
 3. ENLACE METÁLICO (átomos del mismo metal)
- **ENLACES INTERMOLECULARES** (Se establecen entre moléculas) :
 1. FUERZAS DE VAN DER WAALS
 2. PUENTES DE HIDROGENO

Los electrones y orbitales que intervienen en una unión química son únicamente los de las capas exteriores, por lo que se les denomina usualmente electrones de enlace.

Hay muy pocos casos en los que puede hablarse de enlaces puramente iónicos o puramente covalentes ; la mayoría tienen propiedades intermedias pero próximas a uno u otro modelo.

ENLACE IONICO examen

Se produce por fuerzas electrostáticas entre iones positivos y negativos ; entre elementos muy electropositivos (metales) y muy electronegativos (no metales)

Un enlace iónico exige como proceso previo la ionización de los átomos ; por ello, se formarán preferentemente entre átomos que se ionizen fácilmente : con baja energía de ionización y con alta afinidad electrónica.

El compuesto formado debe ser eléctricamente neutro : el nº de electrones que un átomo pierde debe ser igual al nº de electrones que gane el otro. Se llama *VALENCIA IONICA* o *ELECTROVALENCIA* al nº de electrones que un elemento gana o pierde para formar un compuesto iónico.

Cada ion ejercerá una atracción en torno suyo extendida en todas direcciones, provocando que se sitúen a su alrededor cierto número de iones de carga opuesta ; por ello, los compuestos que establecen este tipo de enlaces se encuentran en la naturaleza formando *CRISTALES IONICOS* ; redes cristalinas caracterizadas por poseer en sus nudos los iones positivos o negativos. Cuando se ionizan los átomos, se crea en torno a ellos un campo eléctrico, rodeándose de iones del signo contrario hasta compensarlo.

Esa estructura hace que para un compuesto ionico no pueda hablarse de moléculas propiamente dichas ; de la misma forma se hace impropio hablar de peso molecular, reemplazándose por “peso fórmula”, haciendo referencia al peso de los átomos de la unidad estructural de un cristal. La fórmula de un compuesto ionico sólo indica la cantidad de iones de cada clase necesarios para que el cristal sea eléctricamente neutro.

Se llama *INDICE O NUMERO DE COORDINACION* al nº de iones de un determinado signo que rodean a un ion de signo contrario ; este nº y el tipo de red que se obtiene depende de la carga y del tamaño de los iones.

(Ejemplos : NaCl, índice de coordinación 6 :6 ; cada ion de Cl se rodea de 6 iones de Na y viceversa

CsCl, índice de coordinación 8 :8 ; cada ion de Cs se rodea de 8 iones de Cl y viceversa.

CaF₂, índice 8 :4 ; El Ca se rodea de 8 iones de F, y cada ion de F se rodea de 4 iones de Ca.)

Se llama *ENERGIA DE RED O ENERGIA RETICULAR* a la energía que se desprende al formarse un mol de compuesto iónico a partir de sus iones ; esta energía es directamente proporcional a la carga de los iones e inversamente proporcional a sus radios.

En la formación de un compuesto iónico intervienen fundamentalmente los siguientes procesos energéticos.

- Energía de ionización, la necesaria para formarse iones + cuando los átomos están en estado gaseoso(EA).
- Afinidad electrónica, la que se desprende al formarse iones - (AI).
- Energía de red, se desprende al atraerse los dos iones formados (U).

El cálculo de la energía de red se realiza de manera teórica mediante la aplicación del *CICLO DE BORN - HABER* , basado en que es posible llegar a la formación de un cristal iónico por dos caminos distintos :

- Por la unión directa de los elementos, desprendiéndose el correspondiente calor de formación(- Q_f) del compuesto.
- Por un camino indirecto que conlleva los siguientes pasos :

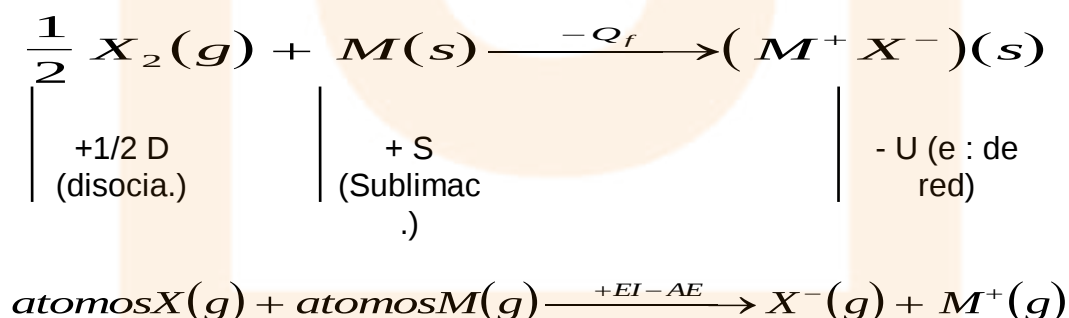
Sublimación del metal(S).

Disociación del no metal(D)

Ionización de ambos elementos.

Atracción de los iones para formar el compuesto.

Ejemplo de ciclo para un metal alcalino(M) y un no metal halógeno(X_2) :



$$-Q_f = \frac{1}{2} D + S - AE + EI - U \Rightarrow$$

$$U = \frac{1}{2} D + S - AE + EI + Q_f$$

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IONICOS :

- **Puntos de fusión y de ebullición** :Son altos y directamente proporcionales a la energía de red. Sustancias iónicas de gran carga y pequeño radio fundirá, a temperaturas muy altas.
- **Dureza** :Definida como la dificultad que ofrecen a ser rayados, a mayor energía de red, mayor dureza de los cristales iónicos.
- **Densidad** :Son compuestos muy compactos, los iones están muy próximos y ocupan poco volumen : tienen densidades elevadas.
- **Solubilidad** :Son muy solubles en disolventes polares como el agua. Los iones se rodean, inmersos los cristales en un disolvente, de moléculas de éste orientadas por el extremo del dipolo con carga opuesta al ion (Solvatación), aportando una energía que es superior a la de red, por lo que los iones se separan y el cristal se disuelve. A mayor energía de red, por tanto, menor solubilidad.
- **Conductividad eléctrica** :Los compuestos iónicos conducen la corriente eléctrica en estado fundido o disuelto, pero no en estado sólido. Si en una disolución de un compuesto iónico se introducen dos electrodos, la disolución es conductora y se denomina solución electrolítica, y a los solutos que las producen, electrolitos.

ENLACE COVALENTE

TEORIA DE LEWIS **IMPORTANTE EXAMEN**

Según Lewis, los átomos pueden obtener configuración electrónica estable por compartición de electrones. un átomo obtiene configuración estable de gas noble cuando posee en su última capa 8 electrones.

Los electrones no se transfieren de un átomo a otro, sino que se comparten al formar una molécula. Cada par de electrones compartidos constituye un *enlace covalente*.

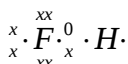
ALGUNAS MOLECULAS COVALENTES SEGUN LEWIS :

H₂



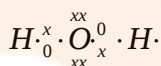
El hidrógeno alcanza la configuración del He (gas noble).

HF

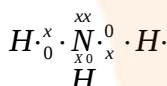


El flúor comparte un electrón con el Hidrógeno, covalencia 1

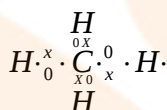
H₂O



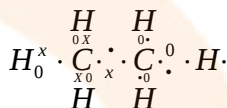
NH₃



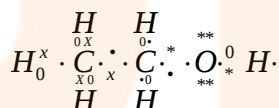
CH₄



CH₃ - CH₃ (Etano)



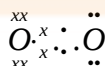
CH₃ - CH₂OH (Etanol)



Hay veces que, para adquirir la configuración de gas noble, los átomos necesitan compartir más de un par de electrones, estableciéndose *ENLACES COVALENTES MULTIPLES (DOBLES, TRIPLES)*.

O₂

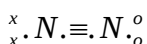
(O=O)



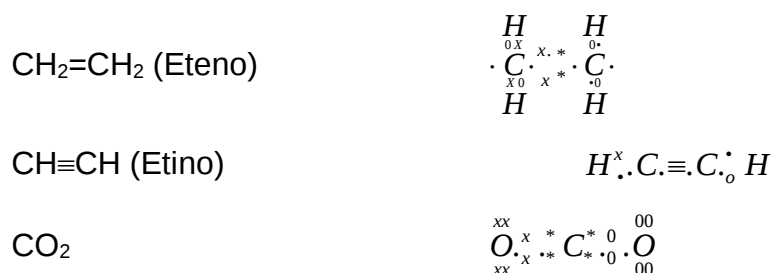
doble.

Cada átomo comparte 2 electrones, es un enlace covalente

N₂

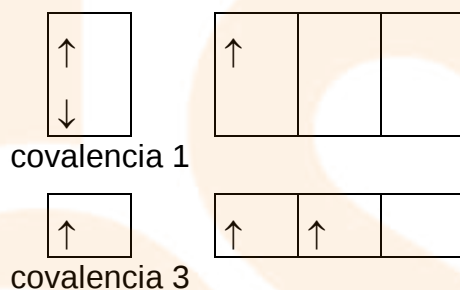


Cada línea representan dos electrones (uno de cada átomo).



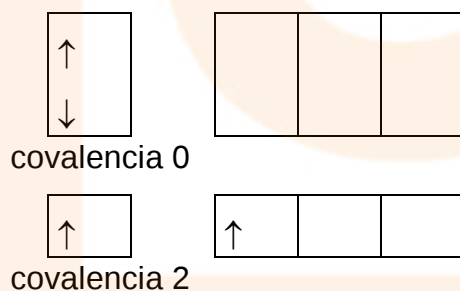
En todas las moléculas vistas, el átomo adquiere configuración de gas noble, rodeándose de 8 electrones (regla del octeto) ; que se cumple en todos los elementos del 2º periodo excepto para el boro y el berilio :

Boro : $2s^2 2p^1$.



el mayor nº de electrones a compartir son 3, se rodeará, como máximo de 6 electrones.

Berilio : $2s^2 2p^0$.

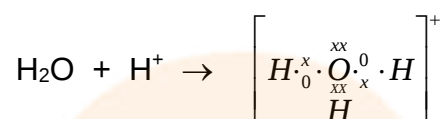


el mayor nº de electrones a compartir son 2, se rodeará, como máximo de 4 electrones.

En los elementos de periodos posteriores la regla del octeto se cumple con bastante frecuencia, pero puede haber casos en los que los átomos se rodeen de más de 8 electrones, (el fósforo puede llegar a rodearse de 10 electrones, y azufre de 12).

Hay ocasiones en las que los dos electrones compartidos para formar el enlace son cedidos por uno solo de los átomos que intervienen, es un *ENLACE DATIVO O COORDINADO* ; siendo el átomo que los aporta el *DADOR* y el que los recibe el *ACEPTOR* ; veamos algunos ejemplos :

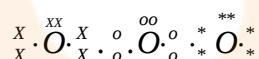
Ion Hidronio (H_3O^+) : se forma por la unión de agua con iones H^+ , que son átomos de hidrógeno que han perdido el único electrón que poseían, por lo que los dos electrones del enlace los proporciona el oxígeno del agua :



Ion amonio (NH_4^+) : se forma por la unión de un ion hidrogeno con un ion NH_3 :



Ozono (O_3) : se forma por la unión de una molécula de oxígeno (O_2) con un átomo de oxígeno (O). Este último se une por enlace dativo :

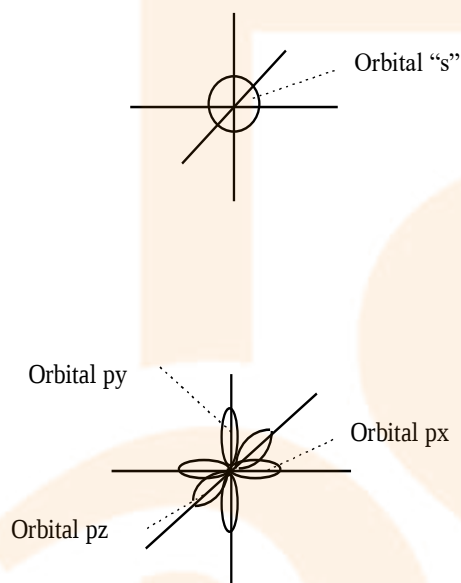


TEORIA DEL ENLACE DE VALENCIA O TEORIA DEL ORBITAL ATOMICO.

La teoría de Lewis no hace referencia a la naturaleza de las fuerzas puestas en juego ni consigue explicar la estructura de numerosos compuestos.

Linus Pauling entre 1.930 y 1.940, desarrolla esta nueva teoría sobre el enlace covalente diciendo que se forma por solapamiento o superposición de dos orbitales atómicos, de modo que los electrones compartidos pertenecen a la vez a los orbitales de los dos elementos enlazados. Es decir, esta teoría

supone que la formación del enlace covalente tiene lugar por emparejamiento de los espines electrónicos de signo contrario y por la máxima superposición de los orbitales atómicos a los que pertenecen los electrones puestos en juego ; dando lugar a una región espacial de densidad electrónica común a ambos átomos.



Cuando el enlace se forma por solapamiento de dos orbitales s, orbital s con orbital p, o dos orbitales p longitudinalmente, denominamos al enlace formado enlace sigma (σ) ;

pero si el solapamiento se produce por solapamiento lateral de orbitales p que sean paralelos, el enlace se denomina pi (π).

Para su comprensión es necesario tener en cuenta que únicamente nos interesarán los orbitales más exteriores de la estructura atómica, y que la forma espacial que adquieren (espacio en el que es más probable encontrar los electrones) es la que se expresa en las figuras.

De este modo, el orbital "s" es esférico, representado en un sistema tridimensional centrado en los ejes coordenados.

Los orbitales "p", se distribuyen alineados en cada una de las direcciones del espacio, con una forma de doble elipse.

La forma de los orbitales "d" es ya más complicada y ni siquiera la representamos.

De acuerdo con estas premisas, la fortaleza del enlace estará relacionada con la extensión de los dos orbitales que se emparejen, siendo ésta mayor en los denominados enlaces sigma (σ) que en los pi (π) ; un enlace π es menos

fuerte que un enlace σ . Los enlaces simples siempre son del tipo σ , mientras que en enlaces múltiples (dobles o triples), aparecen también enlaces tipo Π .

Podemos ya interpretar algunas moléculas :

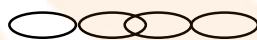
Molécula de hidrógeno (H_2) : Formada por un enlace sigma entre los dos orbitales “s” semicupados de cada uno de los átomos.



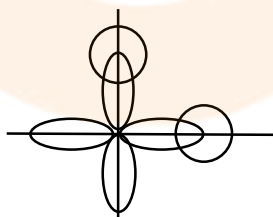
Molécula de HCl : se forma por un enlace sigma entre el orbital semicupado “s” del hidrógeno y el orbital “p” semicupado del cloro, consiguiéndose una molécula lineal :



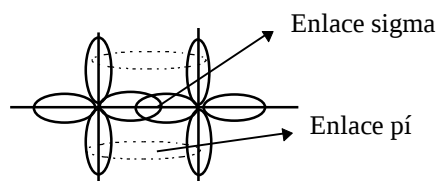
Molécula del Cl_2 : Se solapan de manera lineal los dos orbitales “p” semicupados, uno de cada átomo :



Molécula de H_2O : El oxígeno tiene dos orbitales “p” perpendiculares entre sí, semicupados, que se solapan con el orbital “s” semicupado de cada átomo de hidrógeno :



Molécula de O_2 : cada uno de los átomos de oxígeno tiene dos orbitales “p” perpendiculares semicupados, de modo que el solapamiento se produce entre dos longitudinales (enlace sigma) y entre dos paralelos (enlace pi) ; es decir se forma un doble enlace :



Molécula de etileno ($\text{CH}_2 = \text{CH}_2$): Cada átomo de carbono posee semiocupados un orbital "s", y tres orbitales "p"; cada átomo establece enlace sigma con dos átomos de hidrógeno, y entre los dos átomos de carbono se establecen un enlace sigma y otro pi, es decir, un doble enlace.

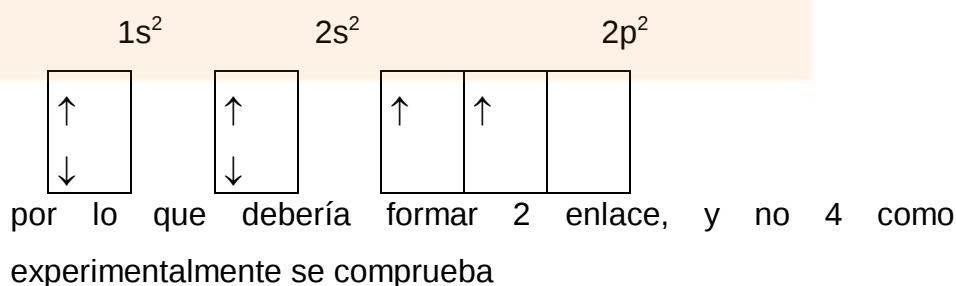
Molécula de etino ($\text{CH} \equiv \text{CH}$): en este caso se crea un triple enlace entre carbonos, uno sigma y dos pi, quedando un solapamiento de cada carbono con un átomo de hidrógeno.

TEORIA DE LOS ORBITALES ATÓMICOS HIBRIDOS

La teoría del enlace de valencia no logra explicar la geometría espacial de numerosas moléculas covalentes.

Además mantiene que el número de enlaces covalentes que puede establecer un determinado átomo depende solamente del número de electrones desapareados de su último orbital atómico, y experimentalmente se demuestra que esto no se cumple.

Por ejemplo, el diagrama orbital del carbono es como sigue :



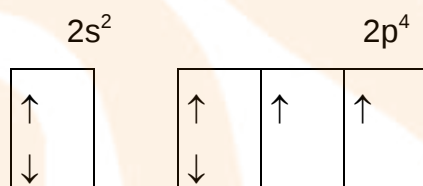
Esta y otras discrepancias pueden ser explicadas adoptando un nuevo modelo de orbital atómico : el ORBITAL HIBRIDO, que se puede obtener por promoción de un electrón inicialmente emparejado a orbitales de mayor energía.

La hibridación se producirá tanto más fácilmente cuanto menor sea la diferencia energética entre el nivel que deja el electrón y el que ocupa.

Se llama **VALENCIA COVALENTE O COVALENCIA**, al nº de electrones desapareados que posee un átomo, y es deducida de la estructura electrónica del elemento, teniendo en cuenta que un átomo puede desaparear electrones que en su estado fundamental están apareados siempre que no cambien de nivel de energía ; es decir, mediante hibridación.

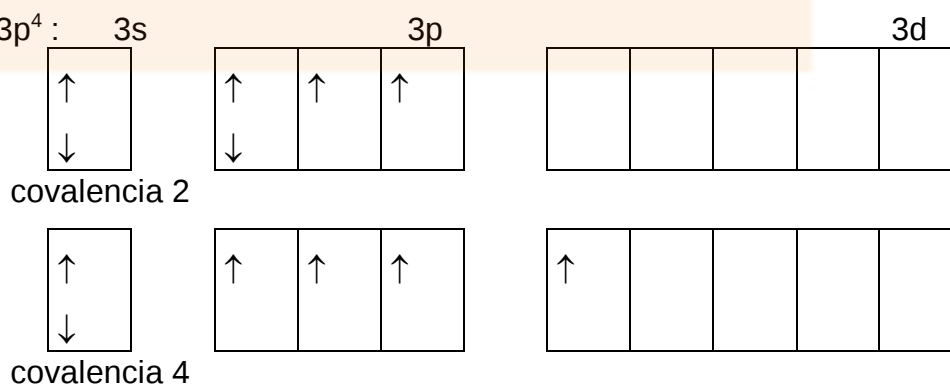
Ejemplos de determinación de covalencias de algunos elementos :

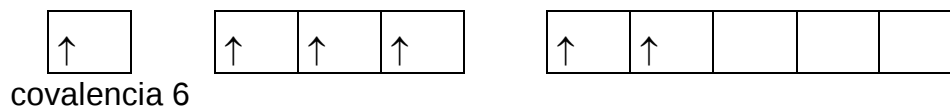
Oxígeno :



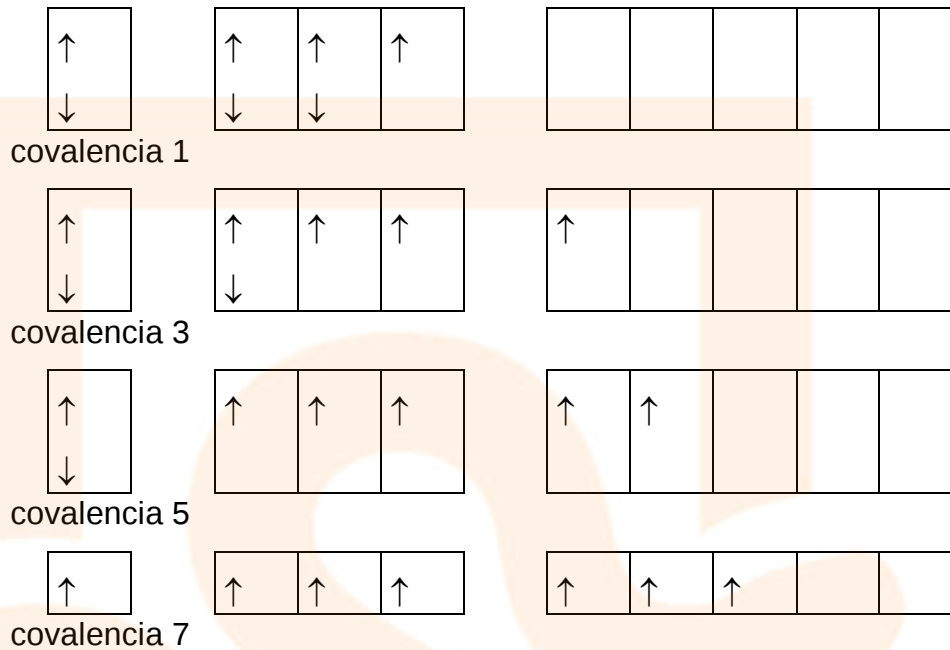
La única covalencia posible es 2, Siempre compartirá dos electrones.

Azufre : $3s^2 3p^4$:

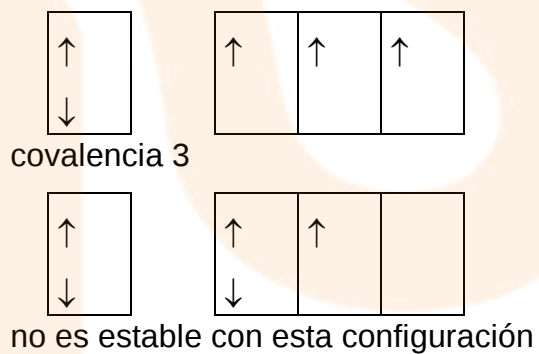




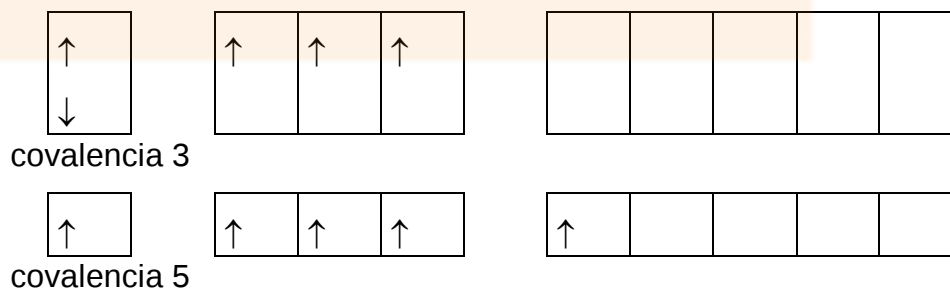
Cloro : $3s^2 3p^5$.



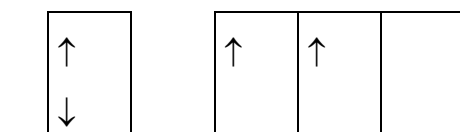
Nitrógeno : $2s^2 2p^3$.



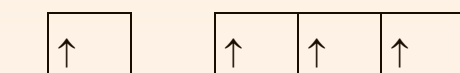
Fósforo : $3s^2 3p^3$.



Carbono : $2s^2 2p^2$

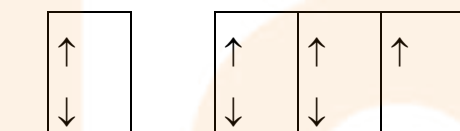


covalencia 2



covalencia 4 (en todos los compuestos orgánicos)

Flúor : $2s^2 2p^5$.



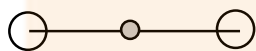
covalencia 1

La teoría que hemos visto es un enfoque para la explicación de algunas moléculas con enlaces covalentes, pero para explicar la geometría espacial de numerosas moléculas, se establece el proceso **denominado HIBRIDACIÓN DE ORBITALES** : A partir de orbitales atómicos puros, se obtienen otros equivalentes geométrica y energéticamente llamados *orbitales híbridos*.

Así se establecen estructuras como :

- Cuando se unen tres átomos :

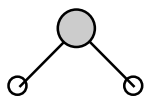
hibridación sp lineal : (hibridación entre un orbital s y un orbital p)



se encuentra en moléculas como CO_2 , N_2O ,

$BeCl_2$...

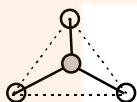
hibridación p^2 angular :



Es la molécula de agua, con un ángulo de 104° . Y también SH_2 , SO_2 , NO_2^-

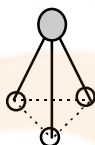
- Con 4 átomos son posibles tres configuraciones geométricas :

Hibridación sp^2 trigonal plana :



con ángulos iguales centrales de 120° , son moléculas como BCl_3 , SO_3 ,...

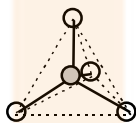
Hibridación sp^3 piramidal triangular :



Se encuentra en el NH_3 , con ángulos de 106° . Y en ClO_3^- , SO_3^-

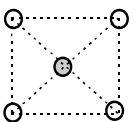
- Con 5 átomos tenemos :

Hibridación sp^3 tetraédrica :



Los ángulos centrales son de 109° . Se encuentra en CH_4 , Cl_4C , Cl_4Si , Cl_4Ge ...

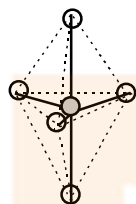
Cuadrangular plana :



Cl_4I^-

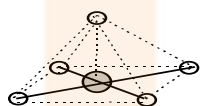
- Con 6 átomos es posible :

Hibridación sp^3d bipiramidal triangular :



Es la estructura del PCl_5 , PF_5 ...

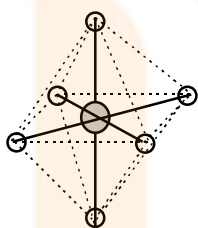
Piramidal cuadrangular :



BrF_5 ...

- Y si son 7 los átomos, entonces tendremos :

Hibridación sp^3d^2 octaédrica



SF_6 , PF_6 ...

donde todos los ángulos son rectos ; se presenta en

TEORIA DE LOS ORBITALES MOLECULARES

Esta teoría se propone para suplir las carencias de las anteriores en cuanto a la explicación de las propiedades magnéticas de algunas moléculas covalentes.

En la explicación del enlace covalente creado, según la teoría de los orbitales moleculares, se tienen en consideración todos los electrones de los niveles externos de los átomos que se unen ; y admite que los electrones se mantienen unidos en la molécula mediante un conjunto de orbitales polinucleares.

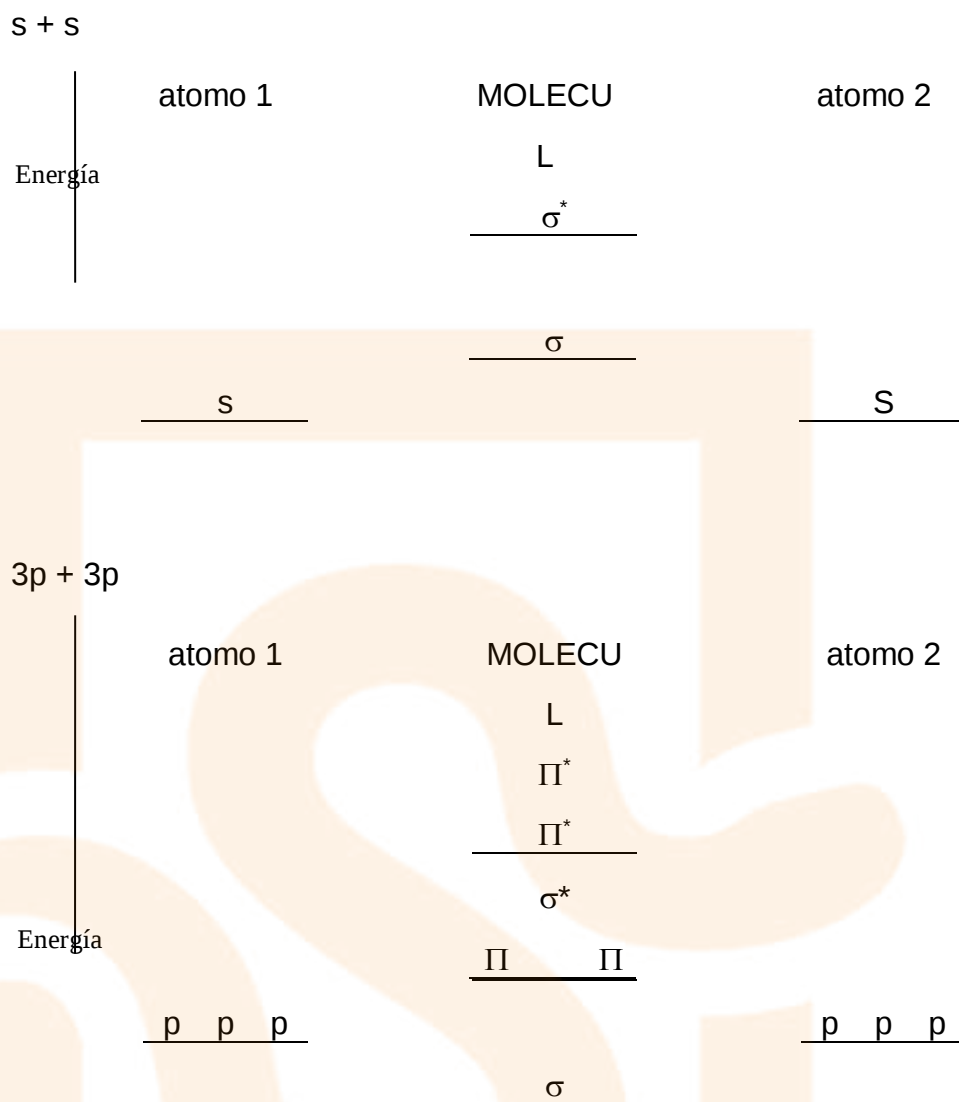
Los electrones compartidos por dos átomos en un enlace covalente deben tener, necesariamente características especiales ; En la formación del enlace, los electrones compartidos pertenecen por igual a los dos núcleos, y se distribuyen en niveles de energía que pertenecen al conjunto integrado por los dos átomos.

La formación del enlace puede suponerse por superposición de orbitales atómicos de energía y orientación espacial adecuadas, pertenecientes a los dos átomos que se combinan, y dando lugar a un ORBITAL MOLECULAR que ya no pertenece a los átomos sino a la molécula en su conjunto ; y en el cual, de acuerdo con el Principio de Exclusión, sólo podrán caber dos electrones.

Un orbital molecular es una combinación lineal de dos orbitales atómicos correspondientes a los átomos que constituyen la molécula ; cuyos principios fundamentales se resumen como sigue :

- Los orbitales atómicos se combinan para dar lugar a orbitales moleculares, de modo que el número de orbitales atómicos que se combinan es igual al de orbitales moleculares que se obtienen.
- Las energías de los orbitales moleculares pueden obtenerse mediante cálculos resolviendo la ecuación de onda de Schrödinger. (Altamente difícil)
- El estudio energético demuestra que por cada dos orbitales atómicos combinados, se obtienen otros dos orbitales moleculares : uno de baja energía (ORBITAL ENLAZANTE π o σ) y otro de alta energía (ORBITAL ANTIENTLAZANTE π^* o σ^*).

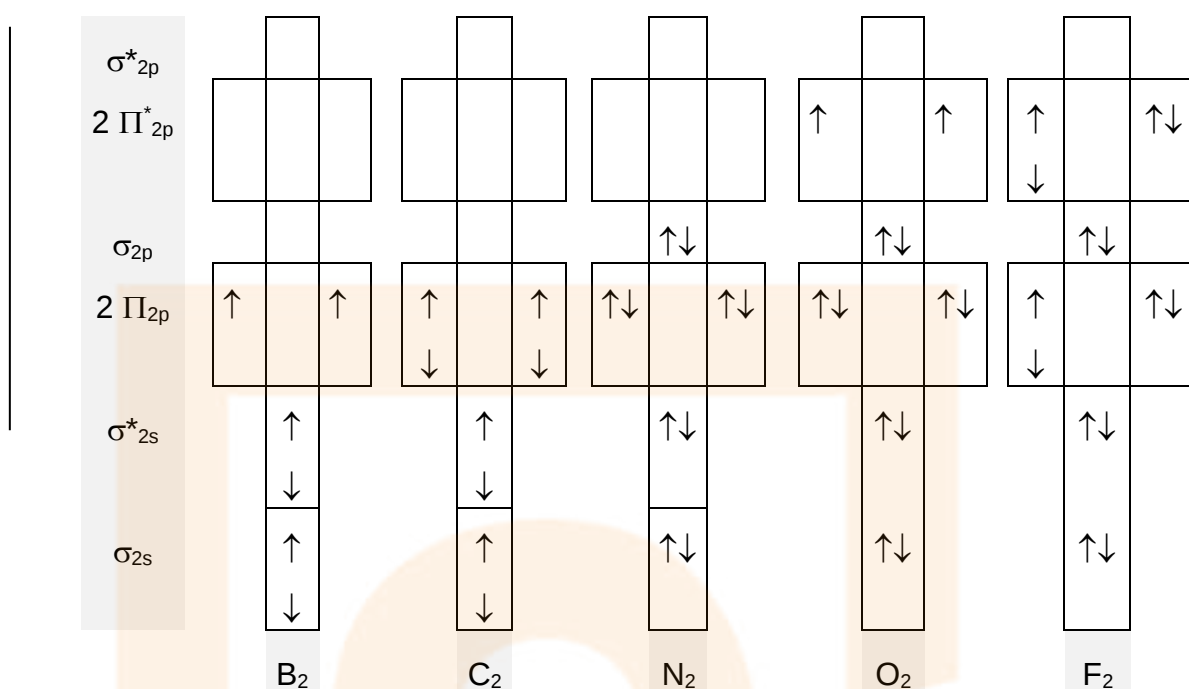
Ejemplos :



Los electrones que establecen el enlace ocupan los orbitales moleculares de igual forma a como los electrones en los átomos ocupan los orbitales atómicos :

- Cada orbital molecular es capaz de albergar dos electrones.
- Los electrones ocupan preferentemente los orbitales menos energéticos.
- Se cumple el principio de máxima multiplicidad de Hund.

Ejemplos :



A la vista de las configuraciones electrónicas de los elementos considerados, veremos que

Cada átomo de Boro aporta 3 electrones a la molécula

Cada átomo de Carbono aporta 4 electrones a la molécula

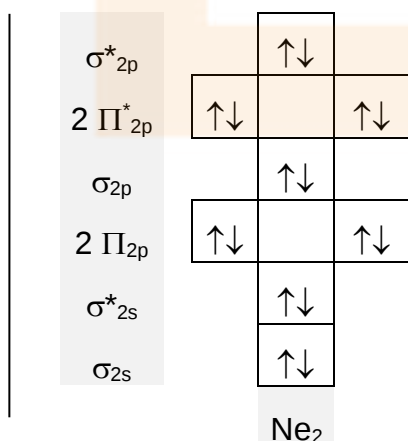
Cada átomo de Nitrógeno aporta 5 electrones a la molécula

Cada átomo de Oxígeno aporta 6 electrones a la molécula

Cada átomo de Flúor aporta 7 electrones a la molécula

Las anteriores moléculas son posibles porque se forman más orbitales enlazantes con lo que la energía global será menor que la de los átomos no combinados.

Si embargo en el Ne_2 sucedería :



Como cada átomo de Neón aportaría 8 electrones a la molécula, se ocuparían igual número de orbitales enlazantes que antienlazantes, por lo que la energía global sería la misma que la de los átomos no enlazados y por ello no existirá tendencia a

establecer el enlace, ya que no se obtiene una estructura menos energética y por ende más estable.

POLARIDAD DE LOS ENLACES. POLARIDAD DE LAS MOLÉCULAS.

Si un enlace covalente está formado por dos átomos iguales, los electrones del enlace se encontrarán igualmente atraídos por los dos átomos, se dice que este enlace es un enlace *apolar* o 100% covalente.

Si los átomos que se unen son distintos, uno de ellos, el más electronegativo, atraerá con más intensidad a los electrones del enlace ; por ello, aparecerá una cierta carga negativa desplazada en la molécula hacia donde se encuentre el átomo más electronegativo, y una carga positiva relativa en el polo opuesto ; se dice que se ha creado un dipolo eléctrico, y el enlace covalente se llamará *polar*.

Por lo tanto, gran parte de las moléculas covalentes serán polares, y por ello, tendrán un cierto carácter iónico, que será tanto mayor cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividad entre los átomos que se enlazan.

Según Pauling, cuando la diferencia de electronegatividad es de 1'7, el enlace es iónico y covalente al 50 % ; si la diferencia es mayor, iónico ; si la diferencia es menor, covalente.

La polaridad de los enlaces se mide por una magnitud vectorial denominada momento dipolar, cuyo módulo es el producto de la carga existente sobre cada átomo por la distancia entre ellos ; la dirección la de la recta que los une, y el sentido el que va de la carga positiva a la negativa.

Si la molécula tiene más de dos átomos, la polaridad total se calcula sumando los momentos dipolares de sus respectivos enlaces ; de modo que moléculas

que tengan enlaces polares pueden ser apolares por que su simetría hace que las polaridades se compensen.

Por ello podemos concluir que una molécula será polar cuando enlaces lo sean y estas polaridades no se vean compensadas por su simetría espacial.

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES

En los compuestos covalentes, un átomo se rodea de un número limitado de átomos en unas determinadas direcciones, formando moléculas totalmente diferenciadas (a diferencia de los compuestos iónicos).

Las moléculas covalentes se unen entre sí con una fuerza muy débil llamada fuerza de Van der Waals, con lo que los compuestos covalentes son gases, líquidos o sólidos muy blandos con puntos de fusión y ebullición muy bajos.

Además, se disuelven en disolventes orgánicos y no son conductores de la corriente eléctrica.

Los sólidos formados por compuestos covalentes unidos entre sí, se llaman cristales moleculares, para distinguirlos de otros formados por átomos unidos entre sí por enlaces covalentes, que se llaman, cristales covalentes o atómicos (Diamante, fósforo cristalino, sílice...) y que tienen propiedades totalmente distintas.

ENLACE METALICO *importante examen*

La naturaleza del enlace en los metales no está bien determinada ; sus propiedades indican que en los metales algunos electrones son muy móviles ; por lo que las teorías actuales del enlace en los metales indican que todos los

átomos del sistema contribuyen con sus electrones de valencia a formar una “nube” de electrones que es compartida por todos los átomos presentes.

Los átomos metálicos poseen varios orbitales vacíos en su nivel más externo. En las redes metálicas, al estar los átomos muy próximos unos a otros, se posibilita la descolocación de los electrones, que dejan de ser de un átomo concreto para ser de la red como conjunto, pudiéndose desplazar con facilidad.

Todos los metales tienen en común la propiedad de ser sólidos insolubles con puntos de ebullición relativamente altos y gran capacidad para conducir la corriente eléctrica.

Son estructuras muy compactas con altas densidades ; pero maleables y dúctiles ; que se explica por que en una red metálica, aunque se cambie la posición, siempre existe la misma ordenación, por lo que es posible cambiar la forma de un metal sin romperlo.

ENLACES INTERMOLECULARES

FUERZAS DE VAN DER WAALS

Son de naturaleza electrostática y se originan por interacción entre las moléculas.

En general, son muy débiles, pero :

- su valor es tanto mayor cuanto mayor sea la polaridad de las moléculas que se unen.
- aumentan con el tamaño de las moléculas, ya que a mayor volumen, las capas electrónicas más externas de las moléculas se deforman más fácilmente.

- Si el punto de fusión y ebullición de las moléculas es elevado, el valor de las fuerzas aumenta.

ENLACE O PUENTE DE HIDROGENO

Las propiedades anómalas de muchas sustancias hidrogenadas se explican por una fuerte unión entre sus moléculas llamada enlace o puente de hidrógeno.

Este enlace es de naturaleza electrostática y se forma por la atracción entre un átomo de hidrógeno con cierta carga positiva (para ello debe estar unido a un átomo muy electronegativo) y un par de electrones no compartidos de otra molécula

se producen preferentemente este tipo de enlaces en aquellos compuestos en los que el hidrógeno está unido a elementos muy electronegativos y de poco volumen para que el hidrógeno se comporte como un polo positivo muy intenso (HF, H₂O, NH₃, alcoholes, HCl...).

La unión entre moléculas por este tipo de enlace determina que las sustancias sean más fácilmente condensables.

TERMOQUIMICA

La termoquímica es la parte de la termodinámica que estudia los cambios de energía que acompañan a los sistemas químicos.

Los sistemas químicos pueden clasificarse en :

- Sistema **Aislado**.- no hay intercambio de materia ni de energía con el exterior.

- Sistema **Cerrado**.- No hay intercambio de materia pero sí de energía.
- Sistema **abierto**.- El intercambio con el exterior es de materia y de energía.

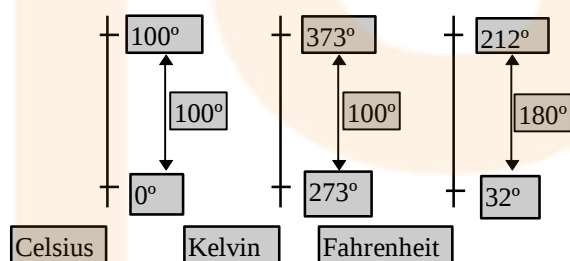
Y también se dividen en :

- Sistemas **homogéneos**.- los que están formados por una sola fase (sólido - líquido - gas).
- Sistemas **heterogéneos**.- en el que coexisten varias fases.

Un sistema queda descrito mediante variables termodinámicas, que pueden ser :

- **Intensivas**.- si no dependen de la masa del sistema (temperatura, densidad...).
- **Extensivas**.- Su valor depende de la masa del sistema (masa , volumen...).

La **TEMPERATURA** es una de esas variables, de gran importancia en termoquímica, y se define como la medida del nivel térmico. Existen tres escalas termométricas :



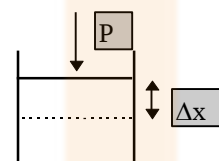
que se relacionan :

$$^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273 \quad \frac{^{\circ}\text{C}}{100} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{180}$$

TRABAJO DE EXPANSIÓN O COMPRESIÓN EN UN SISTEMA QUIMICO

Un medio para transferir energía de un sistema a otro es el trabajo ; que se considera positivo si lo que produce es una expansión, y negativo en una compresión.

Si tenemos un sistema que soporta una presión, sobre él actuará una fuerza ($F=P \cdot \text{Sup.}$) ; si el sistema sufre un desplazamiento Δx , tendremos que el trabajo (W) será:



$$W = F \cdot \Delta x \Rightarrow W = P \cdot S \cdot \Delta x \Rightarrow \boxed{W = P \cdot \Delta V}$$

TRANSFERENCIAS DE CALOR

Otro medio de transferir energía de un sistema a otro es el calor ; que se considera positivo si es absorbido y negativo si se desprende.

El cálculo del calor transferido se calcula :

- Si existe cambio de estado.- $\boxed{Q = m \cdot C_{\text{CambioDeEstado}}}$
- Si no hay cambio de estado.- $\boxed{Q = m \cdot C_{\text{especifico}} \cdot \Delta T}$

Recordemos que el calor es una medida de la energía térmica de los cuerpos y que por tanto se mide en unidades de energía ; aunque también se usa la caloría y sus múltiplos. (1 cal. = 4'18 jul. 1 jul. = 0'24 cal.).

PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINAMICA

Todo sistema, a una determinada presión y temperatura posee una energía, llamada *Energía Interna (U)*. Por intercambio de calor o de trabajo, la energía

interna de un sistema se modifica, bien por transformarse químicamente o por que varían las condiciones de presión y temperatura.

El *Primer Principio de la Termodinámica* dice : “La variación de la energía libre de un sistema es igual a la diferencia entre el calor transferido y el trabajo realizado.

$$\Delta U = Q - W$$

La variación de energía interna de un sistema depende sólo de las situaciones inicial y final, y no del camino seguido ; es decir : es una función de estado.

PROCESOS A VOLUMEN CONSTANTE

Si el volumen es constante, $\Delta V = 0$, el trabajo será nulo, y por tanto : $\Delta U = Q_v$

PROCESOS A PRESION CONSTANTE

$$\begin{aligned}\Delta U &= Q_p - W \Rightarrow \Delta U = Q_p - P \cdot \Delta V \Rightarrow U_f - U_i = Q_p - (P \cdot V_f - P \cdot V_i) \Rightarrow \\ &\Rightarrow (U_f + P \cdot V_f) - (U_i + P \cdot V_i) = Q_p\end{aligned}$$

Si definimos una nueva magnitud : la **ENTALPIA (H)** como el calor transferido a presión constante, obtenemos : $\Delta H = U + P \cdot \Delta V$ que también puede expresarse :

$$\Delta H = U + \Delta n \cdot R \cdot T$$

donde Δn es el incremento de moles gaseosos.

(recordemos que : $R = 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{l}}{\text{mol} \cdot ^\circ \text{K}} = 8'3 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot ^\circ \text{K}}$)

Sucede que en una reacción endotérmica (se absorbe calor), $\Delta H > 0$.

Y en una reacción exotérmica (se desprende calor), $\Delta H < 0$.

Llamamos **ENTALPIA NORMAL DE FORMACION**, y se representa por ΔH_f° , a la variación de calor que tiene lugar al formarse un mol de un compuesto a partir de los elementos que lo constituyen a 1 atm de presión y 25 °C de temperatura.

Llamamos **ENTALPIA NORMAL DE COMBUSTION**, y se representa por ΔH_c^0 , a la variación de calor que tiene lugar al quemarse un mol de un compuesto en presencia de Oxígeno a 1 atm de presión y 25 °C de temperatura.

LEY DE HESS

“Cuando una reacción puede expresarse como la suma algebraica de dos o más reacciones, su calor de reacción es igual a la suma algebraica de los calores de reacción de las reacciones parciales”.

ENERGIAS DE ENLACE

Una reacción química supone la ruptura de los enlaces de los reactivos y la formación de nuevos enlaces para dar lugar a los productos de reacción.

Teniendo en cuenta que para romper un enlace hay que suministrar energía, y que al formarse se desprende, podremos calcular la entalpía de una reacción si conocemos el coste energético de cada uno de los enlaces que se rompe y forma, según la ecuación :

$$\Delta H = \sum E_{\text{Enlaces Rotos}} - \sum E_{\text{Enlaces Formados}}$$

ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUIMICAS

Una reacción será espontánea si se verifica sin ayuda de agentes externos. La espontaneidad no depende únicamente del valor de la entalpía, sino también de otra función termodinámica que se denomina *ENTROPIA* (S).

Se define la entropía como la medida del desorden del sistema, de modo que a mayor desorden, mayor valor entrópico.

Todos los sistemas tienden a obtener estados de mínima energía (mínima entalpía), y máximo desorden (máxima entropía).

Para determinar la espontaneidad de una reacción química es necesario introducir una nueva función que relacione entalpía con entropía, es la *ENERGIA LIBRE DE GIBBS (G)*, que por definición es :

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Según el valor que adquiera esta magnitud podemos concluir :

- Si $\Delta G > 0$, el proceso será no espontáneo.
- Si $\Delta G < 0$, el proceso será espontáneo.
- Si $\Delta G = 0$, el sistema estará en equilibrio.

En el cálculo de la entropía y de la energía libre de Gibbs, puede aplicarse también la ley de Hess si conocemos los valores para reacciones parciales que sumadas algebraicamente dan lugar a una reacción problema.

La temperatura influye mucho en la espontaneidad de las reacciones químicas ; de modo que :

- A temperaturas bajas, la espontaneidad es prácticamente función exclusivamente de la entalpía (procesos endotérmicos no serán espontáneos y los exotérmicos sí).
- A temperaturas altas, puesto que se favorece la descomposición de las moléculas en partículas más pequeñas, serán espontáneos los procesos que tiendan a aumentar el desorden

Podemos relacionar la energía libre de un proceso con su constante de equilibrio según la fórmula :

$$\Delta G = \Delta G_0 + R \cdot T \cdot \ln |K_p|$$

donde ΔG_0 es la variación de la energía libre standard (Valor de la energía libre cuando las presiones parciales de cada componente es de 1 atm.)

CINETICA QUIMICA

VELOCIDAD DE REACCION

En una reacción química, se define *VELOCIDAD DE REACCION* como la concentración molar de reactivo que desaparece, o la concentración molar de producto de reacción que se forma, por unidad de tiempo.

Sea una reacción genérica ajustada : $mM + nN \rightarrow pP + qQ$; definimos la velocidad :

-En función de los reactivos que desaparecen :

$$v = -\frac{d.[M]}{d.t} \quad \text{ó} \quad v = -\frac{d.[N]}{d.t}$$

-En función de los productos que se forman :

$$v = \frac{d.[P]}{d.t} \quad \text{ó} \quad v = \frac{d.[Q]}{d.t}$$

Podemos, sin embargo expresar la velocidad de una manera única :

$$v = -\frac{1}{m} \cdot \frac{d.[M]}{d.t} = -\frac{1}{n} \cdot \frac{d.[N]}{d.t} = \frac{1}{p} \cdot \frac{d.[P]}{d.t} = \frac{1}{q} \cdot \frac{d.[Q]}{d.t}$$

Así, la velocidad de reacción es directamente proporcional a las concentraciones de los reaccionantes. A la expresión matemática que relaciona la velocidad de reacción con las concentraciones de los reactivos se le denomina **ECUACION DE VELOCIDAD**, y es :

$$v = K \cdot [M]^{\alpha} \cdot [N]^{\beta}$$

donde :

- * α se llama orden de la reacción para el reactivo M. (No implica ser igual a m).
- * β se llama orden de la reacción para el reactivo N. (No implica ser igual a n).
- * $\alpha + \beta$ es el orden total de la reacción . (α y β se determinan experimentalmente)
- * K es la constante de velocidad para esa reacción a una determinada temperatura ; se determina experimentalmente.

TEORIA DE LOS CHOQUES PARA LA CINETICA DE REACCION

Una reacción química supone la ruptura de los enlaces de las moléculas de los reactivos y la formación de nuevos enlaces para que se formen las moléculas de productos de reacción. Para que esto suceda, es necesario que las moléculas de reactivos entren en contacto : colisionen.

No todos los choques son efectivos ; para que un choque sea eficaz, produzca reacción, es necesario que se cumpla :

- * Que el choque se produzca en una **orientación adecuada** para la ruptura de los enlaces.
- * Que las moléculas que colisionan tengan la **suficiente energía** para que en el choque sus enlaces se rompan. A estas moléculas se les llama “*moléculas activadas*”, y a la energía mínima necesaria se le llama “*energía de activación*”.

Ha sido determinado experimentalmente que las reacciones no transcurren de forma inmediata, sino que se produce un compuesto intermedio, llamado *Complejo Activado*, que puede considerarse como un agregado molecular de los reactivos ; una vez formado, el complejo activado se descompone por poseer una energía más alta que reactivos y que productos. La formación del complejo activado supone superar la energía de activación.

FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELOCIDAD DE REACCION

Todos los factores que provoquen un aumento del nº de choques y de su eficacia, favorecerán la velocidad de reacción, entre ellos destacamos :

NATURALEZA DE LOS REACTIVOS

Las reacciones que requieran la ruptura de enlaces en los reactivos (moléculas intactas), serán más lentas que aquellas en las que los reactivos estén parcialmente disgregados (disoluciones, reacciones entre iones...).

CONCENTRACION DE LOS REACTIVOS

El aumento en la concentración supone un incremento del nº de choque y, por tanto, un aumento de los choques efectivos ; es decir : a mayor concentración de los reactivos, mayor velocidad de reacción

TEMPERATURA

La velocidad de cualquier reacción aumenta con la temperatura.

Por una parte el aumento de temperatura supone aumentar la velocidad de las moléculas, y por tanto el nº y eficacia de los choques.

Por otra, el aumento de temperatura provoca un aumento de la energía de las moléculas, es decir, el nº de moléculas activadas.

GRADO DE DIVISION DE LOS REACTIVOS

Cuanto más particulados estén los reactivos, mayor será la probabilidad de contactos entre ellos, por lo que aumentará la velocidad de la reacción.

PRESENCIA DE CATALIZADORES

Un Catalizador es una sustancia que modifica la velocidad de una reacción sin entrar a formar parte de ella. Este fenómeno se denomina “catálisis”.

Desde el punto de vista energético la acción de los catalizadores es modificar la energía de activación de una reacción. Un catalizador modifica la velocidad de reacción, pero no es capaz de provocar una reacción que por sí sola no llegara a producirse.

Hay dos tipos de catalizadores :

- **Catalizadores positivos** : Disminuyen la energía de activación, provocan aumento de la velocidad de reacción.
- **Catalizadores negativos o inhibidores** : Aumentan la energía de activación, provocan descenso de la velocidad de reacción.

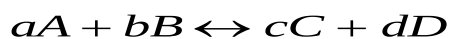
Todos los catalizadores son específicos, cada reacción tiene su propio catalizador, y bastan pequeñísimas cantidades de él para activar a grandes masas de reactivos.

REACCIONES REVERSIBLES : EQUILIBRIO QUIMICO

Una reacción reversible es aquella en la que los productos formados reaccionan entre sí para dar lugar de nuevo a los reactivos.

En toda reacción reversible se llega a una situación en la que la velocidad con que se forman los productos es igual a la velocidad con que éstos reaccionan entre sí para formar reactivos ; y en esta situación las concentraciones de todas las sustancias permanecen constantes. Se ha llegado al denominado **EQUILIBRIO QUIMICO**, que es dinámico, pues el proceso continúa en ambos sentidos con igual velocidad.

En una reacción reversible genérica ajustada :



podemos definir :

$$v_1 \text{ como la velocidad de la reacción directa, será : } v_1 = K_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

$$v_2 \text{ como la velocidad de la reacción inversa, será : } v_2 = K_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d$$

En el equilibrio las dos velocidades serán iguales y las concentraciones serán las que se alcancen en esa situación, podemos decir :

$$K_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = K_2 \cdot [C]^c \cdot [D]^d \text{ de donde :}$$

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} = K_c$$

Expresión que se conoce con el nombre de *ley de acción de masas para un equilibrio químico* ; donde K_c es la *constante para el equilibrio en función de las concentraciones*, y depende de la temperatura.

De la misma manera, cuando se trata de sustancias gaseosas que entran en reacción, se usa también otra constante en función de las presiones parciales que cada gas ejerce en el equilibrio :

$$K_p = \frac{(P_C)^c \cdot (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

Ambas constantes pueden relacionarse :

$$\begin{aligned} P_{gas} \cdot V &= n_{gas} \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{gas} = \frac{n_{gas}}{V} \cdot R \cdot T \Rightarrow P_{gas} = [gas] \cdot R \cdot T \Rightarrow \\ \Rightarrow K_p &= \frac{([C] \cdot R \cdot T)^c \cdot ([D] \cdot R \cdot T)^d}{([A] \cdot R \cdot T)^a \cdot ([B] \cdot R \cdot T)^b} \Rightarrow K_p = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b} \cdot (R \cdot T)^{(c+d)-(a+b)} \Rightarrow \\ &\boxed{K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}} \end{aligned}$$

donde Δn es el incremento de moles gaseosos.

Existe, por otra parte una tercera constante expresada en función de las fracciones molares de los gases :

$$K_X = \frac{(X_C)^c \cdot (X_D)^d}{(X_A)^a \cdot (X_B)^b}$$

De la que también se encuentra una relación con K_p en base a que : $P_{gas} = X_{gas} \cdot P_T \Rightarrow$

$$\Rightarrow K_p = \frac{(X_C \cdot P_T)^c \cdot (X_D \cdot P_T)^d}{(X_A \cdot P_T)^a \cdot (X_B \cdot P_T)^b} \Rightarrow K_p = \frac{[X_C]^c \cdot [X_D]^d}{[X_A]^a \cdot [X_B]^b} \cdot (P_T)^{(c+d)-(a+b)} \Rightarrow$$

$$K_p = K_X \cdot (P_T)^{\Delta n}$$

K_C y K_P dependen únicamente de la temperatura ; pero K_X depende de la temperatura y de la presión total.

En la resolución de los problemas de equilibrio químico, para la determinación de las concentraciones en el equilibrio, es muy importante la consideración de un factor denominado *GRADO DE DISOCIACION* (α), que expresa el tanto por uno de sustancia que se ha disociado, lo que se disocia de un mol de sustancia.

PRINCIPIO DE LE CHATELIER

“Cuando en un equilibrio químico se modifican los factores que lo determinan, el sistema evoluciona de manera que tiende a contrarestar dicha modificación”.

Este principio permite predecir el comportamiento de un sistema ante modificaciones de temperatura, presión o concentración de las sustancias que intervienen en una reacción.

VARIACION DE LA TEMPERATURA :

El valor de K_p depende de la temperatura, de modo que si ésta se modifica, el sistema evoluciona hasta alcanzar un nuevo equilibrio para la temperatura conseguida.

Al aumentar la temperatura se favorecerá la reacción que absorba calor, la endotérmica ; al disminuir se favorecerá la exotérmica. (debe tenerse en cuenta que una reacción reversible siempre será endotérmica en un sentido y exotérmica en el contrario).

VARIACION DE LA PRESION :

Si a un sistema en equilibrio se le aumenta la presión, se verá favorecido el sentido de la reacción que tienda a conseguir menor nº de moles gaseosos.

En una reacción en la que no exista variación de moles gaseoso, modificaciones de la presión no provocan cambios en el equilibrio químico.

VARIACION DE LA CONCENTRACION :

Si a un sistema en equilibrio se le añade una cierta cantidad de alguna de las sustancias que en ella intervienen, la reacción tenderá a hacer que se consuma la sustancia añadida.

Por el contrario, si eliminamos, parcial o totalmente, alguna de las sustancias que intervienen, el sistema evolucionará para conseguir que esa sustancia se reponga.

REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

ACIDOS Y BASES

Empíricamente, un *ACIDO*, es una sustancia que posee las siguientes **características** :

- * Sus disoluciones acuosas tienen sabor ácido.
- * Sus disoluciones acuosas son conductoras.
- * Enrojecen el Tornasol y decoloran la Fenoftaleína.
- * Reaccionan con algunos metales desprendiendo H_2 .
- * Se neutralizan con las bases dando lugar a sales.-

De la misma manera, una *BASE* se **caracteriza por** :

- * Sus disoluciones acuosas tienen sabor cáustico y tacto jabonoso.
- * Sus disoluciones acuosas son conductoras.
- * El tornasol vira al azul y enrojecen la Fenoftaleína.
- * Se neutralizan con ácidos dando lugar a la formación de sales

TEORIA DE ARRHENIUS (1.884)

Según Arrhenius, un *ACIDO* es una sustancia que al disolverse en agua se disocia produciendo iones H^+ y el correspondiente anión.

Igualmente, una *BASE*, es una sustancia que en disolución acuosa se disocia produciendo iones OH^- y el correspondiente catión metálico.

Esta teoría es muy limitada pues no explica el carácter básico de muchas sustancias que no poseen grupos OH^- en sus fórmulas. Y por otra parte, el concepto ácido - base, se encuentra unido al de disoluciones en agua, mientras que existen reacciones ácido - base que se verifican en otros medios.

TEORIA DE BRONSTED - LOWRY (1.923)

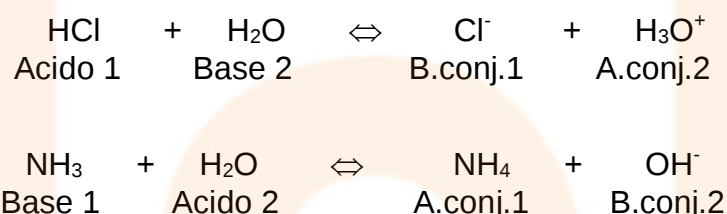
- ✓ **ACIDO** es toda sustancia capaz de ceder uno o más protones (H^+). Es un dador de protones.
- ✓ **BASE** es un aceptor de protones, es toda sustancia capaz de ganar uno o más protones.



Como el proceso de ceder o ganar protones es reversible, todo ácido al ceder un protón se convierte en una base capaz de ganarlo. De la misma manera una base que gana un protón se convierte en un ácido capaz de cederlo. A este par ácido - base se denomina *CONJUGADOS*.

En la aplicación de ésta teoría, hay que considerar que para que una sustancia se comporte como ácido, cediendo un protón, debe tener en frente una base que sea capaz de aceptarlo ; y viceversa.

Si consideramos disoluciones acuosas :



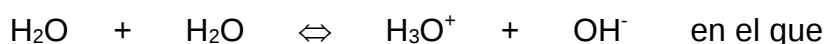
Podemos observar que ácidos y bases pueden ser también sustancias moleculares y que una misma sustancia (el agua en este caso) puede actuar tanto como ácido o como base ; las sustancias que presentan este doble comportamiento se denominan *ANFIPROTICOS* o *ANFOTEROS*.

A las reacciones entre ácidos y bases para dar lugar a sus correspondientes conjugados se les llama *PROTOLITICAS*, y a la transferencia de un protón da un ácido a una base *PROTOLISIS*.

Hay ácidos que pueden ceder más de un protón en reacciones escalonadas, se les denomina *POLIPROTICOS*.

IONIZACION DEL AGUA :

El agua presenta una conductividad muy baja debido a que se ioniza en muy poca proporción. Según Bronsted, es un anfiprótico : pudiendo actuar como un ácido o como una base, produciéndose el siguiente equilibrio :



$K_C = \frac{[H_3O^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$, y como la mayor parte de las moléculas de agua no se

disocian, la concentración de agua se puede considerar constante y englobarla en K_C , obteniendo :

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$$

A la constante K_w se le denomina *PRODUCTO IONICO DEL AGUA*, cuyo valor, que varía con la temperatura, es de 10^{-14} a $25^\circ C$.

Así, podemos distinguir tres tipos de disoluciones según las proporciones de los iones procedentes de la ionización del agua :

- ✓ **Neutras** : en las que $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$
- ✓ **Ácidas** : en las que $[H_3O^+] > 10^{-7}$ y por tanto $[H_3O^+] > [OH^-]$
- ✓ **Básicas** : en las que $[H_3O^+] < 10^{-7}$ y por tanto $[H_3O^+] < [OH^-]$

CONCEPTO Y ESCALA DE pH

El pH es el logaritmo decimal del inverso de la concentración de iones Hidronio (o el menos logaritmo decimal de la concentración de iones Hidronio).

$$pH = \frac{1}{\log[H_3O^+]} = -\log[H_3O^+]$$

De la aplicación de las propiedades de los logaritmos, y del conocimiento de los valores posibles de la concentración de iones Hidronio, obtendremos que el pH puede variar entre 0 y 14 ; de modo que los tipos de disoluciones se caracterizarán :

- **Neutra** : $pH = -\log 10^{-7} = -(-7 \cdot \log 10) = 7$
- **Ácida** : $[H_3O^+] > 10^{-7}$ y por tanto, $pH < 7$. Cuanto más bajo el valor del pH, más ácida.
- **Básica** : $[H_3O^+] < 10^{-7}$ y por tanto, $pH > 7$. Cuanto más alto el valor del pH, más básica.

De la misma manera puede definirse el *pOH* :

$$pOH = \frac{1}{\log[OH^-]} = -\log[OH^-]$$

Podemos, fácilmente encontrar una relación entre pH y pOH :

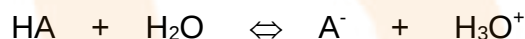
$$\begin{aligned} [H_3O^+] \cdot [OH^-] &= 10^{-14} \rightarrow \log[H_3O^+] \cdot [OH^-] = \log 10^{-14} \rightarrow \\ \rightarrow \log[H_3O^+] + \log[OH^-] &= -14 \log 10 \rightarrow -\log[H_3O^+] - \log[OH^-] = 14 \rightarrow \end{aligned}$$

$$pH + pOH = 14$$

FUERZA DE ACIDOS Y DE BASES

Los ácidos, al disolverse en agua, se ionizan cediendo un protón. Un ácido será tanto más fuerte cuanto mayor tendencia tenga a ceder protones, cuanto más se ionice. La fuerza de un ácido es opuesta a la de su base conjugada : si un ácido es fuerte, su base conjugada será débil.

La medida cuantitativa de la fuerza de un ácido se realiza por medio de su constante de ionización ; así, para un ácido genérico :



$$K_C = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA] \cdot [H_2O]} ; \text{ pero en disoluciones, podemos considerar la}$$

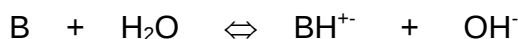
concentración de agua constante y englobarla en K_C :

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

donde K_a se denomina *constante de ionización o de disociación del ácido*.

Si K_a es grande, indica que casi todas las moléculas del ácido se han disociado, será un ácido fuerte ; en caso contrario, un ácido débil.

De la misma manera podremos realizar todo el planteamiento anterior para las bases, de modo que para una base genérica :



$$K_c = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B] \cdot [H_2O]} ; \text{ pero en disoluciones, podemos considerar la}$$

concentración de agua constante y englobarla en K_c :

$$K_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

donde K_b se denomina *constante de ionización o de disociación de la base*.

Si K_b es grande, indica que casi todas las moléculas de la base se han disociado, será una base fuerte ; en caso contrario, una base débil.

En la resolución de problemas, cuando no se da ningún valor de la constante se considera que se trata de un ácido o una base muy fuerte que se ioniza totalmente.

Se demuestra fácilmente que para un ácido y su base conjugada :

$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

GRADO DE DISOCIACION DE UN ACIDO O UNA BASE (α)

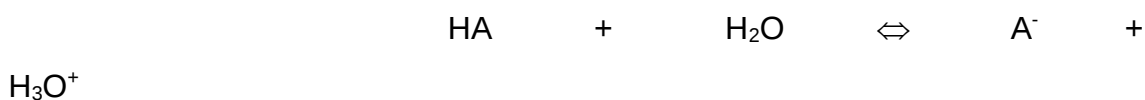
Se define como el tanto por uno de un ácido o una base que se encuentra disociado.

En los ácidos y bases fuertes, que se disocian totalmente, su valor es prácticamente 1.

En los ácidos y bases débiles, el valor es menor que 1, y más pequeño cuanto más débil se el ácido o la base.

El grado de disociación de un ácido o una base depende de su concentración, y está relacionado con la K_a en el ácido ó la K_b en la base.

Si consideramos un ácido cualquiera, (lo mismo se podría realizar para una base cualquiera) :



inicialmente	c mol/l	
en el equilibrio	(c - cα) mol/l	cα mol/l
cα mol/l		

puesto que α es lo que se disocia por cada mol.

Entonces , en el equilibrio sucederá :

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} \rightarrow K_a = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} \rightarrow \boxed{K_a = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}}$$

expresión que relaciona la constante de hidrólisis del ácido con su concentración y con su grado de disociación ; y como en ácidos débiles α es prácticamente nulo, se obtiene que :

$$\text{en ácidos débiles} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

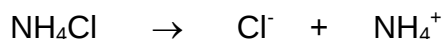
HIDROLISIS

Las disoluciones acuosas de sales pueden ser neutras, ácidas o básicas ; debido a que alguno de los iones procedentes de la sal reacciona con el agua, lo que se denomina *hidrólisis* , reacción que consiste en la transferencia de un protón entre el ion de la sal y el agua, determinándose el pH por el ácido o base conjugada que quede libre.

De los iones procedentes de las sales (las cuales se disocian totalmente en sus iones), solamente se hidrolizarán los aniones procedentes de ácido débil (serán bases fuertes), o los cationes procedentes de base débil (serán ácidos fuertes).

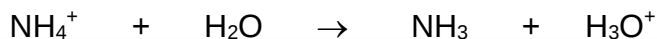
Cuantitativamente, la hidrólisis se mide por medio de la constante de equilibrio para la reacción correspondiente, K_h , que se llama *CONSTANTE DE HIDROLISIS*.

SAL DE ACIDO FUERTE Y BASE DEBIL



(Cl⁻ es una base débil, pues procede de un ácido fuerte, el HCl, no se hidrolizará.)

Consideraremos la hidrólisis del NH₄⁺, pues se trata de un ácido fuerte por proceder de una base débil, el NH₃.



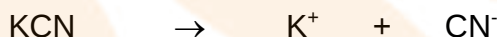
donde $K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$ y, si multiplicamos y dividimos por la concentración

de OH⁻, quedará : $K_h = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}$, expresión que es el producto

iónico del agua entre la K_b del NH₃ (de la base del que procede el ácido fuerte), es decir :

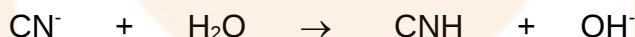
$$K_h = \frac{10^{-14}}{K_b}$$

SAL DE ACIDO DEBIL Y BASE FUERTE



(K⁺ es un ácido débil, pues procede de una base fuerte, el KOH, no se hidrolizará.)

Consideraremos la hidrólisis del CN⁻, pues se trata de una base fuerte por proceder de un ácido débil, el CNH.

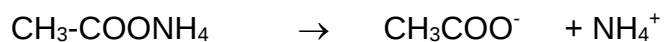


donde $K_h = \frac{[\text{CNH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$ y, si multiplicamos y dividimos por la concentración

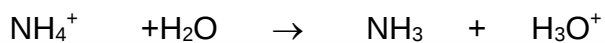
de H₃O⁺, quedará : $K_h = \frac{[\text{CNH}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CN}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}$, expresión que es el producto

iónico del agua entre la K_a del CNH (del ácido del que procede la base fuerte), es decir :

$$K_h = \frac{10^{-14}}{K_a}$$

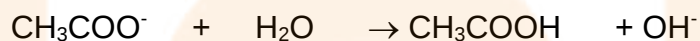
SAL DE ACIDO Y BASE DEBILES

Por una parte, se hidrolizará el NH_4^+ , ya que es un ácido débil por provenir de una base fuerte, el NH_3 .



$$\text{donde } K_{H_1} = \frac{10^{-14}}{K_b}$$

Por otra parte, se hidrolizará el CH_3COO^- , ya que es una base fuerte por provenir de un ácido débil. el CH_3COOH



$$\text{donde } K_{H_2} = \frac{10^{-14}}{K_a}$$

De manera que podrán ocurrir tres situaciones :

- Si $K_a = K_b$, $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} = 7$
- Si $K_a > K_b$, $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} < 7$
- Si $K_a < K_b$, $\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} > 7$

INDICADORES

La determinación del pH de una disolución implica la medida del potencial de un electrodo de hidrógeno en la disolución ; sin embargo, se puede determinar un valor aproximado de manera sencilla y rápida mediante el empleo de sustancias indicadoras.

Estas, son compuestos cuyo color, en disolución, cambia con la concentración de iones hidrógeno. El intervalo de pH en el que tiene lugar el cambio de color varía sensiblemente de un indicador a otro.

Generalmente se trata de compuestos que son ácidos o bases orgánicos débiles, cuyo equilibrio se ve desplazado al introducirse en soluciones ácidas o básicas, cambiando así su color ; siendo los más importantes los que en la siguiente tabla se expresan junto con el intervalo de viraje y los colores que adquieren :

INDICADOR	COLOR		Intervalo de pH de viraje
	Acido	Alcalino	
Azul de Timol	rojo	amarillo	1'2 - 2'8
Azul de bromofenol	amarillo	azul	3'0 - 4'6
Azul de bromotimol	amarillo	azul	6'0 - 7'6
Azul de Timol (2ª etapa)	amarillo	púrpura	8'0 - 9'6
Naranja de metilo	rojo	amarillo	3'1 - 4'4
Rojo de metilo	rojo	amarillo	4'2 - 6'3
Fenofaleína	incoloro	rojo	8'3 - 10'0
Tornasol	rojo	azul	6'1 - 7'2

DISOLUCIONES AMORTIGUADORAS, BUFFER O TAMPON. EFECTO DEL ION COMUN.

Una disolución amortiguadora es aquella en la que se realiza una de las dos siguientes mezclas :

- ✓ Un ácido débil con la sal de ese mismo ácido y una base fuerte.
- ✓ Una base débil con la sal de esa misma base y un ácido fuerte.

Se caracterizan por ofrecer una gran resistencia a modificar su pH a pesar de que se les añada un ácido o una base. Por ello son de gran importancia en los procesos bioquímicos de los seres vivos.

La manera en que este tipo de disoluciones actúa puede verse mediante el estudio de un ejemplo de cada uno de los casos expuestos :

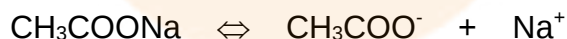
DISOLUCION REGULADORA ACETICO / ACETATO SODICO :

La disociación del ácido acético será :



que estará desplazada hacia la izquierda por la presencia en el medio de ion acetato procedente del acetato sódico.

La disociación del acetato sódico será :



las dos disociaciones conllevan la hidrólisis del ión acetato.



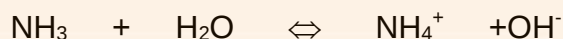
que estará desplazado hacia la izquierda como consecuencia de existir en el medio ácido acético.

Esta mezcla actuará , como disolución reguladora del pH, como sigue :

- Si agregamos un ácido fuerte, los protones de su disociación reaccionarán con el ion acetato formando ácido acético muy poco disociado.
- Si se agrega una base fuerte, los iones OH^- , desaparecen por neutralización con el ácido acético.

DISOLUCION REGULADORA AMONIACO / CLORURO AMONICO :

La reacción del amoníaco con el agua será :



que estará muy desplazado hacia la izquierda por la presencia de ion amonio procedente de la disociación del cloruro amónico.

La disociación del cloruro amónico será :



Las dos reacciones conllevan la hidrólisis del ion amonio :



que está desplazado a la izquierda por la presencia en el medio de NH_3 .

Esta mezcla actuará , como disolución reguladora del pH, como sigue :

- Si se agrega una ácido fuerte, los protones que éste coloca en el medio reaccionan con el amoníaco para dar ion amonio, que a su vez reaccionan para producir sal amónica.
- Si se agrega una base fuerte, , los iones OH^- reaccionan con el ion amonio produciéndose amoníaco y agua.

REACCIONES DE NEUTRALIZACION

Las reacciones de neutralización son aquellas en las que intervienen un ácido y una base, dando lugar a la formación de una sal con desprendimiento de agua :



En todo proceso de neutralización se cumple la “ley de los equivalentes” : el nº de equivalentes de ácido debe ser igual al nº de equivalentes de base :

$$\text{nº equiv. Ácido} = \text{nº equiv. Base}$$

Puesto que los equivalentes dependen de la Normalidad :

$$N = \frac{\text{nº.equiv.soluto}}{\text{litros.Disolucion}},$$

deducimos : $\text{nº.equiv.soluto} = V_{\text{disolucion}} \cdot \text{Normalidad}$

Por ello, si denominamos :

N_A la normalidad de la solución ácida.
solución ácida.

V_A el volumen de la

N_B la normalidad de la solución básica.
solución básica

V_B el volumen de la

quedará :

$$N_A \cdot V_A = N_B \cdot V_B$$

Expresión que se cumple en todas las reacciones de neutralización.

En la práctica, esta reacción se utiliza para, conociendo la normalidad de una disolución ácida o básica, determinar la normalidad de otra, básica o ácida con la que hacemos reaccionar (neutralizamos) ; mediante la adición lenta y paulatina de la disolución conocida sobre un volumen conocido de la solución problema que contenga un indicador adecuado para observar el cambio de color cuando se produzca la neutralización completa.

Llamamos *Punto de equivalencia*, al valor del pH en el que los equivalentes de ácido y de base son exactamente iguales, diferenciando entre el valor teórico y el experimental determinado por la neutralización práctica.

En las volumetrías de neutralización debe tenerse en cuenta que :

- Cuanto más próximos se encuentren los puntos de equivalencia teórico y experimental, más pequeño será el error cometido en la determinación.
- Si la valoración se hace de un ácido fuerte con una base fuerte, el punto teórico de equivalencia es aproximadamente 7, se produce una total neutralización en la disolución, y la sal formada no se hidroliza.
- Si, en cambio, se valora un ácido débil con una base fuerte, la sal producida se hidroliza añadiendo al medio iones OH^- , con lo que el punto de equivalencia será mayor que 7.
- Si se valora un ácido fuerte con una base débil, la sal producida se hidroliza añadiendo al medio iones hidronio, con lo que el punto de equivalencia será menor que 7.

SOLUBILIDAD EXAMEN

La mayor parte de los compuestos iónicos son muy solubles en agua.

Se denomina *SOLUBILIDAD* de un compuesto a la máxima cantidad del mismo que puede diluirse en un determinado volumen de disolvente ; corresponde a la cantidad de soluto presente en una disolución saturada (aquella que se encuentra en equilibrio con un exceso de soluto).

La solubilidad de un compuesto depende de la temperatura : es una característica de cada soluto para cada valor de temperatura.

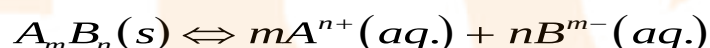
Cuando un soluto se disuelve, se rompe su red cristalina, venciendo las fuerzas de atracción que mantienen unidos a los iones. Es necesario superar

la energía de red, y esto se consigue con la hidratación (atracción entre los iones y las moléculas de agua).

En general, la energía de hidratación es menor que la energía de red, por lo que el proceso de disolución es casi siempre exotérmico. De cualquier modo, la relación entre los dos tipos de energía determina que un compuesto sea más o menos soluble.

PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

En una disolución saturada hay un equilibrio entre la sal sólida sin disolverse y los iones de la sal que se encuentren en la disolución ; para un compuesto cualquiera :



equilibrio que tendrá una K_c :
$$K_c = \frac{[A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n}{[A_mB_n]}$$

pero como la concentración de la sal que no entra en disolución permanece constante, puede englobarse con la K_c , quedando :

$$P_s = [A^{n+}]^m \cdot [B^{m-}]^n$$

donde P_s es una constante denominada *Producto de solubilidad* (Puede representarse también por K_s o por K_{ps}).

El producto de solubilidad indicará las concentraciones máximas de los iones de un soluto que pueden existir en disolución ; ya que :

- Si el producto de las concentraciones de los iones elevados a sus correspondientes exponentes es menor que el producto de solubilidad, la disolución no estará saturada y admite más soluto.
- Si el producto coincide con el producto de solubilidad nos encontraremos justamente en el caso de una disolución saturada.

- Si el producto excede el valor del producto de solubilidad, la disolución estará sobresaturada, y el exceso de soluto presente formará un precipitado.



REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES. OXIDACION / REDUCCION. REDOX.

CONCEPTO DE OXIDACION Y DE REDUCCION

Inicialmente se definió :

- **OXIDACION** : *Ganancia de oxígeno*. La sustancia que gana oxígenos se *oxida*, es *reductor*.
- **REDUCCION** : *Pérdida de oxígeno*. La sustancia que pierde oxígeno se *reduce*, es *oxidante*.

Pero se comprueba que existen numerosas reacciones en las que los compuestos se oxidan y reducen sin producirse una transferencia de oxígeno, por lo que actualmente se redefine :

- **OXIDACION** : *Pérdida de electrones*. La sustancia que pierde electrones se *oxida*, es *reductor*.
- **REDUCCION** : *Ganancia de electrones*. La sustancia que gana electrones se *reduce*, es *oxidante*.

Los electrones no pueden quedar libres en una reacción, por lo que siempre que exista una sustancia que los libere, debe haber otra que los acepte ; todo oxidante debe estar enfrentado a un reductor.

Denominamos **EQUIVALENTE REDOX** a la cantidad de sustancia que gana o pierde un mol de electrones ; para calcularlo se divide la masa atómica o molecular ente el nº de electrones que gana o pierde en el proceso :

$$\text{Equivalente.Redox} = \frac{\text{Masa.}(atmica / molecular)}{n^{\circ}.electrones}$$

NUMERO DE OXIDACION

Se define el *número de oxidación* de un átomo, en una especie dada, como la carga formal (no real) del átomo en dicha especie (molécula o ion) que resulta de aplicar los siguientes criterios :

- ✓ El nº de oxidación de los átomos de un elemento no combinado es (0).
- ✓ El nº de oxidación de los iones monoatómicos es la carga del ion.
- ✓ En los haluros, el nº de oxidación de los halógenos es (-1).
- ✓ El nº de oxidación de oxidación del hidrógeno es (+1) en todos los compuestos excepto en los hidruros metálicos, en los que tiene el valor (-1).
- ✓ El nº de oxidación del oxígeno es (-2), excepto en peróxidos , en los que toma el valor (-1).
- ✓ El nº de oxidación de los metales es, generalmente, positivo.
- ✓ La suma algebraica de los nºs de oxidación de los átomos en un ion debe ser igual a la carga del ion.
- ✓ La suma algebraica de los nºs de oxidación de los átomos en un compuesto debe ser igual a (0).

IGUALACION DE REACCIONES REDOX.

Se trata de realizar los cálculos necesarios para determinar los valores de los coeficientes de todas y cada una de las sustancias que entran a formar parte de la reacción redox.

METODO DEL NUMERO DE OXIDACION

1. Se escribe la reacción incompleta, omitiendo las moléculas de agua y los iones hidrógeno e hidroxilo.
2. Se observa la disminución y el aumento en los nºs de oxidación de oxidante y reductor ; escribiendo las semirreacciones de los átomos cambiantes con su cambio electrónico correspondiente.

3. Se multiplica cada una de las semirreacciones por el coeficiente adecuado para que el cambio electrónico en ambas sea de la misma magnitud.
4. Se suman ambas semirreacciones y se añade las moléculas de agua y los iones hidrógeno e hidroxilo necesarios para conseguir la reacción completa.
5. En algunas ocasiones será necesario ajustar por tanteo ciertos compuestos si la reacción no ha quedado totalmente ajustada.

METODO DEL ION - ELECTRON.

1. Se consiguen los valores de los nºs de oxidación de cada uno de los átomos para determinar oxidante y reductor.
2. Se escriben las semirreacciones de oxidación y reducción con los iones oxidante y reductor.
3. Se igualan los oxígenos :
 - ✓ En medio ácido.- Añadiendo H_2O al miembro que menos oxígeno tenga y ajustando los hidrógenos mediante la adición de H^+ en el miembro contrario.
 - ✓ En medio básico.- se añade H_2O al miembro que más oxígenos tenga, y se ajusta en el otro con OH^- .
1. Se realiza el ajuste de cargas en cada semirreacción mediante suma o resta de electrones.

2. Se multiplica cada una de las semirreacciones por el coeficiente adecuado para que el cambio electrónico en ambas sea de la misma magnitud.
3. Se suman las dos semirreacciones obteniendo los coeficientes de la ecuación ajustada (En algunos casos se debe realizar un tanteo tras la comprobación).



ELECTROLISIS

Si en una disolución acuosa de un electrolito se introducen dos electrodos conectados a un generador de corriente continua, se observa que sucede :

- Los iones de la disolución son atraídos por los electrodos ; los aniones (negativos) van al ánodo (electrodo positivo), los cationes (positivos) al cátodo (electrodo negativo).
- En el cátodo, los cationes se reducen ; el cátodo actúa como reductor.
- En el ánodo, los aniones se oxidan ; el ánodo actúa como oxidante.

Las reacciones que tienen lugar a causa de la corriente eléctrica constituyen un proceso denominado *electrólisis* y son reacciones Redox. La electrólisis consiste, por tanto, en producir, mediante el consumo de energía unas reacciones que de espontáneamente no se producirían.

La cantidad de sustancia que se desprende o deposita en una electrólisis se determina por aplicación de las **LEYES DE FARADAY** :

1. La cantidad de sustancia que se deposita en un electrodo es proporcional al tiempo y a la intensidad de corriente.

$$m = \varepsilon \cdot I \cdot t$$

pero como $Q = I \cdot t$ (la carga eléctrica es igual al producto de intensidad por tiempo), obtenemos :

$$m = \varepsilon \cdot Q$$

donde ε es el *equivalente electroquímico*, y representa la cantidad de sustancia que se obtiene con una carga de un culombio.

2. Para obtener un equivalente gramo de cualquier sustancia se necesita una cantidad fija de electricidad que se denomina *Faraday*.

$$1.Faraday = 96.500.culombios$$

Por ello podemos deducir que el equivalente electroquímico es igual al equivalente gramo dividido entre 96.500 :

$$\varepsilon = \frac{Eq. \text{ gramo}}{96.500}$$

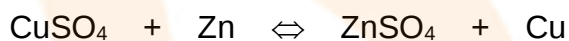
y con este dato, la primera ley de Faraday quedará :

$$m = \frac{eq. \text{ gramo}}{96.500} \cdot I \cdot t \quad \text{o también} \quad m = \frac{eq. \text{ gramo}}{96.500} \cdot Q$$

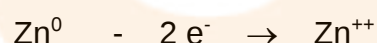
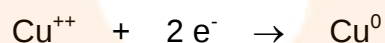
GENERADORES ELECTROQUIMICOS. PILAS

Una pila es un sistema capaz de transformar la energía de una reacción redox en energía eléctrica ; es un proceso inverso a la electrólisis.

Un buen ejemplo de este proceso puede observarse en la *PILA DANIELL*, en la que separadas por un tabique poroso (deja pasar los iones pero no mezcla las disoluciones), por un lado se pone en contacto una disolución de sulfato de cobre con una barra de cobre ; y por otro una solución de sulfato de zinc con una barra de zinc ; produciéndose la siguiente reacción :



con las semirreacciones redox :



Esta reacción se realiza de modo que el flujo de electrones se realiza a través de un puente salino que pone en contacto las dos barras metálicas, consiguiendo así un flujo detectable por un amperímetro.

