

INDICE

	<u>Pág.</u>
<u>Introducción</u>	
<i>Estructura del átomo</i>	1
<i>Modelos atómicos</i>	5
<i>Teoría atómica moderna</i>	10
<i>Números cuánticos</i>	11
<i>Distribución electrónica y tabla periódica</i>	14
<i>Variaciones periódicas en los grupos</i>	21
<i>Variación periódica en los periodos</i>	22

Desarrollo

<i>Materia y sistemas materiales</i>	4
<i>Fenómenos físicos y químicos</i>	7
<i>Propiedades de la materia</i>	10
<i>Estados de agregación de la materia</i>	11
<i>Sustancias simples y compuestas</i>	13
<i>Niveles de organización</i>	14
<i>Estructura atómica y tabla periódica (complemento)</i>	26
<i>Uniones químicas</i>	40
<i>Compuestos químicos</i>	49
<i>Soluciones</i>	77
<i>Compuestos del carbono</i>	94

Anexo 1

Los hidratos de carbono
Los lípidos
Las Proteínas

Anexo 2

Tabla de uniones o enlaces químicos
Tabla periódica

Química

Prof. Lic. EXEQUIEL DI TOFINO
Químico Bromatólogo
Esp. en Química y Tecnología de los Alimentos
Esp. en Biofísicoquímica
M.P. D-036 - UNC

ESTRUCTURA ATÓMICA

EL OBJETIVO DE ESTE TEMA ES ANALIZAR LA EVOLUCIÓN QUE TUVO EL CONCEPTO DE ÁTOMO DESDE LOS GRIEGOS HASTA NUESTROS DÍAS... EN ESTE ANÁLISIS VEREMOS LA IDEA PRIMARIA DE ÁTOMO HASTA LLEGAR A LA CONCEPCIÓN ACTUAL DE LA DISTRIBUCIÓN ENERGÉTICA EN NIVELES, SUBNIVELES Y ORBITALES.

EL MODELO ACTUAL ASUME AL ATOMO CON UN NUCLEO CENTRAL DE MUY PEQUEÑAS DIMENSIONES DONDE SE UBICAN PROTONES Y NEUTRONES (NUCLEONES) Y GIRANDO A SU ALREDEDOR SE ENCUENTRAN LOS ELECTRONES EN REGIONES ESPACIALES DENOMINADAS ORBITALES...

NO OBSTANTE FUERON MUCHOS LOS ESFUERZOS Y PLANTEOS QUE FISICOS Y QUIMICOS DEBIERON REALIZAR HASTA LOGRAR ESA CONCEPCION ACTUAL... NOS PROPONDREMOS ENTONCES ANALIZAR LA EVOLUCION DEL CONCEPTO DE ATOMO PASO A PASO RESUMIENDO A MODO DE INTRODUCCION QUE:

LA EXPERIENCIA DE	DENOMINADA COMO	PERMITIÓ DESCUBRIR
FARADAY	ELECTRÓLISIS	LA NATURALEZA ELÉCTRICA DE LA MATERIA
THOMSON	DESCARGAS ELÉCTRICAS EN TUBOS DE RAYOS CATÓDICOS	LA PRESENCIA DEL ELECTRÓN Y SU RELACIÓN CARGA/MASA
GOLDSTEIN	RAYOS CANALES	LA PRESENCIA DEL PROTÓN Y SU RELACIÓN CARGA/MASA
MILLIKAN	EXPERIENCIA DE GOTAS DE ACEITE	LA CARGA ELÉCTRICA DEL ELECTRÓN
RUTHERFORD	DISPERSIÓN DE LAS PARTÍCULAS ALFA	EL NÚCLEO ATÓMICO

* ESTAS SON ALGUNAS DE LAS EXPERIENCIAS MAS IMPORTANTES QUE IREMOS AMPLIANDO DETALLADAMENTE... LUEGO ANALIZAREMOS OTRAS TEORÍAS HASTA ARRIBAR AL MODELO ACTUAL DEL ÁTOMO...

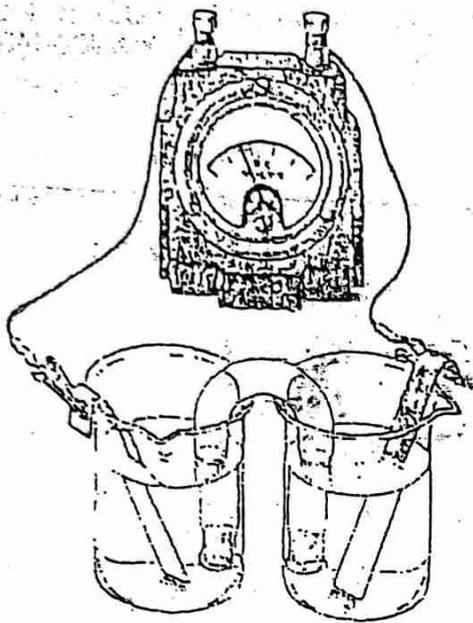
EXPERIENCIA DE LA ELECTRÓLISIS DE FARADAY PARA DESCUBRIR LA NATURALEZA ELÉCTRICA DE LA MATERIA

* LOS GRIEGOS 2000 AÑOS ANTES DE LA ERA CRISTIANA HABÍAN PLANTEADO QUE LA MENOR DIVISIÓN POSIBLE DE LA MATERIA ERA EL ÁTOMO. EL CUAL ERA IMPOSIBLE DE SUBDIVIDIR EN PARTÍCULAS MENORES SIENDO POR LO TANTO INDIVISIBLE E INDESTRUCTIBLE... ESTA CONCEPCIÓN PERDURO CASI 4000 AÑOS HASTA QUE EN EL AÑO 1850 FARADAY DEMOSTRÓ QUE EL ÁTOMO SI SE PODÍA SUBDIVIDIR EN PARTÍCULAS DE CARGA MENORES:

ÁTOMO

 A= sin TOMOS = partes

FARADAY REALIZO EXPERIENCIAS DENOMINADAS DE ELECTRÓLISIS, QUE CONSISTÍAN EN LOCAR DENTRO DE UNA CUBETA AGUA LIQUIDA A LA CUAL SE LE DISOLVÍAN SUSTANCIAS LES COMO ÁCIDOS, BASES O SALES QUE PERMITÍAN LA CONDUCCIÓN DE LA ELECTRICIDAD



* FARADAY INTRODUJO DENTRO DE ESA CUBETA CON AGUA SULFATO-CÚPRICO, DOS TROZOS METÁLICOS DE COBRE Y ZINC A LOS QUE DENOMINO ELECTRODOS, HACIENDOLES CIRCULAR CORRIENTE ELÉCTRICA OBSERVANDO QUE EN EL ELECTRODOS SE GENERABAN REACCIONES QUÍMICAS...

* EN EL ELECTRODO DE ZINC SE OBSERVABA UN DETERIORO DE LA SUPERFICIE METÁLICA, PROVOCÁNDOSE UNA DISGRAGACIÓN PROPORCIONAL AL TIEMPO DE LA EXPERIENCIA.

* EN EL ELECTRODO DE COBRE POR EL CONTRARIO, SE OBSERVABA UN DEPOSITO DE MATERIA, TAMBIÉN PROPORCIONAL A LA CANTIDAD DE CORRIENTE CIRCULANTE...

POR TAL CAUSA DEDUJO FARADAY QUE SI LA CORRIENTE ELÉCTRICA ESTÁ CONSTITUIDA POR CARGAS ELÉCTRICAS Y LA MATERIA HABÍA REACCIONADO EN LOS ELECTRODOS ANTE EL PASO DE ESA CORRIENTE ELÉCTRICA, ENTONCES LA MATERIA MISMA ESTABA CONSTITUIDA POR PARTÍCULAS DE CARGA POSITIVA Y NEGATIVA, YA QUE "SOLO LO SEMEJANTE REACCIONA CON LO SEMEJANTE".

FARADAY NUNCA PUDO DEFINIR "QUIENES" ERAN ESAS PARTÍCULAS POSITIVAS Y NEGATIVAS, PERO DEMOSTRÓ LA IDEA DE LOS GRIEGOS EN CUANTO A LA INDIVISIBILIDAD DE LA MATERIA... EL ÁTOMO ERA DIVISIBLE EN PARTÍCULAS MENORES DE CARGA ELÉCTRICA (+) Y (-).

EXPERIENCIA DE THOMSON CON DESCARGAS ELÉCTRICAS EN TUBOS DE RAYOS CATÓDICOS PARA DESCUBRIR LA PRESENCIA DEL ELECTRÓN (e^-).

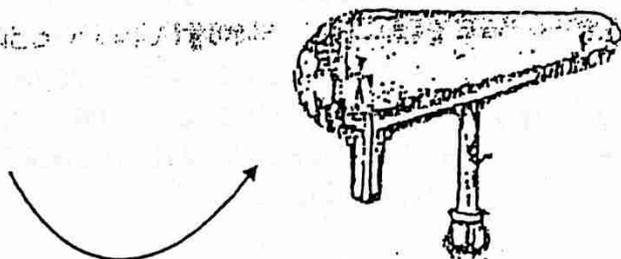
1) THOMSON EN EL AÑO 1898 DESCUBRE LA PRESENCIA DEL ELECTRÓN, UNA DE LAS DOS PARTÍCULAS SUGERIDAS POR FARADAY... PARA ESTO THOMSON UTILIZO TUBOS QUE CONTENÍAN EN SU INTERIOR GASES, EFECTUÁNDOSE A LOS MISMOS DESCARGAS ELÉCTRICAS A TRAVÉS DE BATERÍAS QUE SE LE MINISTRABAN UN MUY ELEVADO VOLTAJE, EN EL ORDEN DE 5.000 A 10.000 VOLTIOS..

2) LUEGO DE EXPERIMENTAR CON DISTINTOS TIPOS DE GASES, EXTRAJO UNA SERIE DE CONCLUSIONES EXPERIMENTALES QUE PODEMOS RESUMIR EN EL SIGUIENTE ESQUEMA:

A) SOLO CUANDO EL GAS ESTABA EN MUY BAJA PROPORCIÓN DENTRO DEL TUBO, ES DECIR CUANDO EL VACÍO ERA CASI COMPLETO, Y LA DESCARGA ERA DE 5.000 A 10.000 VOLTIOS SE MANIFESTABA LUMINOSIDAD EN FORMA DE UN HAZ QUE IBA DESDE UN ELECTRODO A OTRO.

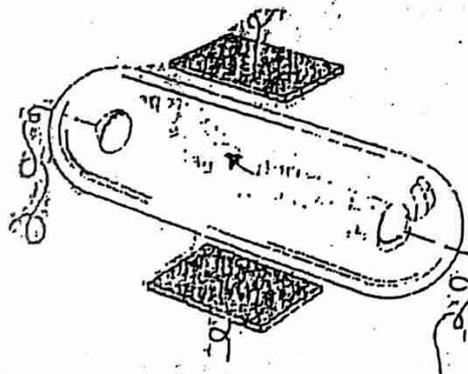
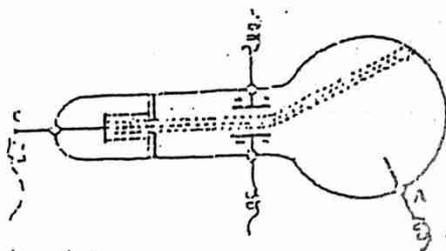
B) COLOCANDO EN EL INTERIOR DEL TUBO UN MOLINETE O UNA CRUZ COMPROBÓ QUE ESTOS PROYECTABAN UNA SOMBRA POR DETRÁS DEL ELECTRODO POSITIVO O ÁNODO... RAZÓN POR LA CUAL DEDUJO QUE EL HAZ SE ORIGINABA EN EL CÁTODO Y SE DIRIGÍA HACIA EL ÁNODO, DENOMINANDO POR ESTO A ESTA RADIACIÓN "RAYOS CATÓDICOS".

Sombra de la Cruz en el ánodo
Lo que sugería el sentido
Cátodo → Ánodo



C) AL COLOCAR EL MOLINETE DE ASPAS MOVILES OBSERVO QUE ESTAS GIRABAN COMO UN MOLINO DE VIENTO, LO CUAL SOLO SE PODIA EXPLICAR SI HABIA UN CHOQUE MATERIAL ENTRE UNA PARTICULA Y LAS ASPAS DEL MOLINETE... DEDUJO ENTONCES QUE EL HAZ DE RAYOS CATODICOS ESTABA CONSTITUIDO POR UNA PARTICULA CON CIERTO VALOR DE MASA Y NO DE ENERGIA PURA COMO LO ES LA LUZ SOLAR.

D) COLOCANDO LUEGO PLACAS ELECTRICAS POR ENCIMA Y POR DEBAJO DEL TUBO DE RAYOS CATÓDICOS, COMPROBO QUE EL HAZ SIEMPRE SE DEVIABA HACIA LA PLACA POSITIVA... POR LO QUE SUGIRIO QUE ESAS PARTICULAS ADEMAS DE POSEER MASA, TAMBIEN TENIAN UNA CARGA ELECTRICA NEGATIVA...



E) MATEMATICAMENTE THOMSON DEDUJO UNA EXPRESIÓN FINAL QUE VINCULABA EL COCIENTE ENTRE LA CARGA ELÉCTRICA Y LA MASA DE ESA PARTICULA, OBTENIENDO SIEMPRE EL MISMO VALOR NUMÉRICO SIN IMPORTAR EL GAS QUE SE COLOCABA DENTRO DEL TUBO... RAZÓN POR LA CUAL HABÍA DESCUBIERTO QUE ESA PARTICULA ERA UNIVERSAL YA QUE ESTABA EN TODOS LOS ÁTOMOS, DENOMINANDOLA ELECTRÓN...

F) ESE COCIENTE CARGA MASA SIEMPRE LE DIO A THOMSON EL VALOR:

$$\frac{\text{CARGA}}{\text{MASA}} = \frac{q}{m} = -1,76 \times 10^8 \frac{\text{Coulombios}}{\text{gramo}}$$

NO OBSTANTE, THOMSON DESCONOCÍA EL VALOR POR SEPARADO DE LA CARGA Y DE LA MASA DEL ELECTRÓN

EXPERIENCIA DE MILLIKAN PARA DESCUBRIR LA CARGA DEL ELECTRÓN

* EN EL AÑO 1905, MILLIKAN, UN FÍSICO NORTEAMERICANO RECIBE EL PREMIO NOBEL DE FÍSICA AL DESCUBRIR EL VALOR MAS PEQUEÑO DE CARGA NEGATIVA POSIBLE ATRIBUÍDO AL ELECTRÓN...

* TRABAJANDO CON UN RECIPIENTE CON UN ORIFICIO LATERAL DONDE INTRODUCÍA UN MICROSCOPIO, OBSERVABA CAER POR ACCIÓN DE LA GRAVEDAD FINAS GOTAS DE ACEITE QUE ELECTRIFICABA AL HACER CIRCULAR RAYOS X SOBRE LAS MISMAS... CON DIVERSOS VALORES DE VOLTAJE, LOGRABA QUE LAS GOTAS QUEDARAN SUSPENDIDAS ENTRE DOS PLACAS CARGADAS, DE MANERA TAL QUE EQUILIBRABA EL PESO DE LAS GOTAS CON LA FUERZA DEL EMPUJE DEL AIRE Y LA FUERZA DEL CAMPO ELÉCTRICO, OBTENIENDO ASÍ EL VALOR DE LA CARGA ELÉCTRICA MAS PEQUEÑA ASUMIDAS POR LAS GOTAS ERA DE:

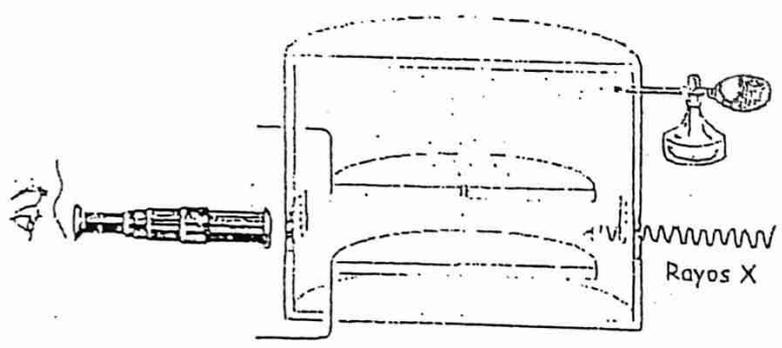
* COMO ESTE ERA EL VALOR MAS PEQUEÑO DE CARGA ENCONTRADO POR MILLIKAN, SUGIRIÓ QUE DEBÍA SER EL VALOR CORRESPONDIENTE A LA CARGA DE UN SOLO ELECTRÓN... A PESAR DE LOS AVANCES DE LA TECNOLOGÍA NO SE HA PODIDO MEJORAR AUN ESTE VALOR NUMÉRICO DE CARGA, LO QUE ENGRANDECE AUN MAS EL APORTE DE MILLIKAN HACE CASI 100 AÑOS...

$$q = -1,6 \times 10^{-19} \text{ coul}$$

COMO LA CARGA DESCUBIERTA POR MILLIKAN, FUE POSIBLE LUEGO OBTENER LA MASA DE UN ELECTRÓN... PARA ESTO SE UTILIZA LA RELACIÓN CARGA/MASA DE THOMSON, Y SE OBTIENE EL VALOR MAS PEQUEÑO DE MASA POR UNA DE LAS PARTICULAS DEL ÁTOMO:

$$\frac{\text{CARGA}}{\text{MASA}} = -1,76 \times 10^8 \text{ coul/MASA} = \frac{\text{CARGA}}{-1,76 \times 10^8} = \frac{-1,6 \times 10^{-19} \text{ coul}}{-1,76 \times 10^8} = -1,6 \times 10^{-28} \text{ coul/g}$$

$$\text{MASA DE UN ELECTRÓN} = 9,1 \times 10^{-28} \text{ G} = 9,1 \times 10^{-31} \text{ KG} = 0,0000000000000000000000000000091 \text{ kg}$$



Es un valor tan pequeño de masa que no se lo tiene en cuenta para obtener la masa total del átomo... Luego veremos que esta última se obtiene por la suma de masas de protones y más neutrones...

CON EL TRANSCURSO DEL TIEMPO SE FUERON SUCEDIENDO OTRAS EXPERIENCIAS COMO LA DE GOLSTEIN CON LOS RAYOS DENOMINADOS CANALES, QUE PERMITIERON ENCONTRAR LA OTRA PARTÍCULA CONSTITUTIVA DEL ÁTOMO CON CARGA POSITIVA A LA QUE DENOMINO "PROTÓN"...

GOLSTEIN COMPROBÓ EXPERIMENTALMENTE QUE LA CARGA DEL PROTÓN ERA IDÉNTICA A LA DEL ELECTRÓN, PERO DE DIGNO OPUESTO, LO QUE EXPLICABA LA NEUTRALIDAD ELÉCTRICA DEL ÁTOMO... SIN EMBARGO OBTUVO UNA MASA APROXIMADAMENTE 1840 VECES MAYOR A LA DEL ELECTRÓN:

MASA DE UN PROTÓN = 1840 X	MASA DE UN ELECTRÓN = 1840 X (9,1 X 10 ⁻³¹ kg.) = 1,67 X 10 ⁻²⁷ kg.
----------------------------	---

ASÍ COMO LA UNIDAD DE LONGITUD ES EL METRO Y LA UNIDAD DE TIEMPO ES EL SEGUNDO... LA UNIDAD DE MASA ATÓMICA (u.m.a) ES LA MASA DE UN PROTÓN:

UNIDAD DE MASA ATÓMICA = 1,67 X 10 ⁻²⁷ kg.

* EN EL AÑO 1934 CHADWICK DESCUBRE QUE EL NÚCLEO DE LOS ÁTOMOS EXISTÍA UNA PARTÍCULA SIN CARGA ELÉCTRICA, Y DE UNA MASA CASI IDÉNTICA A LA DEL PROTÓN, A LA QUE DENOMINÓ "NEUTRÓN"... RESUMIREMOS EN UN CUADRO LAS CARACTERÍSTICAS PRINCIPALES DE LAS TRES PARTÍCULAS BÁSICAS DE CUALQUIER ÁTOMO:

PARTÍCULA	MASA	CARGA ELÉCTRICA
ELECTRÓN	9,1X10 ⁻³¹ Kg	-1,6X10 ⁻¹⁹ coul.
PROTÓN	1,67X10 ⁻²⁷ Kg	-1,6X10 ⁻¹⁹ coul.
NEUTRÓN	1,67X10 ⁻²⁷ Kg	NULA

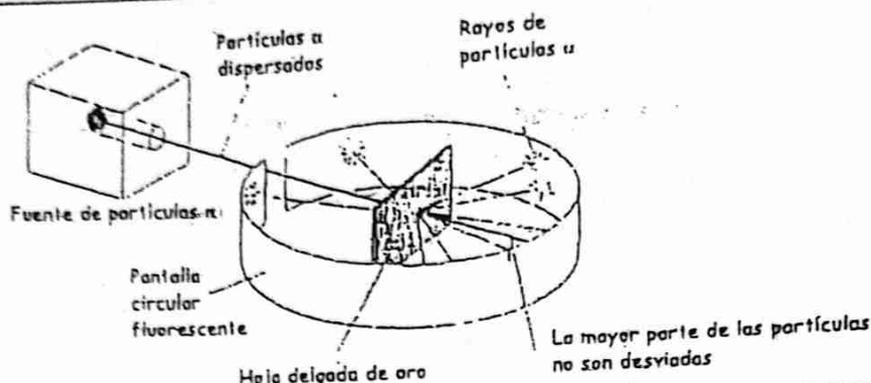
MODELOS ATÓMICOS

PRIMER MODELO ATÓMICO DE THOMSON

* THOMSON COMPARÓ LAS MASAS DEL ELECTRÓN Y DEL PROTÓN Y SUGIRIÓ QUE, COMO LA MASA DEL PROTÓN ERA 1840 VECES MAYOR A LA MASA DEL ELECTRÓN NECESARIAMENTE LA MASA POSITIVA DEBÍA OCUPAR UN MAYOR VOLUMEN DENTRO DEL ÁTOMO... 'POR ESO IMAGINO A ÉSTE COMO UNA GRAN ESFERA POSITIVA, CON ESTA CARGA TOTALMENTE DISTRIBUIDA EN SU INTERIOR, CON LOS ELECTRONES INMERSOS COMO SI FUERAN PASA DE UVA DENTRO DE UN IMAGINARIO BUDÍN INGLÉS.

* ESTE MODELO NO ERA CONFIABLE DESDE EL PUNTO DE VISTA EXPERIMENTAL, POR LO QUE THOMSON LE ENCARGO A SU AYUDANTE ERNEST RUTHERFORD, QUE LO PUSIERA A PRUEBA EN FORMA PRACTICA...

MODELO NUCLEAR RUTHERFORD



* EL MODELO DE THOMSON SI BIEN ERA LÓGICO NO CONVENCIO A RUTHERFORD QUIEN PUSO A PRUEBA EL MODELO COLOCANDO UNA MUY DELGADA LAMINA DE ORO FRENTE A UN EMISOR DE PARTICULAS ALFA, QUE EN ESE MOMENTO (1908) SOLO SE SABIA QUE ERA POSITIVAS, MUY PESADAS Y QUE SE MOVILIZABAN A MUY ELEVADAS VELOCIDADES, DEL ORDEN DE 10.000 Km. / h (ACTUALMENTE SABEMOS QUE UNA PARTICULA ALFA ESTA CONSTITUIDA POR NUCLEOS DE HELIO, ES DECIR LA ASOCIACION DE DOS PROTONES Y DOS NEUTRONES)...

* LA LAMINA DE ORO SERIA TOMADA COMO BLANCO Y LAS PARTICULAS ALFA SERIAN PROYECTILES QUE DEBERIAN ATRAVESAR SIN INCONVENIENTE LA LAMINA, YA QUE SEGUN EL MODELO DE THOMSON AL ESTAR MUY DISTRIBUIDA LA MASA POSITIVA OFRECERIA UN MINIMO DE RESISTENCIA AL PASO DE LAS PARTICULAS POR SER ESAS MUY PESADAS Y MUY VELOCES...

* SIN EMBARGO, AL HACER LA EXPERIENCIA RUTHERFORD OBSERVO CON ASOMBRO QUE SI BIEN UN 99,9% DE LAS PARTICULAS ALFA HABIA PASADO EN LINEA RECTA TAL COMO ESTABA PREVISTO, HACIA UNA GRAN DESVIACION EN EL RESTANTE 0,1% LO CUAL SOLO SE PODRIA EXPLICAR ASUMIENDO UN MODELO TOTALMENTE OPUESTO AL SUGERIDO POR THOMSON, ES DECIR:

QUE LA MASA POSITIVA EN VEZ DE ESTAR MUY DISTRIBUIDA DENTRO DEL ATOMO DEBIA DE ESTAR MUY CONCENTRADA EN UNA REGION MUY DIMINUTA DEL ATOMO A LA CUAL RUTHERFORD DENOMINO NUCLEO ATOMICO... POSTERIORMENTE COMPROBO QUE EL DIAMETRO DEL NUCLEO ES 10.000 VECES MENOR AL DIAMETRO TOTAL DEL ATOMO...

ACTUALMENTE SE SABE QUE DENTRO DEL NUCLEO ADEMAS DE PROTONES EXISTEN NEUTRONES; Y COMO YA SABEMOS, AMBAS PARTICULAS TIENEN UNA MASA IDENTICA Y 1840 VECES MAYOR A LA DEL ELECTRON, POR TAL CAUSA LA MASA TOTAL DEL ATOMO SE CONSIDERA COMO IDENTICA A LA DE SU NUCLEO, SIN IMPORTAR LA MASA DE LOS ELECTRONES, LA CUAL POR SER MUY PEQUEÑA, ES DESPRECIABLE.

MODELO ATOMICO DE NIELS BOHR

* UNA DE LAS LIMITACIONES DEL MODELO DE RUTHERFORD FUE NO PODER EXPLICAR COMO SE MOVILIZABAN LOS ELECTRONES ALREDEDOR DEL NÚCLEO ATÓMICO... FUE NIELS BOHR EN 1915 QUIEN RECIBIERA EL PREMIO NOBEL DE FÍSICA AL PLANTEAR EL PRIMER MODELO QUE EXPLICABA EN FORMA MEDIANAMENTE SATISFACTORIA EL COMPORTAMIENTO DEL ELECTRÓN DEL ÁTOMO DE HIDROGENO O DE ESPECIES MONO - ELECTRÓNICAS (DE UN SOLO ELECTRÓN)...

PODEMOS ANALIZAR LOS POSTULADOS DE BOHR ASUMIENDO QUE CONSIDERO AL ÁTOMO COMO UN VIRTUAL SISTEMA PLANETARIO, EN DONDE EL SOL SERIA EL NÚCLEO ATÓMICO Y LOS PLANETAS SERIAN LOS ELECTRONES QUE SE MOVILIZAN A SU ALREDEDOR EN ÓRBITAS FIJAS A LAS QUE DENOMINO NIVELES DE ENERGÍA...

I) BOHR DEDUJO QUE SI BIEN ERAN FACTIBLES INFINITAS ÓRBITAS, EL ÁTOMO DE HIDROGENO PRESENTARÍA COMO MÁXIMO 7 NIVELES DE ENERGÍA U ÓRBITAS POSIBLES, QUE RESPONDE-ÍAN A UN MODELO MATEMÁTICO COHERENTE, CADA UNA CON UN VALOR PROPIO Y CARACTERÍSTICOS DE ENERGÍA... CADA UNO DE ESOS NIVELES O CAPAS LAS DESIGNO CON UN NUMERO DENOMINADO CUÁNTICO PRINCIPAL "n" (ES DECIR: n=1; n=2; n=3; n=4; n=5; n=6; n=7)

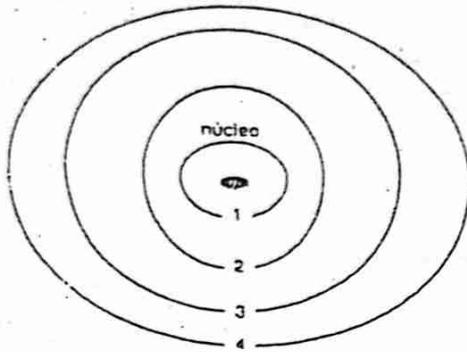
II) SUGIRIÓ QUE CADA UNO DE ESOS NIVELES ASUMÍA UN VALOR PROPIO DE ENERGÍA, PROPO- NIENDO QUE "DENTRO DEL ÁTOMO LA ENERGÍA NO ERA CONTINUA, SINO DISCONTINUA, EN FORMA ESCALONES ENERGÉTICOS LLAMADOS CUANTOS..." ES POR ESTO QUE FUE EL PRIMER CIENTÍFICO EN PROPONER LA CUANTIFICACIÓN ENERGÉTICA DENTRO DE LOS ÁTOMOS... CADA PELDAÑO ERA UN NIVEL DE ENERGÍA Y PARA EL HIDROGENO DEMOSTRÓ QUE RESPONDÍA A LA ECUACIÓN GENERAL:

LA LETRA "n" NOS INDICA EL NUMERO DE NIVEL, Y SOLO DEBEMOS REEMPLAZAR ESA LETRA POR EL NIVEL CORRESPON- DIENTE: POR EJEMPLO SUPONGAMOS QUE QUEREMOS DETERMINAR LA ENERGÍA DE LOS NIVELES 1; 2 Y 5 PARA EL ÁTOMO DE HIDROGENO.

ENERGÍA	$-2,18 \times 10^{-18}$ joules
DE CADA	_____
NIVEL	n^2

ENERGÍA DEL NIVEL 1=	$\frac{-2,18 \times 10^{-18} \text{ joules}}{1^2} = \frac{-2,18 \times 10^{-18} \text{ joul}}{1^2} = -2,18 \times 10^{-18} \text{ joules}$
ENERGÍA DEL NIVEL 2=	$\frac{-2,18 \times 10^{-18} \text{ joule}}{2^2} = -0,545 \times 10^{-18} \text{ joules}$
ENERGÍA DEL NIVEL 5=	$\frac{-2,18 \times 10^{-18} \text{ joules}}{5^2} = 0,0087 \times 10^{-18} \text{ joules}$

III) SI OBSERVAMOS ESTOS TRES VALORES DE ENERGÍA VEREMOS QUE EL SIGNO NEGATIVO NOS INDICA QUE LA MENOR ENERGÍA CORRESPONDE AL PRIMER NIVEL, Y QUE A MEDIDA QUE NOS VAMOS ALEJANDO DEL NÚCLEO, LA ENERGÍA CRECE... PARA BOHR ESTO ERA LÓGICO YA QUE EL ELECTRÓN AL ESTAR EN EL PRIMER NIVEL LOGRABA EL MÁXIMO ACERCAMIENTO CON EL NÚCLEO SIENDO MÁXIMA LA ATRACCIÓN ELÉCTRICA PROTÓN - ELECTRÓN, POR LO CUAL EL ELECTRÓN ESTA TAN FUERTEMENTE LIGADO AL NÚCLEO QUE ES MUY DIFÍCIL EXTRAERLO DEL ÁTOMO... Y EN FÍSICA SE CUMPLE UNA LEY TERMODINÁMICA QUE NOS DICE QUE A LA MÁXIMA ESTABILIDAD SIEMPRE LE CORRESPONDERÁ EL MÍNIMO DE ENERGÍA...



EN ESTA REPRESENTACIÓN IMAGINARIA DE LOS CUATRO PRIMEROS NIVELES SUGERIDOS POR BOHR VEMOS QUE EL ELECTRÓN EN EL PRIMER NIVEL ES MUY PRÓXIMO AL NÚCLEO, RAZÓN POR LA CUAL LA ATRACCIÓN SERA MÁXIMA Y LA ENERGÍA MÍNIMA. EN NIVELES MAS EXTERNOS SE PIERDE ESTABILIDAD Y LA ENERGÍA POTENCIAL CRECE...

IV) ESTO NOS MUESTRA ENTONCES QUE EL NIVEL FUNDAMENTAL O BASAL PARA EL ÁTOMO DE HIDROGENO ES EL NIVEL No 1 Y A MEDIDA QUE NOS VAMOS ALEJANDO DEL NÚCLEO LA ENERGÍA CRECE, EL ELECTRÓN IRA PERDIENDO ESTABILIDAD Y SE DICE QUE EL NIVEL ESTA EXCITADO ENERGÉTICAMENTE...

V) ESTO LE PERMITIÓ A BOHR SUGERIR QUE SI UN ELECTRÓN SE QUIERE PROMOVER DESDE UN NIVEL INTERIOR DE MENOR ENERGÍA HACIA OTRO EXTERIOR DE MAYOR ENERGÍA, EL ÁTOMO NECESITARA OBSERVAR DESDE EL EXTERIOR, TANTA ENERGÍA COMO LA DIFERENCIA EXISTENTE ENTRE ESOS DOS NIVELES:

$$\text{ENERGÍA TOMADA POR EL ÁTOMO DESDE EL EXTERIOR} = \left[\text{ENERGÍA DEL NIVEL FINAL} - \text{ENERGÍA DEL NIVEL INICIAL} \right]$$

VI) POR EL CONTRARIO, SI EL ELECTRÓN ES EXCITADO A UN NIVEL EXTERNO, Y RETORNA HACIA UN NIVEL INTERIOR DE MENOR ENERGÍA, EL ÁTOMO EMITIRÁ UNA CANTIDAD DE ENERGÍA IDÉNTICA A LA DIFERENCIA DE ENERGÍA ENTRE ESOS DOS NIVELES. ESTO IMPLICA QUE EL ÁTOMO EMITIRÍA HACIA EL EXTERIOR UNA CANTIDAD DE ENERGÍA EN FORMA DE UN PAQUETE CUANTO O FOTÓN, CON UNA FRECUENCIA Y LONGITUD DE ONDA CARACTERÍSTICA... POR EJEMPLO, SUPONGAMOS QUE PROVOCA LA TRANSICIÓN ELECTRÓNICA DESDE EL NIVEL 5 AL NIVEL 2, EN TAL CASO EL FOTÓN EMITIDO LLEVARA UNA ENERGÍA DE:

$$\text{ENERGÍA EMITIDA AL EXTERIOR EN FORMA DE ONDA} = \left[\text{ENERGÍA DEL NIVEL FINAL} - \text{ENERGÍA DEL NIVEL INICIAL} \right] = E(2) - E(5)$$

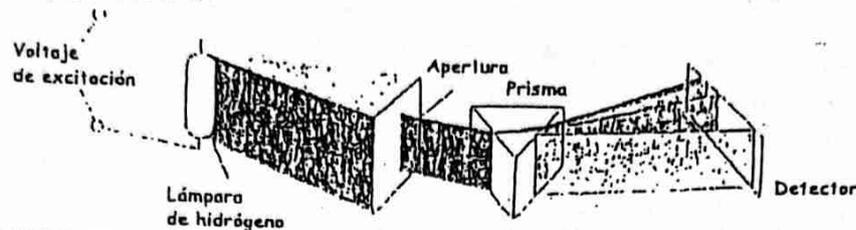
$$\text{ENERGÍA EMITIDA} = (-0,545 \times 10^{-18} \text{ J}) - (-0,0087 \times 10^{-18} \text{ J})$$

$$\text{ENERGÍA EMITIDA} = -5,45 \times 10^{-19} \text{ Joules}$$

ESTE VALOR DE ENERGÍA CORRESPONDE A UNA ONDA ELECTROMAGNÉTICA DE COLO AZUL.

ESTE PLATEO TEÓRICO DE BOHR FUE TRASLADADO A LA PRACTICA A TRAVÉS DE LA EMERLENCIA DE DISPERSIÓN DE LA LUZ CUANDO ATRAVIESA UN PRISMA: CUANDO LA LUZ SOLAR IMPACTA SOBRE UN PRISMA SE OBTIENE UN ESPECTRO CONTINUO DE COLORES QUE ABARCA TODAS LAS FRECUENCIAS POSIBLES DE LA REGIÓN VISIBLE, ES DECIR EL ABANICO DE COLORES ROJO; ANARANJADO; AMARILLO; VERDE; AZUL; ÍNDIGO Y VIOLETA.

POR EL CONTRARIO, CUANDO SE HACE INCIDIR LUZ BLANCA A TRAVÉS DE HIDROGENO, O SE PRODUCE LA EMISIÓN DE LUZ CON UNA LAMPARA DE HIDROGENO, SOLO SE OBTIENE UN ESPECTRO DE LINEAS QUE CONTIENE ALGUNAS FRECUENCIAS DEL VISIBLE, CONCRETAMENTE SOLO LUZ AZUL, VERDE Y ROJA.



* BOHR PREDIJO QUE ESTO ERA EXPLICABLE SI SE ASUMÍA QUE EL HIDROGENO AL SER IRRADIADO CON LUZ BLANCA O AL SER EXCITADO ELÉCTRICAMENTE, UTILIZABA ESTA ENERGÍA PARA PROMOVER SU ELECTRÓN DESDE EL PRIMER NIVEL HACIA NIVELES DE MAYOR ENERGÍA... AL RETORNAR HACIA NIVELES DE MENOR ENERGÍA LIBERARÍA ENERGÍA EN FORMA DE LUZ Y/O CALOR CORRESPONDIENTES A ESTOS COLORES AZUL; VERDE Y ROJO:

BOHR DEMOSTRÓ QUE ESAS RADIACIONES LIBERADAS POR EL ÁTOMO DE HIDROGENO, TRANSPORTABAN TANTA ENERGÍA COMO LA DIFERENCIA EXISTENTE ENTRE LOS NIVELES FINALES E INICIALES, POR EJEMPLO:

- A) SI EL ELECTRÓN SE PROMOVÍA DESDE EL NIVEL 5 AL 2 LA ONDA EMITIDA ERA DE COLOR AZUL.
- B) SI LO HACIA DESDE EL NIVEL 4 AL 2 EL FOTÓN ERA DE COLOR VERDE.
- C) SI LO HACIA DESDE EL NIVEL 3 AL 2 EL FOTÓN ERA DE COLOR ROJO.
- D) SI LO HACIA DESDE CUALQUIER NIVEL SUPERIOR HACIA EL NIVEL 1 LA EMISIÓN ES DEL TIPO ULTRAVIOLETA, CON ELEVADA ENERGÍA Y CORTA LONGITUD DE ONDA.

La energía del fotón emitido es directamente proporcional a la frecuencia de vibración ν es decir al numero de oscilaciones por segundo, e inversamente proporcional a la longitud de onda λ .

$$h = 6,62 \times 10^{-34} \text{ joules / seg}$$

h= constante de Planck
 $c = 300.000 \text{ Km / seg}$
 $c = \text{velocidad de la luz}$

ENERGÍA DE ONDA LIBERADA= $E(\text{final}) - E(\text{inicial}) = h \cdot \nu = h \cdot \frac{c}{\lambda}$

CON ESTA DEMOSTRACIÓN, BOHR RECIBIÓ EL PREMIO NOBLE EN EL AÑO 1915... NO OBSTANTE, ESTA TEORÍA NO PUDO EXPLICAR EL ESPECTRO FINO DEL HIDROGENO, YA QUE SURGÍAN OTRAS LINEAS DENTRO DEL MISMO QUE NO PUDIERON SER JUSTIFICADAS... ADEMAS BOHR CONSIDERABA SOLO ÓRBITAS FIJAS PARA EL ELECTRÓN CON RADIOS MÚLTIPLOS A 0,529 ANGSTROM ($1 \text{ \AA} = 1 \times 10^{-10} \text{ metros}$) DEMOSTRANDOSE LUEGO QUE EXISTÍAN TRAYECTORIAS ECLÍPTICAS Y EN VALORES IGUALES O DIFERENTES A 0,529 \AA .

TEORÍA ATÓMICA MODERNA

* ACTUALMENTE AL MODELO DE BOHR SE LE HAN REALIZADO NUMEROSAS MODIFICACIONES CONCEPTUALES YA QUE NO SE ADMITEN ÓRBITAS FIJAS, NI CIRCULARES PUDIENDO ESTAR A DISTANCIAS DEL NÚCLEO DIFERENTES A LAS SUGERIDAS POR BOHR.

* ESTAS MODIFICACIONES SURGIERON A PARTIR DE LA DUALIDAD ONDA-PARTÍCULA DE BROGLIE Y DEL PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG:

DUALIDAD ONDA PARTICULA DE DE BROGLIE

* DE BROGLIE SUGIRIÓ QUE UNA PARTICULA TAN LIVIANA COMO EL ELECTRÓN DEBERÍA LLEVAR ASOCIADA UNA TRAYECTORIA ALREDEDOR DEL NÚCLEO, COMO PARTICULA O BIEN COMO ONDA ELECTROMAGNÉTICA RAZÓN POR LA CUAL SERIA INCORRECTO ASIGNARLE AL ELECTRÓN UNA TRAYECTORIA FIJA, SIENDO IMPOSIBLE LOCALIZARLO EN UN PUNTO EXACTO DEL ESPACIO TAL COMO LO INDICABA BOHR...

* DE BROGLIE DEDUJO UNA ECUACIÓN QUE NOS MUESTRA QUE UNA PARTICULA DE MASA "m" NULA DEBE TENER UNA λ ASOCIADA A SU MOVIMIENTO.

$$\lambda = \frac{\text{Constante de Planck } h}{\text{masa} \times \text{velocidad } m \cdot v}$$



PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE HEISENBERG

* EL PLANTEO DE DE BROGLIE LLEVO AL FÍSICO ALEMÁN HEISENBERG A ENUNCIAR SU PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE, QUE NOS DICE QUE:

"ES IMPOSIBLE DETERMINAR EN FORMA SIMULTANEA LA POSICIÓN EXACTA Y LA VELOCIDAD DE UN ELECTRÓN, SOLO SERA FACTIBLE OBTENER UN ÁREA O ZONA DEL ESPACIO DONDE SEA MÁXIMA LA POSIBILIDAD DE HALLAR UN ELECTRÓN..."

* ESTA ZONA PROBABLÍSTICA FUE DENOMINADA ORBITAL, REEMPLAZANDO EL CONCEPTO DE ÓRBITA FIJAS DE BOHR.

MECANICA ONDULATORIA - ECUACION DE ONDA

* EL MODELO ACTUAL DE ÁTOMO CONSIDERA QUE ESTO SE ENCUENTRA SUBDIVIDIDO ENERGÉTICAMENTE EN NIVELES; SUBNIVELES Y ORBITALES; EXISTIENDO UNA ECUACIÓN CAPAZ DE PREDECER LA ENERGÍA DE CADA UNA DE ESTAS DIVISIONES; NO SOLO PARA ÁTOMOS MONO SINO TAMBIÉN MULTIELECTRÓNICOS... ESTA ECUACIÓN LLAMADA DE ONDA DE SCHRÖDINGER, EXISTE PARA SER RESUELTA DE CUATRO CONJUNTOS DE VALORES NUMÉRICOS DENOMINADOS NÚMEROS CUÁNTICOS:

NÚMEROS CUÁNTICOS

PRIMER NUMERO CUÁNTICO O CUÁNTICO PRINCIPAL "n"

* ESTE NUMERO CUÁNTICO ASUME VALORES SOLO ENTEROS Y POSITIVOS DESDES 1 HASTA INFINITO, PERO EN LOS ÁTOMOS SOLO ES COHERENTE MATEMÁTICAMENTE DESDE 1 HASTA 7 ($n=1$; $n=2$; $n=3$; $n=4$; $n=5$; $n=6$; $n=7$).

* SI INTRODUCIMOS $n=1$ EN LA ECUACIONES DE ONDA, OBTENDREMOS LA ENERGÍA PERMITIDA PARA EL PRIMER NIVEL DE ÁTOMO... SI INTRODUCIMOS $n=2$ OBTENDREMOS LA ENERGÍA DEL SEGUNDO NIVEL Y ASÍ SUCESIVAMENTE.

SEGUNDO NUMERO CUÁNTICO: SECUNDARIO; AZIMUTAL O DEL MOMENTO ANGULAR DEL ELECTRON "L"

* ESTE NUMERO CUÁNTICO NOS DÁ LAS DIVISIONES ENERGÉTICAS DE CADA UNO DE LOS NIVELES, ES DECIR EN CUANTOS SUBNIVELES DE ENERGÍA ES POSIBLE SUBDIVIDIR A CADA NIVEL...

* EL NUMERO CUÁNTICO SECUNDARIO ASUME SOLO CUATRO VALORES NUMÉRICOS POSIBLES ASOCIÁNDOLE TAMBIÉN UNA LETRA PARA IDENTIFICARLO Y DIFERENCIARLO DEL RESTO: $L=0$ (s); $L=1$ (p); $L=2$ (d); $L=3$ (f).

* ESTE NUMERO CUÁNTICO NOS DA TAMBIÉN INFORMACIÓN SOBRE LA FORMA GEOMÉTRICA DE LOS ORBITALES DE CADA SUBNIVEL: ASÍ POR EJEMPLO, LOS ORBITALES DEL SUBNIVEL "s" SON ESFÉRICOS; LOS ORBITALES DEL SUBNIVEL "p" SON BILOBULARES...

TERCER NUMERO CUANTICO DEL MOMENTO "m"

* ESTE NUMERO CUÁNTICO NOS DARÁ LAS SUBDIVISIONES ENERGÉTICAS DE CADA SUBNIVEL; ESTO IMPLICA QUE OBTENDREMOS CUANTOS ORBITALES SON POSIBLES DENTRO DE CADA SUBNIVEL, ASÍ POR EJEMPLO:

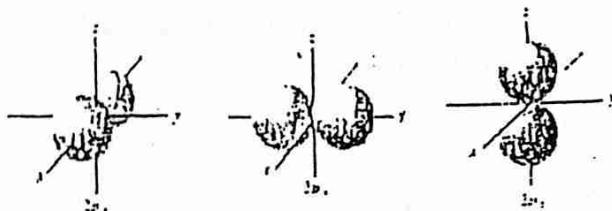
* EL SUBNIVEL "s" SOLO TIENE UN ORBITAL CON UN MÁXIMO DE DOS ELECTRONES.

* EL SUBNIVEL "p" PRESENTA TRES ORBITALES CON UN MÁXIMO DE SEIS ELECTRONES.

* EL SUBNIVEL "d" TIENE CINCO ORBITALES CON UN MÁXIMO DE DIEZ ELECTRONES.

* EL SUBNIVEL "f" TIENE SIETE ORBITALES CON CATORCE ELECTRONES MÁXIMOS.

* EL TERCER NUMERO CUÁNTICO TAMBIÉN NOS DA INFORMACIÓN SOBRE LA ORIENTACIÓN ESPACIAL DE LOS ORBITALES. POR EJEMPLO, EN EL SUBNIVEL "p" LOS TRES ORBITALES ESTÁN CADA UNO EN UN EJE IMAGINARIO DEL ESPACIO, CON IDÉNTICA ENERGÍA ENTRE SI POR ESTAR A IGUAL DISTANCIA DEL NÚCLEO.



CUARTO NUMERO CUANTICO DEL SPIN "m (s)"

* LA TEORIA ELECTROMAGNETICA DEL MAXWELL NOS DICE QUE "TODA PARTICULA CARGADA GIRANDO SOBRE SU PROPIO EJE GENERA CAMPOS MAGNETICOS CON UNA DETERMINADA POLARIDAD SEGUN EL SENTIDO DE GIRO".

* EL ELECTRON ES UNA PARTICULA QUE LLEVA ASOCIADO UN MOVIMIENTO DE TRASLACION ALREDEDOR DEL NUCLEO, PERO TAMBIEN UNO DE ROTACION SOBRE SU PROPIO EJE; ESTA ROTACION IMPLICA UNA MEDIA VUELTA EN SENTIDO HORARIO Y UNA MEDIA VUELTA ANTIHORARIO POR LO QUE ASUMIRA DOS CAMPOS MAGNETICOS OPUESTOS QUE QUEDAN REPRESENTADOS A TRAVES DEL CUARTO NUMERO CUANTICO DEL SPIN ASUMIENDO LOS VALORES $-1/2$ Y $+1/2$.



* ESTE NUMERO CUANTICO PERMITE ENTENDER COMO PUEDEN COEXISTIR DOS ELECTRONES DENTRO DE UN MISMO ORBITAL A PESAR DE TENER AMBOS IGUAL CARGA ELECTRICA... LA REPULSION ELECTRICA ES CONTRARRESTADA POR LA ACCION SIMULTANEA DE LOS CAMPOS MAGNETICOS OPUESTOS, ES DECIR QUE MIENTRAS UN ELECTRON GIRA MEDIA VUELTA HORARIA (SPIN $-1/2$) EL OTRO ELECTRON ROTTA EN FORMA ANTIHORARIA (SPIN $+1/2$) LO QUE PERMITE COEXISTENCIA MUTUA DENTRO DE UNA MINIMA REGION ESPACIAL...

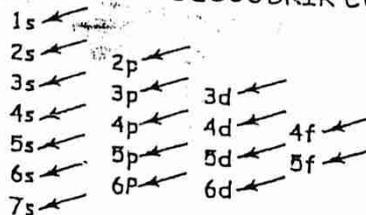
* ESTO FUE ENUNCIADO POR PAULI EL PRINCIPIO DE EXCLUSION QUE NOS DICE QUE "ES IMPOSIBLE QUE DENTRO DE UN ATOMO EXISTAN DOS ELECTRONES CON LOS CUATRO NUMEROS CUANTICOS IDENTICOS"...

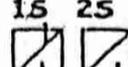
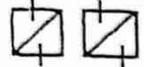
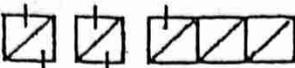
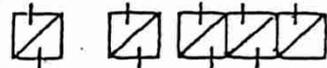
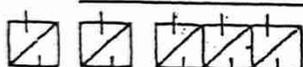
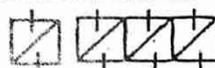
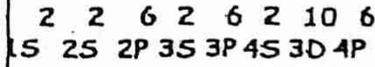
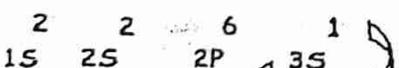
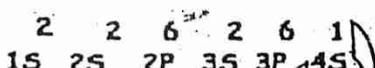
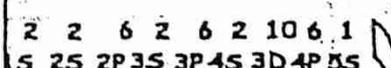
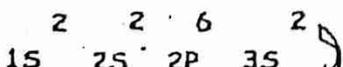
* ESTO IMPLICA QUE DOS ELECTRONES PUEDEN ESTAR DENTRO DEL MISMO NIVEL; EN EL MISMO SUBNIVEL Y EN IDENTICO ORBITAL... PERO NECESARIAMENTE DEBERAN ASUMIR DISTINTO VALORES PARA COEXISTIR... PERO IMPLICA QUE PUEDEN TENER IDENTICOS LOS TRES PRIMÉROS NUMEROS CUANTICOS, PERO DEBEN DIFERENCIARSE EN EL CUARTO NUMERO CUANTICO...

DISTRIBUCION ELECTRONICA O DISTRIBUCION CUANTICA PRINCIPIO DE LA MINIMA ENERGIA: REGLA DE SIMMONS

* EN CUALQUIER ATOMO, LOS ELECTRONES SE VAN DISTRIBUYENDO DE MANERA TAL DE IR COMPLETANDO EN PRIMERA INSTANCIA AQUELLOS ORBITALES QUE SEAN LOS DE MENOR ENERGIA ES DECIR LOS QUE SE ENCUENTRAN MAS PROXIMOS AL NUCLEO CON LA FINALIDAD DE ASESORAR LA MAXIMA ESTABILIDAD...

* EXISTE UNA REGLA MUY SIMPLE PARA DEDUCIR RAPIDAMENTE LA SECUENCIA CORRECTA DE COMPLETAMIENTO DE LOS ORBITALES EN CUALQUIER ATOMO Y SE DENOMINA REGLA DE SIMMONS, DEBIENDO SEGUIR LA FLECHA PARA DESCUBRIR CUAL ES EL PROXIMO ORBITAL A OCUPAR...



<p>HIDRÓGENO 1 protón 1 electrón</p> <p>1</p> <p>1S</p> 	<p>HELIO 2 protones 2 electrones</p> <p>2</p> <p>1S</p> 	<p>LITIO 3 protones 3 electrones</p> <p>2 1</p> <p>1S 2S</p> 
<p>BERILIO 4 protones 4 electrones</p> <p>2 2</p> <p>1S 2S</p> 	<p>BORO 5 protones 5 electrones</p> <p>2 2 1</p> <p>1S 2S 2P</p> 	<p>CARBONO 6 protones 6 electrones</p> <p>2 2 2</p> <p>1S 2S 2P</p> 
<p>NITRÓGENO 7 protones 7 electrones</p> <p>2 2 3</p> <p>1S 2S 2P</p> 	<p>OXÍGENO 8 protones 8 electrones</p> <p>2 2 4</p> <p>1S 2S 2P</p> 	<p>FLÚOR 9 protones 9 electrones</p> <p>2 2 5</p> <p>1S 2S 2P</p> 
<p>NEÓN 10 protones 10 electrones</p> <p>2 2 6</p> <p>1S 2S 2P</p> 	<p>ARGÓN 18 protones 18 electrones</p> <p>2 2 6 2 6</p> <p>1S 2S 2P 3S 3P</p> 	<p>KRIPTÓN 36 protones 36 electrones</p> <p>2 2 6 2 6 2 10 6</p> <p>1S 2S 2P 3S 3P 4S 3D 4P</p> 
<p>SODIO 11 protones 11 electrones</p> <p>2 2 6 1</p> <p>1S 2S 2P 3S</p> <p>período 3 grupo IA</p> 	<p>POTASIO 19 protones 19 electrones</p> <p>2 2 6 2 6 1</p> <p>1S 2S 2P 3S 3P 4S</p> <p>período 4 grupo IA</p> 	<p>RUBIDIO 37 protones 37 electrones</p> <p>2 2 6 2 6 2 10 6 1</p> <p>1S 2S 2P 3S 3P 4S 3D 4P 5S</p> <p>período 5 grupo IA</p> 
<p>MAGNESIO 12 protones 12 electrones</p> <p>2 2 6 2</p> <p>1S 2S 2P 3S</p> <p>período 3 grupo IIA</p> 	<p>ALUMINIO 13 protones 13 electrones</p> <p>2 2 6 2 1</p> <p>1S 2S 2P 3S 3P</p> <p>período 3 (2 + 1 = grupo IIIA)</p> 	

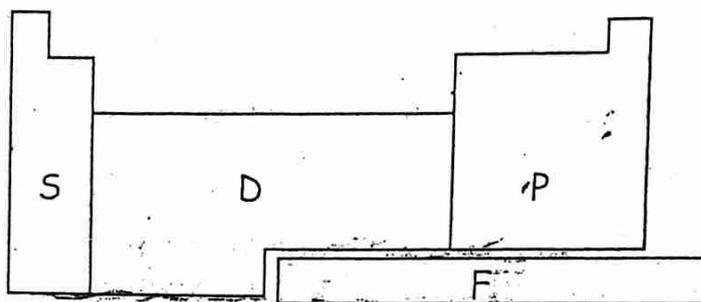
DISTRIBUCIÓN ELECTRÓNICA Y TABLA PERIÓDICA

1) EN LA TABLA PERIÓDICA MODERNA DE MENDELEYEV - MOSELEY LOS ELEMENTOS SE ORDENAN SEGÚN SU NUMERO ATÓMICO "Z" CRECIENTE. ES DECIR DE ACUERDO AL NUMERO CRECIENTE DE PROTONES EXISTENTES EN UN NÚCLEO... ESTO SIGNIFICA QUE EL NUMERO DE CASILLEROS INDICARA CUANTOS PROTONES TIENE ESE ELEMENTO DENTRO DE SU NÚCLEO, POR E

- * EL HIDROGENO OCUPA EL CASILLERO N° 1 POR TENER SOLO UN PROTÓN.
- * EL SODIO OCUPA EL CASILLERO N° 11 POR TENER 11 PROTONES EN TOTAL.
- * EL CALCIO OCUPA EL CASILLERO N° 20 POR TENER 20 PROTONES EN TOTAL.

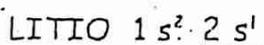
2) LA TABLA PERIÓDICA SE DISTRIBUYE EN CUATRO ELEMENTOS DE BLOQUES DE ELEMENTOS DENOMINADOS S; P; D; F SEGÚN EL ULTIMO ORBITAL OCUPADO POR EL ELEMENTO:

- * BLOQUES S Y P (ELEMENTOS REPRESENTATIVOS).
- * BLOQUE D (ELEMENTOS O METALES DE TRANSICIÓN).
- * BLOQUE F (ELEMENTOS O METALES DE TRANSICIÓN INTERNA).

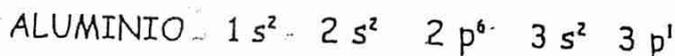
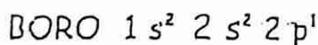


EN LA TABLA PERIÓDICA LOS ELEMENTOS FORMAN PARTE DE LAS LLAMADAS COLUMNAS O GRUPOS, QUE CONSTITUYEN UNA FAMILIA DE ELEMENTOS CON PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS SIMILARES... PARA LOS ELEMENTOS REPRESENTATIVOS DE LOS BLOQUES "S" Y "P" SE CUMPLEN QUE EL NUMERO DE GRUPO ES COINCIDENTE CON EL NUMERO ELECTRONES PRESENTES EN EL ULTIMO NIVEL DE ENERGÍA; ASI POR EJEMPLO:

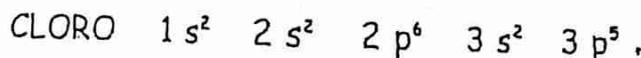
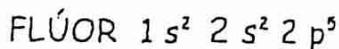
A) TODOS LOS ELEMENTOS DEL GRUPO I A TIENEN UN SOLO ELECTRÓN EN SU CAPA DE VALENCIA:



B) TODOS LOS ELEMENTOS DEL GRUPO III A TIENEN EN SU ULTIMO NIVEL DE ENERGÍA TRES ELECTRONES:

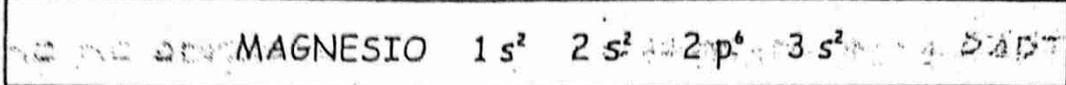


C) TODOS LOS ELEMENTOS DEL GRUPO VII A TIENEN SIETE ELECTRONES EN EL ULTIMO NIVEL DE ENERGÍA:

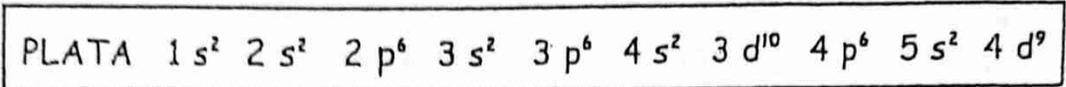


EL ORDENAMIENTO HORIZONTAL QUE REPRESENTAN LOS ELEMENTOS SE DENOMINAN PERÍODOS SIENDO EN TOTAL, YA QUE EL NUMERO DE PERIODOS NOS INDICA "CUANTOS NIVELES OCUPADOS CON ELECTRONES TIENE EL ELEMENTO QUE FORMA PARTE DE EL, "ES DECIR QUE EL NÚMERO DE PERÍODO "NOS INDICA CUANTOS NIVELES UTILIZÓ ESE ATOMO PARA DISTRIBUIR TODOS SUS ELECTRONES" ASI POR EJEMPLO:

A) TODOS LOS ELEMENTOS DEL TERCER PERIODO, DESDE EL SODIO HASTA EL ARGON HAN DISTRIBUIDO TODOS SUS ELECTRONES EN SOLO TRES NIVELES DE LOS SIETE POSIBLES... POR EJEMPLO:

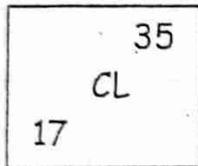


B) TODOS LOS ELEMENTOS DEL PERIODO CINCO, HAN EMPLEADO CINCO NIVELES DE ENERGIA PARA DISTRIBUIR EL TOTAL DE SUS ELECTRONES, POR EJEMPLO:



* NORMALMENTE ES POSIBLE ENCONTRAR REPRESENTADO EL SIMBOLO DEL ELEMENTO CON DOS VALORES NUMERICOS EN FORMA DE UN SUPRAINDICE CON LA FINALIDAD DE INDICAR COMO ESTA CONSTITUIDO SU NUCLEO, ES DECIR CUANTOS PROTONES Y NEUTRONES ENCONTRAMOS EN SU INTERIOR.

TOMEMOS COMO EJEMPLO EL CLORO (z=17)



ESTE VALOR SE DENOMINA NUMERO MASICO Y SE REPRESENTA CON LA LETRA "A" ES LA SUMA DE PROTONES MAS NEUTRONES.

ESTE NUMERO SE DENOMINA NUMERO ATOMICO (Z) Y ES EL NÚMERO DE PROTONES QUE TIENE EL NÚCLEO.

OBVIAMENTE LA RESTA ENTRE "A" Y "Z" NOS DARA EL NUMERO DE NEUTRONES PRESENTES EN ESE NUCLEO.

$$A - Z = N^{\circ} \text{ DE NEUTRONES}$$

$$35 - 17 = 18 \text{ NEUTRONES}$$

VEAMOS QUE SUCEDE SI COMPARAMOS VARIOS ÁTOMOS DE CLORO ENTRE SI...

	$\begin{matrix} 35 \\ \text{CL} \\ 17 \end{matrix}$	$\begin{matrix} 36 \\ \text{CL} \\ 17 \end{matrix}$	$\begin{matrix} 37 \\ \text{CL} \\ 17 \end{matrix}$
PROTONES	17	17	17
NEUTRONES	18	19	20
ELECTRONES	17	17	17

Los tres átomos de cloro tienen el mismo número de protones, pero difieren en el número de neutrones por lo que sus pesos son diferentes; esto nos permite entender a los isótopos, es decir átomos de un mismo elemento que tienen idénticos números atómicos y distintos números másicos. Los isótopos tienen iguales propiedades químicas pero diferentes propiedades físicas

* EN LA TABLA PERIÓDICA SE SEÑALA TAMBIÉN EL PESO ATÓMICO RELATIVO DE CADA ELEMENTO, ES DECIR CUANTAS VECES ESE ELEMENTO ES MAS PESADO QUE EL HIDROGENO O LA UNIDAD DE MASA ATÓMICA... (P.A.R. x ABUNDANCIA) + (P.A.R. x ABUNDANCIA)

* YA HEMOS DICHO QUE EL PESO DE LOS ÁTOMOS ES CONSIDERADO COMO EL PESO TOTAL DE SU NÚCLEO, SIN CONSIDERAR A SUS ELECTRONES, POR LO QUE EL PESO DE CADA ELEMENTO SERÁ LA SUMATORIA DE LOS PESOS DE PROTONES MAS NEUTRONES (NUCLEONES)...

* NORMALMENTE ESTOS PESOS NO SON VALORES ENTEROS SINO CON DECIMALES YA QUE POR CONVENCION SE TOMA EL PESO PROMEDIO DE TODOS LOS ISÓTOPOS MAS ABUNDANTES DE CADA ELEMENTO PRESENTES EN LA NATURALEZA.

* LA ECUACION TOMADA POR CONVENCION IMPLICA LA SUMATORIA DE LOS PRODUCTOS DE LA ABUNDANCIA POR EL PESO DEL ISÓTOPO:

$$\text{PESO ATÓMICO RELATIVO} = \frac{(\text{P.A.R.} \times \text{ABUNDANCIA}) + (\text{P.A.R.} \times \text{ABUNDANCIA})}{100 \%}$$

TOMEMOS POR EJEMPLO AL CLORO.

	35	36	37
	CL	CL	CL
	17	17	17
ABUNDANCIA	65%	20%	15%

$$\text{PESO ATÓMICO RELATIVO} = \frac{(35 \times 65 \%) + (36 \times 20 \%) + (37 \times 15 \%)}{100 \%}$$

$$\text{PESO ATÓMICO RELATIVO} = 35,5 \text{ u.m.a.}$$

LOS ISOBAROS SON ÁTOMOS DE DIFERENTES ELEMENTOS QUE TIENE IDENTICO NUMERO MÁSICO Y DISTINTO NUMERO ATÓMICO DIFIEREN ENTRE SI EN LAS PROPIEDADES TANTO FÍSICAS COMO QUÍMICAS...

14
C
6

CONCEPTO DE VALENCIA - NÚMERO DE OXIDACION

* EN LA NATURALEZA EXISTE SOLO UN ÚNICO CONJUNTO DE ÁTOMOS QUE PRESENTAN REACTIVIDAD QUÍMICA NULA Y UNA MUY ELEVADA ESTABILIDAD QUÍMICA... ESTE CONJUNTO DE ÁTOMOS SON LOS DENOMINADOS GASES NOBLES O INERTES QUE SE ENCUENTRAN UBICADOS EN EL GRUPO VIII A DE LA TABLA PERIÓDICA, ÉSTO ES:

HELIO; NEON; ARGON; KRIPTON; XENON; RADON

* LA EXPLICACION A LA NO REACTIVIDAD QUÍMICA DE ESTOS GASES RADICA EN EL HECHO DE QUE PRESENTAN SU ULTIMO NIVEL DE ENERGÍA COMPLETO CON OCHO ELECTRONES; ES DECIR QUE TIENEN TODOS SUS ORBITALES APAREADOS EN LA CAPA DE VALENCIA, POR LO QUE NO REACCIONARAN CON OTROS ÁTOMOS PUESTO QUE NO NECESITAN NI TOMAR NI PERDER ELECTRONES PARA ADQUIRIR CAPA COMPLETA...

* ESTO IMPLICA ENTONCES QUE TODOS LOS RESTANTES ÁTOMOS DE LA NATURALEZA SERAN INESTABLES, TENDIENDO A TOMAR O A CEDER TANTOS ELECTRONES HASTA COMPLETAR CON OCHO SU ULTIMO NIVEL DE ENERGÍA (REGLA DE OCTETO ELECTRÓNICO).

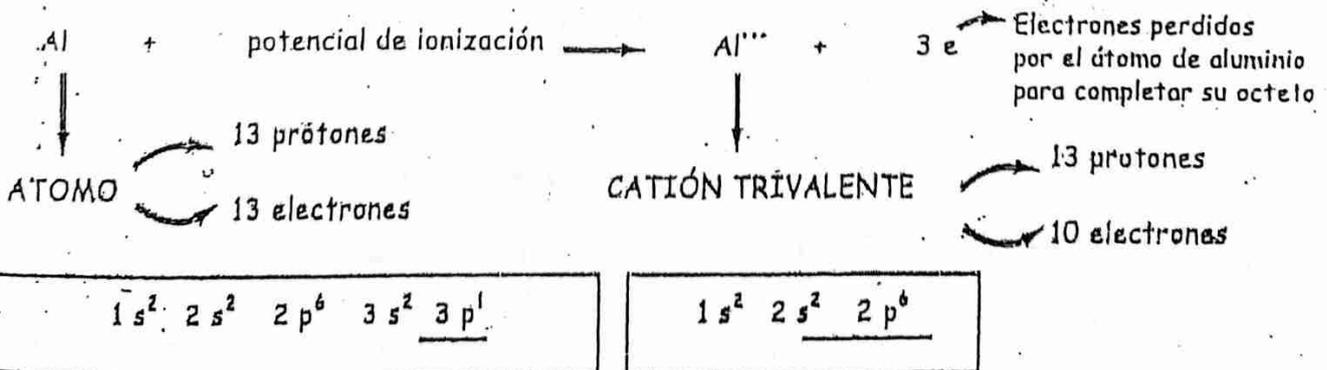
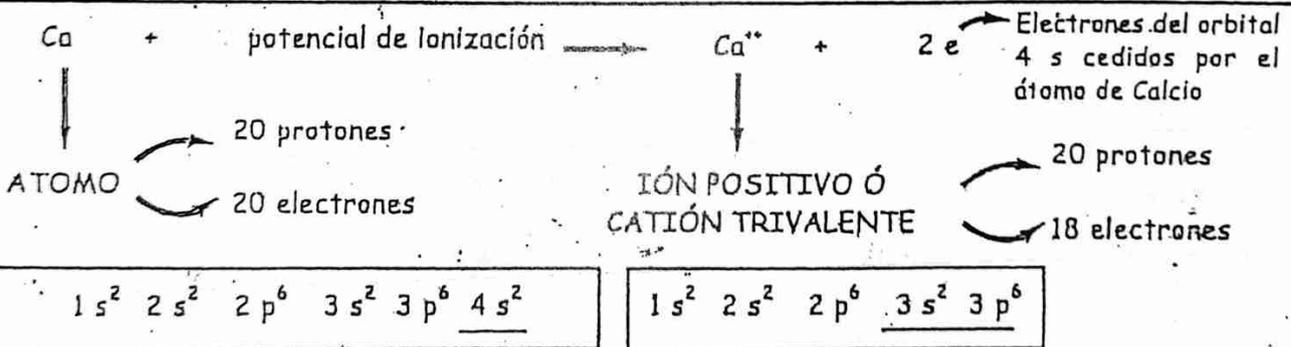
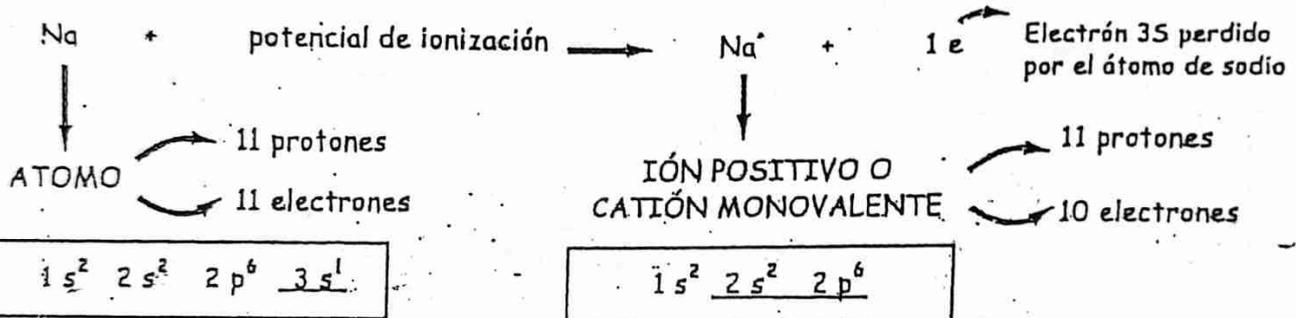
ESTÉ CONCEPTO QUÍMICO PERMITE ENUNCIAR LOS CONCEPTOS DE VALENCIA Y DE ESTADO O NÚMERO DE OXIDACIÓN:

LA VALENCIA NOS INDICA CUANTOS ELECTRONES NECESITA PERDER O TOMAR UN ÁTOMO HASTA COMPLETAR CON OCHO ELECTRONES SU ÚLTIMO NIVEL DE ENERGÍA.

NO OBTANTE, ESTE CONCEPTO DE VALENCIA NO ES DE MUCHA UTILIDAD Y TIENDE A SER DEJADO DE EMPLEAR, YA QUE NO NOS INDICA REALMENTE QUE HACE EL ATOMO CON ESOS ELECTRONES, ES DECIR SI LOS OMA O LOS CEDE... POR TAL CAUSA SE DEFINIO UN CONCEPTO MAS COMPLETO DENOMINADO, ESTADO O NÚMERO DE OXIDACION:

EL ESTADO DE OXIDACIÓN ES UN NÚMERO QUE TIENDE A COINCIDIR CON LA VALENCIA PERO LLEVA ASOCIADO UN SIGNO:

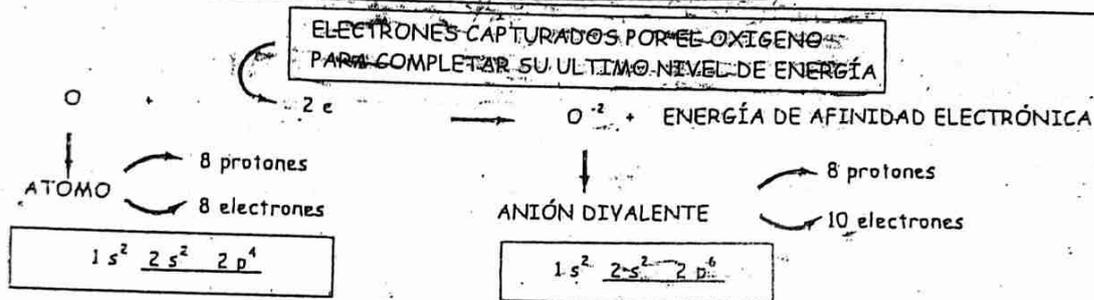
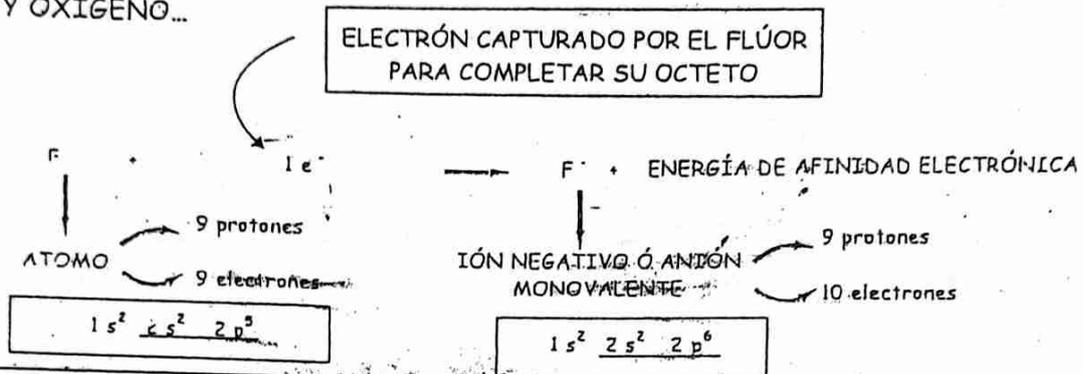
- * POSITIVO SI EL ÁTOMO CEDE ELECTRONES
- * NEGATIVOS SI EL ÁTOMO TOMA ELECTRONES



OBSERVANDO ESTOS TRES EJEMPLOS, PODEMOS CONCRETAR QUE AL IGUAL QUE EL SODIO Y EL CALCIO; ALUMINIO, TODOS LOS METALES TIENDEN CASI EXCLUSIVAMENTE A PERDER ELECTRONES, ES DECIR QUE TIENDEN A OXIDARSE ADOPTANDO ESTADOS DE OXIDACIÓN POSITIVOS. PODEMOS GENERALIZAR QUE PARA LOS METALES REPRESENTATIVOS SUS VALENCIAS Y NÚMEROS DE OXIDACIÓN SERÁN IDÉNTICOS A SU NUMERO DE GRUPO O AL NUMERO DE GRUPO MENOS DOS UNIDADES, ASÍ POR EJEMPLO:

- * TODOS LOS METALES DEL GRUPO IA TIENEN VALENCIA 1 Y N° DE OXIDACIÓN +1
- * TODOS LOS METALES DEL GRUPO IIA TIENEN VALENCIA 2 Y N° DE OXIDACIÓN +2
- * TODOS LOS METALES DEL GRUPO IIIA TIENEN VALENCIAS 3 Y 1 Y NÚMEROS DE OXIDACIÓN +3 Y +1
- * TODOS LOS METALES DEL GRUPO VIA, TENDRÁN VALENCIAS 6; 4; 2 Y NÚMEROS DE OXIDACIÓN +6; +4; +2

* VEAMOS QUE SUCEDE CON LOS NO METALES... TOMEMOS EL CASO DEL FLÚOR Y OXIGENO...



* SEGÚN VEMOS LOS NO METALES TIENEN LA TENDENCIA OPUESTA A LA DE LOS METALES, DECIR QUE SE ESTABILIZAN TOMANDO ELECTRONES PARA COMPLETAR SU OCTETO, POR LO QUE SE REDUCEN QUÍMICAMENTE DISMINUYENDO SU NÚMERO DE OXIDACIÓN...

* GENERALIZANDO PODEMOS DECIR QUE ES MUY SIMPLE DEDUCIR EL ESTADO DE OXIDACIÓN NEGATIVO DE LOS NO METALES, YA QUE SI ASUMIMOS QUE TOMAN TANTOS ELECTRONES HASTA QUEDAR CON OCHO EN SU ÚLTIMO NIVEL ENTONCES SOLO DEBEMOS RESTAR AL NÚMERO DE GRUPO 8 UNIDADES Y EL RESULTADO SERÁ EL ESTADO DE OXIDACIÓN BUSCADO: ASÍ POR EJEMPLO:

* OXIGENO Y AZUFRE POR ESTAR EN EL GRUPO VIA TIENEN ESTADO DE OXIDACIÓN -2 (6-8)

* NITRÓGENO Y FOSFORO POR ESTAR EN EL GRUPO VA TIENE N° DE OXIDACIÓN -3 (5-8= -3)

* FLÚOR; CLORO; BROMO Y ASTATO POR ESTAR EN EL GRUPO VIIA N° DE OXIDACIÓN -1 (7-8)

* NO OBSTANTE LOS NO METALES PUEDEN ASUMIR LA DOBLE POSIBILIDAD, ES DECIR:

· TOMAR ELECTRONES CUANDO REACCIONAN CON ÁTOMOS MENOS ELECTRONEGATIVOS, COMO POR EJEMPLO CON LOS METALES...

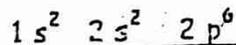
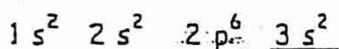
· O PERDER ELECTRONES SI REACCIONAN CON OTROS NO METALES DE MAYOR ELECTRONEGATIVIDAD... CUANDO DESARROLLEMOS MAS ADELANTE EN LA TABLA PERIÓDICA LAS PROPIEDADES ATÓMICAS VEREMOS QUE EL OXIGENO ES MAS ELECTRONEGATIVO QUE EL AZUFRE, POR LO TANTO ESTE ÚLTIMO LE CEDERÁ ELECTRONES AL PRIMERO... ¿COMO SABER CUANTOS ELECTRONES PERDERÁ EL AZUFRE? MUY FÁCIL, TAL COMO HICIMOS CON LOS METALES... TOMAMOS SU NUMERO DE GRUPO Y VAMOS RESTANDO DE A DOS UNIDADES (+6, +4, +2)...

· DE HABER SIDO EL NITRÓGENO EL QUE REACCIONABA CON EL OXIGENO PERDERÍA 5; 3; O 1 ELECTRÓN (+5; +3; +1) POR ESTAR EN EL GRUPO VA...

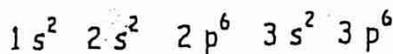
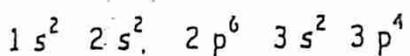
· DE HABER SIDO EL CLORO; EL BROMO O EL YODO, CEDERÍAN 7; 5; 3 O 1 ELECTRÓN (Nº DE OXIDACIÓN: +7; +5; +3; +1) POR ESTAR EN EL GRUPO VIIA...

· LA EXCEPCIÓN A LA REGLA LA CONSTITUYEN FLÚOR Y OXIGENO, YA QUE NO TIENDEN A TOMAR ESTADOS DE OXIDACIÓN POSITIVOS POR SER LOS ELEMENTOS DE MAYOR ELECTRONEGATIVIDAD... SU TENDENCIA ES SOLO TOMAR ELECTRONES, NUNCA CEDERLOS... POR TAL CAUSA, EL FLÚOR TIENE ESTADO DE OXIDACIÓN (-1) Y EL OXIGENO PRINCIPALMENTE (-2)...

PROCESOS REDOX - OXIDACIÓN - REDUCCIÓN



EL AZUFRE CAPTURA LOS DOS ELECTRONES PERDIDOS POR EL MAGNESIO Y SE REDUCE.



OBSERVANDO ESTA REACCIÓN QUÍMICA EN DONDE EL MAGNESIO HA TRANSFERIDO DOS DE SUS ELECTRONES AL AZUFRE, PODEMOS INTERPRETAR UN PROCESO REDOX:

PODEMOS DECIR QUE EL MAGNESIO SE HA OXIDADO PORQUE:

- PERDIÓ ELECTRONES
- AUMENTO SU NUMERO DE OXIDACIÓN (paso de cero a +2)
- ES UN AGENTE REDUCTOR (ya que obligo al azufre a reducirse)

A SU VEZ EL AZUFRE SE HA REDUCIDO QUÍMICAMENTE PORQUE:

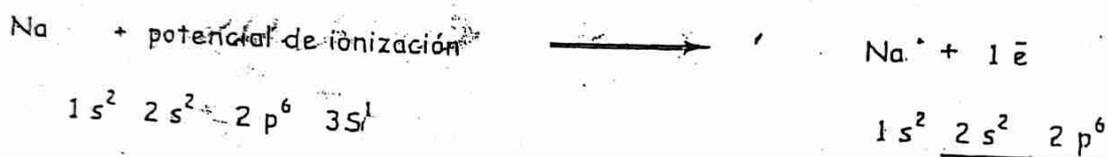
- TOMO ELECTRONES
- REDUJO SU NUMERO DE OXIDACIÓN (paso de cero a -2)
- ES UN AGENTE OXIDANTE (ya que obligo al magnesio a oxidarse)

VARIACIONES PERIÓDICAS EN LAS PROPIEDADES DE LOS ÁTOMOS

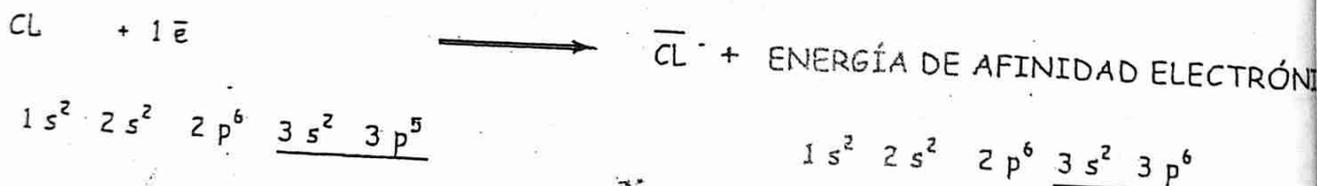
* EL OBJETIVO DE ORDENAR A LOS ELEMENTOS EN COLUMNAS O GRUPOS Y EN HILERAS O PERIODOS, FUE AGRUPAR AQUELLOS ELEMENTOS QUE REPRESENTABAN PROPIEDADES FÍSICO QUÍMICAS SIMILARES; SIEMPRE EN UN GRUPO SE MANIFIESTAN LAS MAYORES SIMILITUDES ALLÍ QUE SE DICE QUE SUS ELEMENTOS FORMAN PARTE DE UNA FAMILIA QUÍMICA... POR EJEMPLO, LOS ELEMENTOS DEL GRUPO VII SE DENOMINAN HALOGENOS... LOS DEL GRUPO VIIIA SON LOS ELEMENTOS DE LA FAMILIA DE LOS GASES INERTES...

* PROCEDEREMOS A ANALIZAR ENTONCES COMO VAN VARIANDO PROGRESIVAMENTE ALGUNAS PROPIEDADES ATÓMICAS TALES COMO RADIO ATÓMICO; ENERGÍA DE IONIZACIÓN; ELECTROAFINIDAD; CARÁCTER METÁLICO Y NO METÁLICO; AFINIDAD ELECTRÓNICA...

* COMENZAREMOS ANALIZANDO LOS CONCEPTOS DE POTENCIAL DE IONIZACIÓN Y AFINIDAD ELECTRÓNICA:



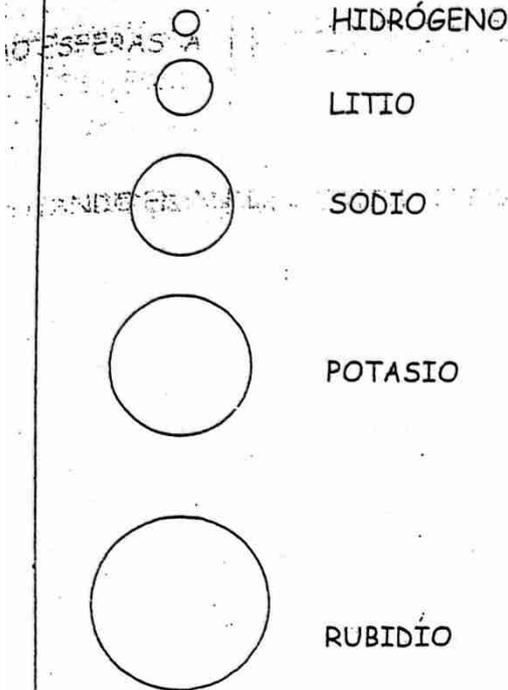
LA ENERGÍA O POTENCIAL DE IONIZACIÓN ES LA MÍNIMA ENERGÍA QUE HAY QUE ENTREGARLE A UN ÁTOMO GASEOSO PARA EXTRAERLE UN ELECTRÓN... EN EL CASO DEL SODIO EL ELECTRÓN 3S ES ELIMINADO DEL ÁTOMO YA QUE SE LE ENTREGA ENERGÍA SUFICIENTE COMO PARA PROMOVERLO A DISTANCIAS MAYORES A LA DEL SÉPTIMO NIVEL...



LA ENERGÍA DE AFINIDAD ELECTRÓNICA ES LA ENERGÍA QUE SE LIBERA CUANDO UN ÁTOMO GASEOSO CAPTURA UN ELECTRÓN PARA COMPLETAR SU ÚLTIMO NIVEL DE ENERGÍA... EL CLORO POR EJEMPLO, CAPTURA UN ELECTRÓN, ADQUIERE LA CONFIGURACIÓN DE NEÓN COMPLETA INCREMENTANDO SU ESTABILIDAD POR LO QUE DISMINUYE SU ENERGÍA TOTAL... EL EXCEDENTE SE LIBERA AL EXTERIOR EN FORMA DE ENERGÍA DENOMINADA DE AFINIDAD ELECTRÓNICA...

VARIACIONES PERIÓDICAS EN LOS GRUPOS

GRUPO IA



RADIO Y TAMAÑO ATÓMICO

SI CONSIDERAMOS A LOS ÁTOMOS COMO ESFERAS, A MEDIDA QUE DESCENDEMOS EN UN GRUPO, ES DECIR A MEDIDA QUE VA INCREMENTÁNDOSE EL NÚMERO ATÓMICO, VA CRECIENDO EL NÚMERO DE NIVELES DE ENERGÍA, RAZÓN POR LA CUAL IRA AUMENTANDO EL RADIO Y EL TAMAÑO ATÓMICO...

ESTO SUCEDE EN TODOS LOS GRUPOS DE LA TABLA PERIÓDICA, POR EJEMPLO, EN EL GRUPO IA EL POTASIO SERA DE MAYOR TAMAÑO QUE EL SODIO, YA QUE EL PRIMERO PRESENTA CUATRO NIVELES DE ENERGÍA Y EL SODIO TAN SOLO TRES...

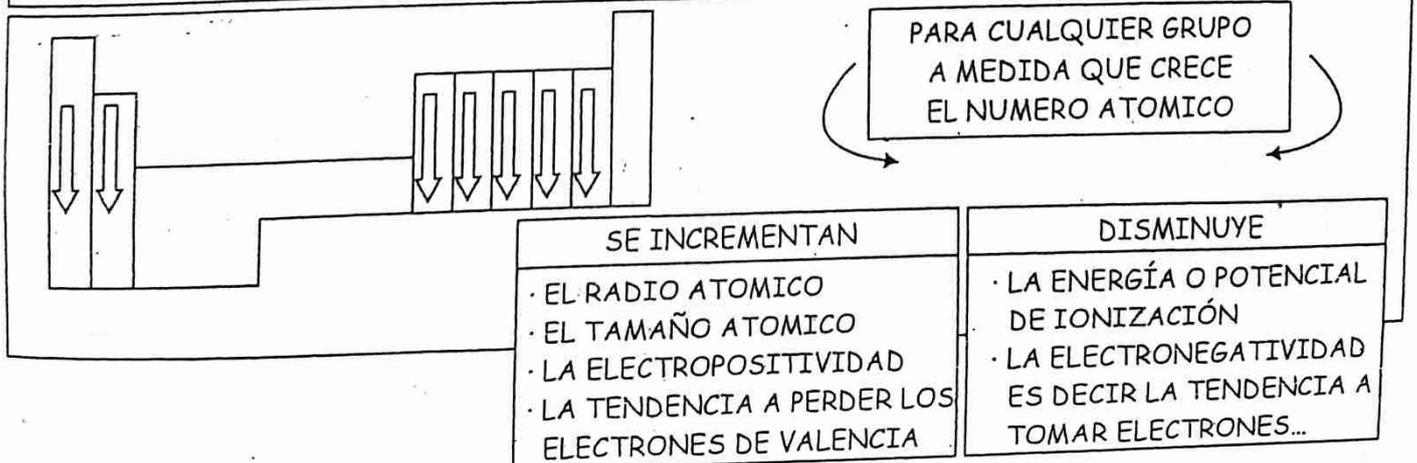
PODEMOS GENERALIZAR ENTONCES QUE EN CUALQUIER GRUPO, LOS ELEMENTOS MAS PEQUEÑOS ESTÁN ARRIBA Y LOS DE MAYOR TAMAÑO ESTÁN ABAJO... A MEDIDA QUE CRECE EL NÚMERO ATÓMICO "Z" CRECE TAMBIÉN EL TAMAÑO ATÓMICO.

POTENCIAL DE IONIZACIÓN Y CARÁCTER METÁLICO

EL CONCEPTO ANTERIOR DE CÓMO VA VARIANDO EL TAMAÑO ATÓMICO, NOS PERMITIRÁ COMPRENDER FÁCILMENTE QUE EL POTENCIAL DE IONIZACIÓN VA DISMINUYENDO DE ARRIBA HACIA ABAJO EN EL GRUPO YA QUE A MEDIDA QUE CRECE EL TAMAÑO DEL ÁTOMO LOS ELECTRONES DEL ÚLTIMO NIVEL DE ENERGÍA SE VAN ALEJANDO CADA VEZ MAS DEL NÚCLEO, POR LO QUE IRA DISMINUYENDO LA ATRACCIÓN ELECTRÓNICA CON ESTE SIENDO ENTONCES CADA VEZ MAS FÁCIL EXPULSAR A UN ELECTRÓN, REQUIRIENDO MENOS ENERGÍA PARA LA IONIZACIÓN...

EN EL EJEMPLO ANTERIOR, EL POTASIO NECESITARA MENOS ENERGÍA QUE EL SODIO PARA PERDER SU ÚLTIMO ELECTRÓN YA QUE EL ELECTRÓN 4s DEL POTASIO ESTA MAS DÉBILMENTE ATRAÍDO QUE EL ELECTRÓN 3s DEL SODIO... POR TAL CAUSA SE DICE QUE EL POTASIO POR SER MAS VOLUMINOSO QUE EL SODIO:

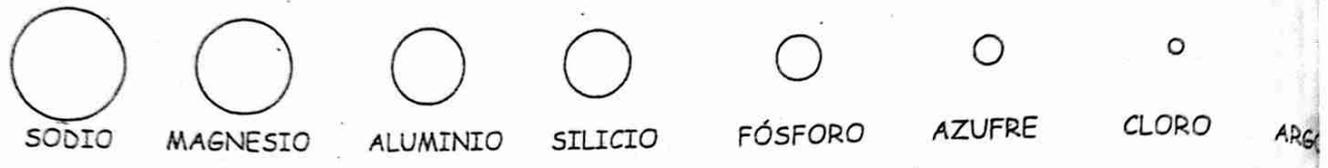
- TENDRÁ MENOR POTENCIAL DE IONIZACIÓN
- MAYOR TENDENCIA A PERDER ELECTRONES (MAYOR ELECTROPOSITIVIDAD)
- Y POR ÉSTO MAYOR CARÁCTER METÁLICO...



VARIACIONES EN LAS PROPIEDADES ATÓMICAS EN LOS PERÍODOS O HILERAS HORIZONTALES

* EN CUALQUIER PERIODO DE LA TABLA PERIÓDICA SE PUEDE GENERALIZAR QUE A MEDIDA QUE VAMOS DE IZQUIERDA A DERECHA, ES DECIR A MEDIDA QUE AUMENTA EL NUMERO ATÓMICO EL TAMAÑO ATÓMICO VA DISMINUYENDO...

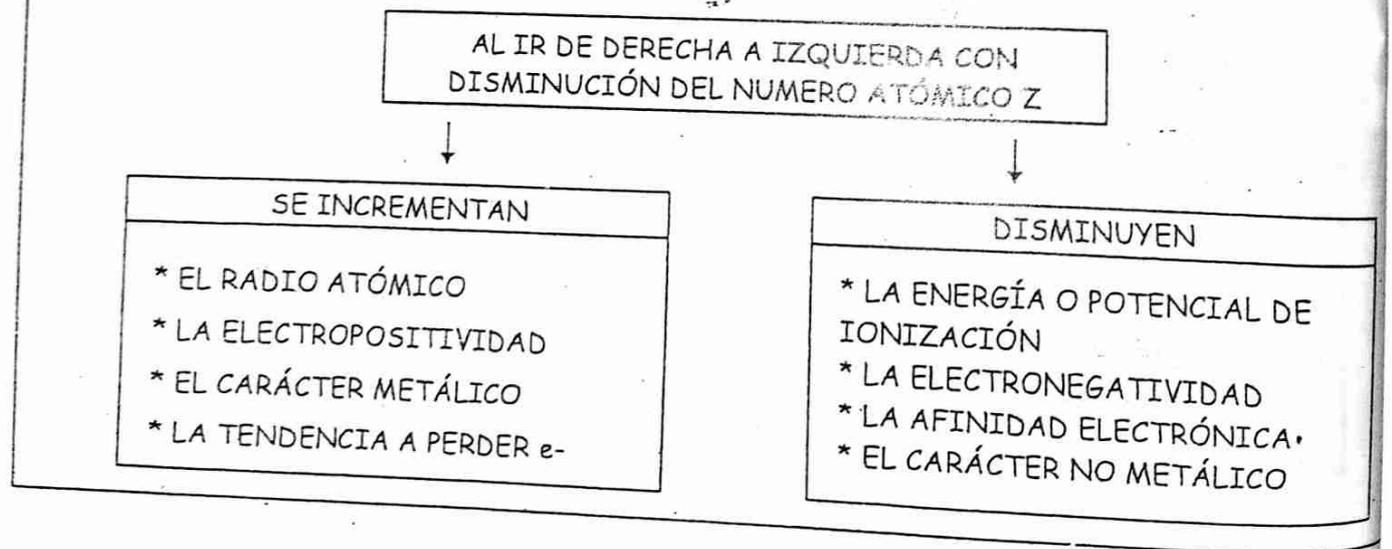
* SI TOMAMOS COMO EJEMPLO A LOS ELEMENTOS DEL PERIODO 3 VEREMOS QUE EL SODIO SERA EL ÁTOMO MAS VOLUMINOSO EN TANTO QUE EL ARGÓN SERA EL MAS PEQUEÑO DE TODOS...



* PARA PODER INTERPRETAR PORQUE DECRECE EL TAMAÑO ATÓMICO DE IZQUIERDA A DERECHA TOMAREMOS COMO EJEMPLOS COMPARATIVOS A LOS ÁTOMOS DE SODIO Y DE CLORO; AMBOS SE ENCUENTRAN EN EL TERCER PERIODO YA QUE UTILIZARON TRES NIVELES DE ENERGÍA PARA DISTRIBUIR EL TOTAL DE SUS ELECTRONES... SIN EMBARGO EN EL NÚCLEO DE CLORO ENCONTRAMOS UN MAYOR NUMERO DE PROTONES QUE EL ÁTOMO DE SODIO... CONCRETAMENTE SON 17 PROTONES QUE TIENE EL CLORO Y SOLO 11 PROTONES LOS QUE PRESENTA EL SODIO, RAZÓN POR LA CUAL:

- * EL NÚCLEO DE CLORO SERA MAS PODEROSO ELÉCTRICAMENTE QUE EL NÚCLEO DE SODIO...
- * PRODUCIRÁ UNA MAYOR ATRACCIÓN ELÉCTRICA GENERANDO UNA CONTRACCIÓN DE LOS TRES NIVELES DE ENERGÍA HACIENDO MAS PEQUEÑO A SU PROPIO ÁTOMO.
- * LA CARGA EFECTIVA NUCLEAR ES MAYOR YA QUE LOS DOS PRIMEROS NIVELES DE ENERGÍA ESTÁN ATRAÍDOS POR 17 PROTONES; EN TANTO QUE EN EL SODIO LOS DOS PRIMEROS NIVELES ESTÁN ATRAÍDOS POR SOLO 11 PROTONES...

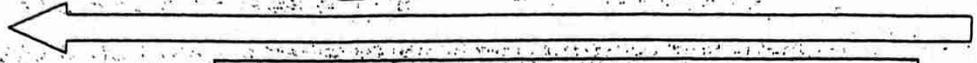
PODEMOS GENERALIZAR ENTONCES QUE PARA LOS PERIODOS DE DERECHA A IZQUIERDA SE CUMPLIRÁ EL MISMO RAZONAMIENTO QUE REALIZÁRAMOS PARA LOS GRUPOS DE ARRIBA HACIA ABAJO, ES DECIR QUE:



PODEMOS RESUMIR COMO VARIAN LAS PROPIEDADES ATÓMICAS EN GRUPOS Y PERIODOS:

PERÍODOS

GRUPOS



LA FLECHA NOS INDICA QUE EN ESE SENTIDO TANTO PARA GRUPOS COMO PARA PERÍODOS:

VA AUMENTANDO	VA DISMINUYENDO
<ul style="list-style-type: none"> * EL RADIO ATÓMICO * EL TAMAÑO ATÓMICO * LA DISTANCIA ENTRE EL NÚCLEO Y LOS ELECTRONES DE VALENCIA * LA FACILIDAD PARA EXTRAER A ESOS ELECTRONES DEL ÚLTIMO NIVEL * LA ELECTROPOSITIVIDAD: EL CARÁCTER METÁLICO Y LA TENDENCIA A PERDER ELECTRONES. 	<ul style="list-style-type: none"> * LA FUERZA DE ATRACCIÓN ENTRE EL NÚCLEO Y LOS ELECTRONES DEL ÚLTIMO NIVEL DE ENERGÍA * LA ENERGÍA DE IONIZACIÓN * LA ELECTRONEGATIVIDAD * EL CARÁCTER NO METÁLICO * LA ENERGÍA DE AFINIDAD ELECTRÓNICA * LA TENDENCIA A TOMAR ELECTRONES AJENOS

* LOS ELEMENTOS SE PUEDEN CLASIFICAR DE ACUERDO A SUS PROPIEDADES ELÉCTRICAS COMO METALES; SEMIMETALES; Y NO METALES... EN EL SIGUIENTE CUADRO COMPARATIVO VEREMOS LAS DIFERENCIAS ENTRE METALES Y NO METALES:

METALES	NO METALES
A) SE UBICAN EN LA PARTE IZQUIERDA DE LA TABLA PERIÓDICA	A) SE UBICAN EN LA PARTE DERECHA DE LA TABLA PERIÓDICA
B) SON LOS ÁTOMOS MAS VOLUMINOSOS DE SU PERIODO	B) SON LOS ÁTOMOS MAS PEQUEÑOS DE SU PERIODO
C) TIENEN TENDENCIA A PERDER ELECTRONES POR LO QUE SE OXIDAN FORMANDO CATIONES	C) TIENEN TENDENCIA A TOMAR ELECTRONES POR LO QUE SE REDUCEN ORIGINANDO ANIONES
D) FORMAN OXIDO METÁLICOS Y BASES	D) FORMAN ÓXIDOS ÁCIDOS, OXÁCIDO E HIDRÁCIDO
E) TIENE BRILLO	E) NO POSEEN BRILLO
F) SON MALEABLES Y DÚCTILES	F) LOS SÓLIDOS SON QUEBRADIZOS
G) TIENEN BAJAS ENERGÍA DE IONIZACIÓN	G) TIENEN ALTA AFINIDAD Y POTENCIAL DE IONIZACIÓN
H) SON BUENOS CONDUCTORES DEL CALOR Y DE LA ELECTRICIDAD	H) SON MALOS CONDUCTORES DEL CALOR Y DE LA ELECTRICIDAD

GRUPO IIA

METALES ALCALINOS TERREOS

DE CADA PERIODO SON JUNTO A LOS METALES ALCALINOS, LOS ELEMENTOS MAS VOLUMINOSOS; SIN EMBARGO SON MAS PEQUEÑOS QUE LOS DEL GRUPO IA POR TENER UNA CARGA EFECTIVA NUCLEAR MAS GRANDE QUE CONTRAE LEVEMENTE LA NUBE ELECTRONICA... PRESENTANDO TAMBIEN: * BAJO POTENCIAL DE IONIZACION * ELEVADA ELECTROPOSITIVIDAD * ELEVADO CARÁCTER METALICO * REACCIONAN FACILMENTE CON OXIGENO Y CON HALOGENOS * SE OXIDAN FACILMENTE ORIGINANDO CATIONES BIVALENTE (CARGA +2)

GRUPO IA

METALES ALCALINOS

DE CADA PERIODO SON SIEMPRE LOS ATOMOS DE MAYOR TAMAÑO, RAZON POR LA CUAL PIERDEN FACILMENTE EL ELECTRON DEL ULTIMO NIVEL DE ENERGIA... POR TAL CAUSA TIENE: BAJO POTENCIAL DE IONIZACION ALTA ELECTROPOSITIVIDAD ELEVADO CARÁCTER METALICO REACCIONAN EN FORMA MUY VIOLENTA CON EL AGUA; LOS HALOGENOS DEL OXIGENO PRODUCEN ENLACES IONICOS. OXI-

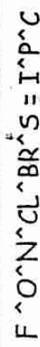
* LOS METALES TIENDEN A SER EN SU PERIODO LOS ATOMOS MAS VOLUMINOSOS RAZON POR LA CUAL SE OXIDAN CON BAJOS POTENCIALES DE OXIDACION * SUS N° DE OXIDACION SON SIEMPRE POSITIVOS YA QUE PIERDEN ELECTRONES * GENERAN CATIONES O IONES POSITIVOS

* LOS NO METALES TIENDEN A SER LOS ATOMOS MAS PEQUEÑOS DE SU PERIODO POR LO QUE TIENDEN A TOMAR ELECTRONES ASUMIENDO LA FORMA DE UN ION NEGATIVO O ANION.

* SON ATOMOS DE ALTO POTENCIAL DE OXIDACION Y ELEVADA AFINIDAD ELECTRONICA...

EL ATOMO DE OXIGENO ES EL QUE LE SIGUE EN ELECTRONEGATIVIDAD AL FLUOR, CON LA TENDENCIA A TOMAR SIEMPRE DOS ELECTRONES, POR LO QUE SU ESTADO DE OXIDACION MAS FRECUENTE ES -2...

PARA LOS NO METALES EL ORDEN DE ELECTRONEGATIVIDAD ES



GRUPO VIIA HALOGENOS

* DE LOS ELEMENTOS QUE REACCIONAN, SON SIEMPRE LOS ATOMOS MAS PEQUEÑOS DE SU PERIODO, RAZON POR LA CUAL SU TENDENCIA ES A TOMAR ELECTRONES.

* COMO NECESITAN TOMAR SOLO UN ELECTRON PARA COMPLETAR SU NIVEL, ASUMEN ESTADOS DE OXIDACION (-1) * EL CLORO; EL BROMO Y EL YODO ASUMEN TAMBIEN ESTADOS DE OXIDACION POSITIVOS +7; +5; +3; +1.

EL FLUOR ES EL ELEMENTO MAS ELECTRONEGATIVO DE LA NATURALEZA POR SER UN ATOMO EXTREMADAMENTE PEQUEÑO QUE PERMITE APROXIMAR ELECTRONES DE OTROS ATOMOS MUY CERCA DE SU NUCLEO. ES POR ESTO QUE TIENDE A REDUCIRSE CAPTANDO 1 ELECTRON ASUMIENDO ESTADO DE OXIDACION (-1) FORMANDO ANIONES MONOVALENTES.

GRUPO VIIIA

GASES RAROS O INERTES POR TENER COMPLETO SU ULTIMO NIVEL DE ENERGIA CON OCHO ELECTRONES NO TIENDEN A DAR REACCIONES QUIMICAS

IA	IIA	IIIA	IVA	VVA	VIA	VIIA	VIIIA	IX	X	XIA	XII	XIII	XIV	XV	XVI	XVII	XVIII																																																																									
H 1	He 2	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18	K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36	Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54	Ba 56	La 57	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 77	Ir 78	Pt 79	Au 80	Hg 81	Tl 83	Pb 84	Bi 85	Po 86	At 87	Rn 88	Fr 89	Ra 90	Ac 91	Th 92	Pa 93	U 94	Np 95	Pu 96	Am 97	Cm 98	Bk 99	Cf 100	Es 101	Fm 102	Mendelevium 103	Nobelium 104	Lutetium 105	Hassium 106	Meitnerium 107	Darmstadtium 108	Roentgenium 109	Oganesson 110

UNIDAD N° 1 MATERIA Y SISTEMAS MATERIALES

INTRODUCCIÓN

Cuando en nuestra mesa de trabajo nos enfrentamos a un aromático queso enriquecido en calcio, un pote de dulce de leche de repostería, una botella de gaseosa dietética, u otro cualquiera que fuera el motivo por el que se nos requiere, se plantea siempre un doble y mutuo desafío. Ha de probar el queso ser realmente enriquecido, y la gaseosa ser en verdad dietética. Pero también nosotros hemos de demostrar ser Técnicos Superiores en Bromatología.

Al margen de los papeles que nos avalen, nuestro único verdadero respaldo será siempre el cabal conocimiento. Nuestra capacidad profesional será lo que nos permita llevar adelante una tarea y progresar en nuestra realización personal a través de la misma. Muchas horas, días y años pasarán en el trabajo, el mayor porcentaje de nuestro tiempo, de modo que si lo hacemos sólo como una necesidad económica, la felicidad nos quedará siempre muy lejos.

~~Esta breve consideración viene al caso siempre que tengamos que encarar algo que, por sencillo que sea, pueda convertirse en un imposible si no lo hacemos con la actitud adecuada. Ese algo serían hoy las ciencias básicas. Matemáticas, Física, y puntualmente la Química en nuestro caso particular.~~

Esta ciencia se ha enriquecido en los últimos doscientos años a un ritmo vertiginoso y exponencial, respondiendo a preguntas que el ser humano se ha hecho, y se hace, sobre la realidad que lo contiene, especialmente cuando ésta no lo favorece.

Para darnos una idea del vértigo en el que avanzan las ciencias químicas podemos decir que, buscando encontrar sustancias que le fueran útiles (tan variadas como medicamentos, pegamentos, insecticidas, o materiales de construcción), el hombre en cien años (1905 a 2005) sintetizó en sus laboratorios unos veinticinco millones de sustancias químicas nuevas, que no existían.

Esto es nada si consideramos que en los últimos cinco años (2005 a 2010) se logró sintetizar otros veinticinco millones de nuevas sustancias. La gran mayoría de ellas no tienen utilidad, no responden a las necesidades, seguimos buscando. Quizá mañana alguno de nosotros estará en esa tarea.

¿Cuál será la actitud que nos favorezca para encarar la Química?

Había una vez una señora que averiguaba el horario de la película, juntaba el dinero, iba al cine, pagaba la entrada, hacía la fila, buscaba una buena ubicación, cerraba los ojos y se dormía. No quería ver la película.

Y un señor que escribía durante horas cada día un libro en su computadora y, cuando se cansaba, la apagaba y se iba a dormir. Como no apretaba "guardar", cada día estaba en el mismo lugar, en cero. No quería escribir el libro.

Hay que querer. Si vamos a pagar la entrada, veamos la película. Si nos vamos a esforzar por horas, apretemos "enter" y permitamos que el esfuerzo se guarde en nuestro disco duro. Si nuestra actitud resiste el cambio no vamos a dejar que nuestra mente, mucho más poderosa que una computadora, se vaya enriqueciendo. Sólo si nos abrimos

comenzaremos a comprender el universo que nos rodea, incluidos el queso, la gaseosa y el dulce de leche.

Dicho lo cual tengamos en cuenta que el citado universo siempre está activo, en constante transformación y movimiento. (1) (2)

Esto, que es casi evidente por poco observadores que seamos, nos introduce en el menos evidente campo de los porqués. ¿Hacia dónde se mueve el universo? ¿Qué leyes lo determinan o rigen su comportamiento? ¿Qué sabemos de la materia y de la energía? Estas y muchas otras preguntas ha tratado de responder el hombre con sus observaciones y sus experimentos, postulando hipótesis para explicarlas y tratando de comprobarlas para alcanzar la dimensión de teorías.

Hoy damos por cierto que el planeta tierra órbita alrededor del sol. Sin embargo hubo un tiempo, no muy lejano, en que esto era una herejía. Sólo un ejemplo de cómo, lo que en una época se considera o se tiene por cierto, luego es descartado porque se demuestra, con nuevos experimentos, que no era correcto. Y para ello es fundamental considerar que el ser humano ha ido perfeccionando su habilidad para diseñar y fabricar instrumentos y aparatos que le permiten superar su capacidad de observación, de medición, de experimentación.

Podemos decir entonces que toda teoría científica es la mejor explicación que el hombre tiene en este momento sobre un determinado tema (elaborada en base a observaciones, experimentos y pruebas). Una teoría es un modelo cuyo marco teórico, permite explicar un conjunto de fenómenos observados sobre un cierto tema y también predecir fenómenos futuros sobre dicho tema. Una teoría está siempre sujeta a revisión y abierta a la posibilidad de ser perfeccionada, e incluso abandonada, si se encontrara y comprobara una mejor explicación a los fenómenos que describe. Nada es definitivo ni absoluto, el conocimiento se nutre a diario de la realidad y la experiencia, se perfecciona y se renueva.

También debemos considerar que ninguna teoría, o conjunto de teorías, puede responder a todas nuestras preguntas o dudas sobre el origen, el comportamiento, o el futuro del universo. Siempre tendremos situaciones que quedan fuera del alcance de las teorías, que no han podido ser resueltas aún y confirman que el conocimiento es un camino a recorrer, y que cada uno de nosotros tenemos la posibilidad, la capacidad y la necesidad de hacerlo.

Tenemos en claro entonces que aún nos resta mucho por conocer del Universo, pero hay algunos puntos de partida, que sabemos ciertos y comprobados, que nos permitirán iniciarnos en el tema. Vamos a plantearlos brevemente en esta introducción.

Siempre hemos escuchado que la definición de materia como lo que tiene masa, ocupa un lugar en el espacio e impresiona nuestros sentidos. También sabemos que hay distintas clases de materia, que no es igual el alcohol y el agua porque existen diversas sustancias.

Sabemos que el agua puede estar como hielo, líquido o vapor y a esta realidad la relacionamos inmediatamente con la temperatura. Son los distintos estados de agregación que puede presentar una sustancia como el agua, y aunque pase de un estado a otro sigue siendo agua. Esto es un fenómeno físico.

Hacer una mezcla de sustancias también es un fenómeno físico. Veremos que hay mezclas groseras como mezclar piedras con clavos, y otras tan sutiles como el agua y la sal. Pero en todos los casos los componentes conservan sus propiedades y, con procedimientos adecuados, los podemos recuperar. O sea que volvemos a tener las piedras, los clavos, el agua y la sal.

Hagamos un par de experimentos imaginarios muy sencillos que nos permitirán afirmar algunos conceptos básicos sobre la materia. Imaginemos el azúcar con su sabor dulce. Tiene el mismo sabor si está en una gran bolsa, un paquete, una cucharita o en un solo grano de azúcar.

¿Hasta qué límite puedo seguir dividiendo la materia de la sustancia azúcar?

¿Cuándo dejará de ser dulce, cuándo perderá sus propiedades?

Analicemos este sencillo experimento: Probamos el sabor de un grano de azúcar. Separamos un par de granos de azúcar y los molidos. Probamos el sabor del polvillo obtenido. Colocamos agua en un vaso y probamos su sabor. En el vaso con agua colocamos el polvillo de azúcar y mezclamos. Observamos si se ve el azúcar y probamos el sabor de la mezcla.

Dos conclusiones nos permiten avanzar sobre temas fundamentales:

El azúcar ya no se ve.

El agua es ahora dulce.

No vemos el azúcar porque en el agua se ha seguido dividiendo, en partes tan pequeñas que no podemos verlas ni con la ayuda de un microscopio (partículas submicroscópicas).

El sabor dulce del agua nos demuestra que, aunque no la veamos, el azúcar está presente con sus propiedades.

Si repetimos la experiencia con sal de mesa o con veneno para ratas veremos que el agua será salada o seguirá matando ratas. Esto nos permite comprobar que todas las sustancias se pueden dividir en partículas tan pequeñas que no podemos verlas ni con el auxilio del microscopio.

El tamaño mínimo de una sustancia (sal, azúcar, veneno, etc.), la parte más pequeña en que se puede dividir o fraccionar, es algo que escapa a nuestros parámetros ordinarios por ser tremendamente pequeño. Debemos asumir que las sustancias, y la materia en general, están formadas por unidades o partículas pequeñísimas, invisibles, submicroscópicas: las moléculas. Para tener una idea de su pequeñez digamos que un millón de moléculas de agua colocadas una al lado de la otra formarían una línea de menos de un milímetro.

La molécula es la mínima cantidad en que se puede dividir una sustancia sin que pierda sus propiedades.

¿Por qué decimos "sin que pierda sus propiedades"? ¿Acaso se puede seguir dividiendo la materia? ¿Hay partículas más pequeñas que la molécula?

Hagamos otra sencilla experiencia: Colocamos una cucharadita de azúcar en un tubo de ensayo y lo calentamos sobre la llama, cuidadosamente hasta que se transforme

en un líquido. Hemos realizado un cambio de estado de agregación por acción del calor, de estado sólido a estado líquido. Si probamos el líquido ¿es dulce, sigue siendo azúcar?

Volvemos a calentar hasta que la muestra (porción de sustancia en estudio) se quemé. Observamos todos los detalles producidos y probamos los sabores. El residuo seco y oscuro que queda en el tubo ¿es dulce, es azúcar? Los gases o vapores que se desprendieron por el calor, al alejarse de la llama se condensaron formando gotitas de líquido ¿es azúcar este líquido?

Al comprobar las propiedades veremos que no son las del azúcar, sino que el residuo es principalmente carbono amargo y el líquido es agua insípida. Ya no hay azúcar.

Esto nos demuestra que las moléculas se pueden romper y dividir en partículas más pequeñas todavía, pero ya no van a conservar las propiedades de la sustancia. La molécula de azúcar, por acción del calor y en presencia del oxígeno del aire, se oxidó violentamente (combustión) y se rompió su estructura molecular, ya no hay más azúcar. Esto no significa que hacemos desaparecer la materia, sino que demostramos la ley de conservación, pues las partículas sub moleculares que formaban el azúcar se desordenaron por el calor (energía) y se reordenaron formando otras sustancias: agua y carbono. La materia se transforma de una clase de materia (sustancia azúcar) en otras clases de materia (sustancia agua y sustancia carbono).

Las partículas que forman las moléculas son los átomos. Toda molécula de cualquier sustancia está formada por átomos. Las propiedades de una sustancia dependen de su molécula, y la molécula depende de la clase, la cantidad y el ordenamiento de los átomos que la forman.

Una molécula es un sistema organizado formado por partes (los átomos) que tienen que: ser de una cierta clase, estar presentes en la cantidad justa y ubicada en la posición exacta (estructura molecular). Todas las moléculas de una sustancia son idénticas entre sí y tienen las mismas propiedades. Las moléculas de distintas sustancias están formadas por diferentes clases de átomos, o por distintas cantidades de átomos, o los átomos están ubicados en distintas posiciones en la estructura.

Existen alrededor de cien clases de átomos y las combinaciones entre ellos forman millones de moléculas distintas, millones de sustancias distintas.

Los sencillos experimentos realizados con el azúcar nos demuestran claramente la diferencia entre los fenómenos físicos y los fenómenos químicos.

LOS FENOMENOS FISICOS ocurren sin que se modifique la naturaleza de las sustancias involucradas, se mantienen sus moléculas y sus propiedades.

Ejemplo: cuando dividimos el azúcar en partes cada vez más pequeñas, o la mezclamos con agua, o la calentamos al estado líquido, seguimos teniendo azúcar. La formación de soluciones y los "cambios de estado" son ejemplos de fenómenos físicos.

LOS FENOMENOS QUIMICOS modifican la naturaleza molecular de las sustancias intervinientes, de modo que se forman nuevas sustancias con otras propiedades.

Ejemplo: la combustión del azúcar origina que ya no haya más azúcar, y que se formen carbono y agua en una "reacción química". En las reacciones químicas las sustancias reaccionantes, reactivos, se convierten en otras sustancias, productos de la reacción.

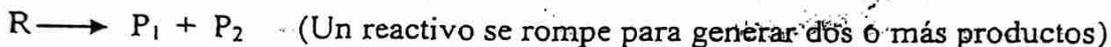


Tipos de reacciones químicas:

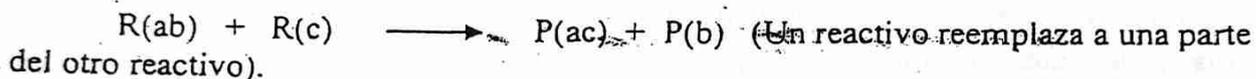
➤ **Reacciones de combinación:**



➤ **Reacciones de descomposición:**



➤ **Reacciones de sustitución:**



Las reacciones de sustitución pueden ser simples (como en el ejemplo) y dobles

Los fenómenos químicos son posibles porque las moléculas están formadas por átomos que se desplazan durante las reacciones químicas, modifican las estructuras moleculares y originan nuevas sustancias. El átomo es la menor porción de materia que participa en una reacción química. La materia se transforma de una sustancia en otra.

"Nada se pierde, todo se transforma"

MATERIA Y SISTEMAS MATERIALES

De la materia, la masa y la energía

Una definición simple y clásica nos dice que "materia es todo aquello que posee masa, ocupa un lugar en el espacio e impresiona nuestros sentidos".

La masa es la cantidad de materia que forma un cuerpo: o sea sus protones, neutrones y electrones organizados en átomos y moléculas.

La física moderna entiende por materia: todo fenómeno perceptible con energía asociada que se propaga a través del espacio-tiempo a una velocidad igual o inferior a la de la luz. Así todas las formas de materia tienen asociadas una cierta energía pero sólo algunas formas de materia tienen masa, de modo que masa y energía son formas de ser de la materia. (3)

La también clásica "Ley de conservación de la masa" nos explica que: la masa no se crea ni desaparece, sólo se transforma de una clase en otra clase de sustancia.

O sea que la cantidad de masa en el universo es constante y, aunque las sustancias se transformen unas en otras, siempre tendremos la misma cantidad total de masa.

En cuanto a la energía, para la física clásica "es la capacidad de un cuerpo de producir trabajo". Así lo comprobamos en nuestra vida diaria. Cuando utilizamos alguna forma de energía es siempre para evitar un esfuerzo, para realizar un trabajo, para "hacer andar" algún mecanismo: energía eléctrica para mover un ascensor, energía cinética para martillar un clavo, energía química de los combustibles para mover un vehículo, energía química de las pilas de un reloj, un juguete o un celular, energía solar, eólica, potencial, hidráulica, nuclear, etc.

También sabemos por experiencia que no podemos crear energía de la nada, y sabemos que una forma de energía se puede convertir o transformar en otra clase de energía. Estas experiencias nos dicen que si le pongo nafta al auto, podré hacerlo andar utilizando la energía química de las moléculas de nafta, que al quemarse con el oxígeno se transformará en energía calórica que permitirá realizar un trabajo de expansión que, convertido en propulsión, permitirá mover el auto hasta que se acabe la nafta.

Acabada la nafta se acabó el movimiento, terminada la energía se terminó el trabajo. Esto que nos parece tan obvio ha sido motivo de experimentos por siglos, en busca de lograr un "movimiento perpetuo de primera especie", o sea tratando que el auto siga andando sin nafta. Cuando, evidentemente, todos los experimentos fracasaron se llegó a la conclusión empírica de que es imposible hacer un trabajo sin consumir energía.

Ésta es la primera ley de la termodinámica: la energía no se puede crear ni destruir, sí se puede transformar. Hay muchas formas de decirlo: "Todo trabajo consume una cantidad equivalente de energía"; "La energía del universo es constante"; "Para producir una clase de energía hay que consumir una cantidad equivalente de energía de alguna otra clase".

Conclusiones:

- ✓ la cantidad de masa del universo es constante
- ✓ la cantidad de energía del universo es constante
- ✓ las transformaciones ocurren pero siempre se conserva la masa y la energía

Y esto es un ejemplo más de que el conocimiento es siempre perfectible, ya que cuando todo parecía resuelto con estas simples conclusiones, los experimentos de Albert Einstein y otros científicos demostraron que: sí es posible destruir la masa y que sí es posible generar energía, en determinadas condiciones: cuando se produce la desintegración del núcleo atómico, en reacciones que ocurren a la velocidad de la luz, desaparece masa y se crea energía en grandes cantidades. (4)

Einstein demostró que existe una relación matemática de equivalencia entre masa y energía, y que la obtención de energía a partir de la desintegración de la masa no es arbitraria ni al azar, sino que cumple estrictamente la ley de conservación de la masa - energía: "la energía que se libera por desintegración de la masa, es igual a la cantidad de masa desintegrada por la velocidad de la luz al cuadrado".

Lo que es constante entonces es la cantidad total de masa + energía del universo, pudiendo convertirse la una en la otra, y lo que desaparece como masa aparece como energía equivalente según la fórmula de Einstein:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$$

Sabemos entonces que hay una equivalencia entre masa y energía, y que son interconvertibles en determinadas condiciones, que se estudian en el campo de la Física y de la Química nuclear. Podemos decir que masa y energía son formas de ser de la materia. Y que así la cantidad de materia es constante en el universo.

Los estudios y experimentos que realizaremos en este curso y en nuestro futuro trabajo no tendrán las condiciones que permitan convertir masa en energía. Por lo tanto, la masa se conservará como masa (transformándose de una sustancia en otra/s), y la energía se conservará como energía (pudiendo también transformarse de una clase de energía en otra/s clase/s de energía).

PROPIEDADES DE LA MATERIA

La tierra, las piedras, el agua, el aire son materia y evidentemente no son iguales.

Hay diversas clases de materia: las sustancias.

Fácilmente identificamos que la materia del agua no es la misma que la de una roca, porque son percibidas de distinta manera, por nuestros sentidos, tienen diferentes cualidades. Si esto lo generalizamos a todas las cosas (cuerpos) que observamos, llegamos al concepto de "sustancia".

La materia constituye todos los cuerpos y hay distintas clases de materia, distintos tipos de materia, que denominamos sustancias. Una piedra es un cuerpo material, formado por materia. Hay muchas clases de piedras distintas: la piedra de cal es distinta a la piedra de cuarzo, y ésta es distinta a una piedra de oro.

La cal, el cuarzo y el oro son las distintas sustancias que forman esas piedras y las diferenciamos por sus propiedades y usos.

Las propiedades de la materia pueden clasificarse en: extensivas e intensivas.

Las propiedades **EXTENSIVAS**: masa, volumen, superficie, longitud y otras.

*Dependen de la cantidad de la materia que consideramos (no de la clase de materia).

*No definen ni identifican a ninguna clase de materia o sustancia, son comunes a todas.

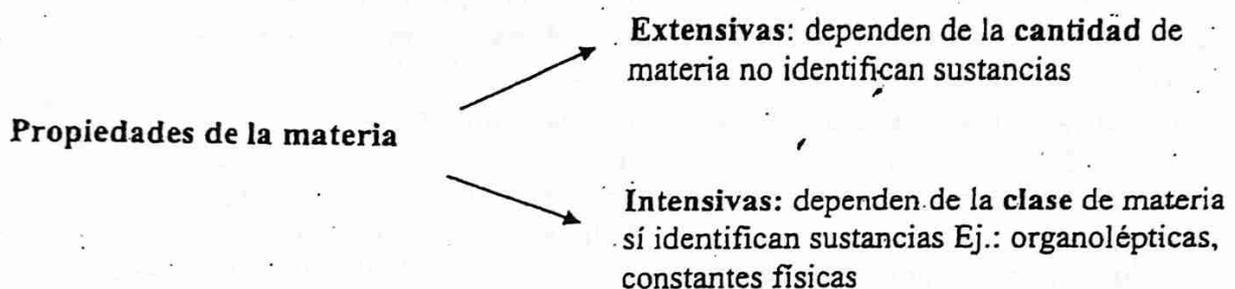
Las propiedades **INTENSIVAS**: color, solubilidad, olor, densidad y otras.

*Dependen de la clase de materia que consideramos. Son independientes de su cantidad.

*Definen e identifican a cada variedad de materia o sustancia. Las propiedades intensivas son las características propias de cada sustancia, son constantes.

Muchas de estas propiedades intensivas las reconocemos con nuestros sentidos y las llamamos "propiedades o características organolépticas de una sustancia". Por ejemplo: el aspecto, el brillo, la consistencia, el color, el olor, el sabor. Así decimos que el agua es incolora, insípida e inodora. O que el azúcar es blanca y dulce.

Otras propiedades intensivas son las "constantes físicas" de cada sustancia como la densidad, el punto de ebullición, la solubilidad, el punto de fusión, el calor específico, el índice de refracción, la conducción, etc. Estas propiedades deben ser medidas (por ejemplo con un termómetro o un densímetro). Algunas de ellas son relaciones entre propiedades extensivas. Ejemplo: la densidad es una relación entre masa y volumen. Las constantes físicas son definidas con rigurosidad para que tengan validez. Ejemplo: el punto de ebullición del agua pura es 100° C a una atmósfera de presión y al nivel del mar. No es lo mismo que decir "el agua hierve a 100 grados".



ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

¿Qué son y cómo se explican los cambios de estado? En condiciones ambientales vemos que la materia se puede presentar en tres estados: sólido, líquido y gaseoso. (5)(6)

Vimos que la materia es masa y es energía. También que está formada por moléculas.

Toda masa posee una energía potencial que la atrae con otras masas y tiende a juntarlas. Son fuerzas de atracción entre las moléculas.

Pero desde el big-bang todas las moléculas quedaron animadas de movimiento, energía cinética que tiende a separarlas, por lo cual se desplazan constantemente chocando las unas con las otras y variando así su velocidad y dirección.

Esta es la fuerza que impulsa y permite la búsqueda del desorden, del caos molecular.

El estado de agregación de los cuerpos materiales depende de la relación entre estas fuerzas y, según cuál de ellas predomine, el cuerpo tendrá un estado más o menos ordenado.

Sólidos: la energía cinética es menor que la potencial. Sus moléculas tienen muy baja energía cinética, o sea muy escaso movimiento ya que la distancia entre ellas es mínima. Por lo tanto predominan las fuerzas de atracción sobre las de repulsión. Esto permite que los sólidos tengan forma definida con gran cohesión

entre sus moléculas las que ocupan posiciones definidas y fijas en el cuerpo sin poder fluir. Tienen volumen constante, son incompresibles y resistentes a la fragmentación.

Líquidos: la energía cinética y la potencial son similares. Sus moléculas tienen energía cinética suficiente para desplazarse unas sobre las otras, fluir sin posiciones fijas ni forma definida, que se adapta al recipiente que los contiene. Pero esa energía no les alcanza para desprenderse totalmente y las moléculas se mantienen unidas conservando un volumen constante. A pesar de ello son ligeramente compresibles, por ejemplo con el frío. También presentan difusión.

Gases: la energía cinética es notablemente mayor que la potencial. Sus moléculas tienen energía cinética suficiente para vencer las fuerzas de atracción y moverse libremente por todo el espacio disponible, sin forma ni volumen definido. Se dispersan y difunden fácilmente, ejercen presión sobre las paredes del recipiente que los contiene y se pueden comprimir con facilidad.

Cada sustancia presenta un estado de agregación propio en las condiciones ambientales de presión y temperatura. Así decimos que el oxígeno es gaseoso, la nafta líquida y el hierro sólido. Pero si modificamos esas condiciones de modo que se aumente o disminuya la energía cinética de las moléculas, se producirán los cambios de estado. Si aumentamos la temperatura del cuerpo sus moléculas adquirirán mayor energía cinética, aumentarán sus movimientos y se producirán los fenómenos físicos denominados "cambios de estado".

Fusión es el paso del estado sólido al líquido que se realiza a temperatura constante mientras ocurre el cambio de estado. La temperatura a la cual ocurre el cambio de estado es característica para cada sustancia pura a una determinada presión y se denomina: punto de fusión. El punto de fusión del hielo a 1 atm de presión es 0°C , y cuando calentamos el hielo hasta 0°C mantendrá esa temperatura hasta que todo el hielo se haya fundido.

Ebullición y vaporización es el paso del estado líquido al gaseoso que se realiza que se realiza a temperatura constante mientras ocurre el cambio de estado. La temperatura a la cual ocurre este cambio de estado es característica para cada sustancia pura a una determinada presión y se denomina: punto de ebullición. El punto de ebullición del agua a 1 atm de presión es 100°C , y al calentar el agua se mantendrá a esa temperatura hasta que toda el agua líquida haya pasado al estado de vapor. La diferencia entre ebullición y evaporación es que durante la ebullición el cambio de estado ocurre en toda la masa del líquido, mientras que en la evaporación el pasaje líquido a vapor ocurre sólo en la superficie.

Los procesos inversos ocurren cuando enfriamos, disminuimos la temperatura del cuerpo y como consecuencia de esto disminuye la energía cinética de sus moléculas. Ocurren a las mismas temperaturas y con iguales características.

Solidificación: pasaje del estado líquido al sólido. Solidificación del agua pura a 1 atm de presión: 0°C .

Condensación: pasaje del estado gaseoso al líquido. Condensación del agua pura a 1 atm de presión: 100°C .

Sublimación: hay sustancias (yodo, naftalina, hielo seco-CO₂ congelado) que tienen la propiedad de pasar del estado gaseoso al sólido directamente, sin pasar por el estado líquido, en un proceso que se denominó históricamente sublimación.

Volatilización al proceso inverso: sólido a gas.

SUSTANCIAS SIMPLES Y COMPUESTAS

Sustancias simples: sus moléculas están formadas por una sola clase de átomos. Hay pocas sustancias simples (algo más de cien). Por ejemplo el oro, la plata, el hierro, el mercurio, el iodo, el oxígeno, el ozono, el grafito, el diamante, y todas aquellas que están formadas por una sola clase de átomos, por un único elemento químico.

Sustancias compuestas: sus moléculas están formadas por dos o más clases de átomos. Existe una enorme cantidad de sustancias compuestas (más de 50 millones).

Por ejemplo el agua está formada por dos clases de átomos (H y O), y el azúcar por tres clases de átomos (C, H, O). Son sustancias compuestas. También lo son los óxidos, las bases, los ácidos, las sales, todas las sustancias orgánicas, y la infinidad de sustancias artificiales que ha sintetizado el ser humano

Para identificar una sustancia debemos conocer:

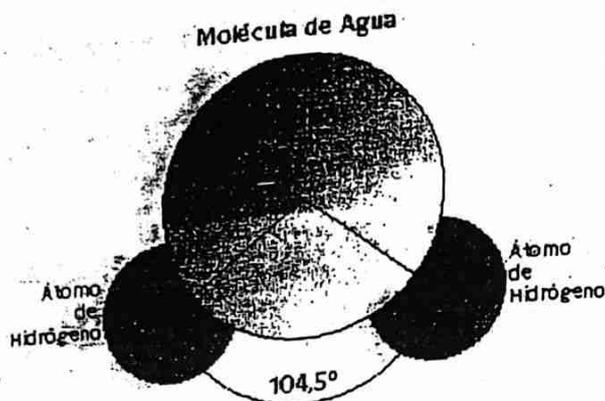
- La clase de átomos que la forman
- La cantidad de átomos de cada clase
- La organización o estructura molecular (en qué lugar está cada átomo, cómo y con quién está unido cada uno)

Para cada sustancia corresponderá una fórmula química, que resume su composición, y que se forma con los símbolos químicos (que nos dicen la clase de átomos presentes) y con un subíndice numérico (atomicidad: a la derecha de cada símbolo que nos indica la cantidad de veces que está ese átomo en esa molécula).

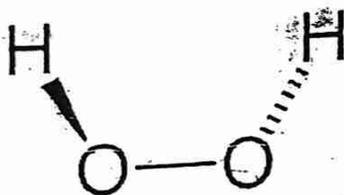
En el caso del agua: H₂O nos indica que la molécula de agua está formada por dos átomos de hidrógeno y por un átomo de oxígeno (cuando la atomicidad es uno, no se coloca subíndice). El agua así formada es el óxido de hidrógeno.

Nos falta saber la estructura molecular para lo que se recurre a las fórmulas racionales o desarrolladas. En el caso del agua nos indica que cada átomo de hidrógeno está unido al átomo de oxígeno por un solo enlace (representado por una línea).

Cuando avancemos en el estudio veremos que todas las moléculas de agua son idénticas entre sí, que los enlaces que unen al O con los H son enlaces covalentes polarizados, que los átomos siempre están a la misma distancia (distancia de enlace), que los ángulos formados por los átomos son siempre iguales (ángulos de enlace), y que todas las propiedades del agua, que la convierten en una sustancia fundamental para la vida, se deben a esa estructura u **organización** de los átomos en la molécula.



El H y el O pueden formar otro compuesto (el peróxido de hidrógeno), cuya fórmula es H_2O_2 y nos indica que son moléculas formadas por los mismos átomos, pero la cantidad de O ha variado (la atomicidad es 2). Estamos en presencia de otra sustancia, con propiedades y usos distintos, y la conocemos como agua oxigenada.



"NIVELES DE ORGANIZACIÓN".

El átomo es un primer nivel de organización. Al unirse los átomos entre sí, para formar las moléculas, se origina un nivel de organización superior con propiedades nuevas e impredecibles. Y aparecen características que no existían (o no eran evidentes) en los átomos formadores de la molécula. Ejemplo: el hidrógeno y el oxígeno son sustancias gaseosas en condiciones normales de presión y temperatura, y sólo se transforman en líquidos a muy baja temperatura y alta presión. Pero al combinarse forman el agua que es una sustancia líquida en condiciones normales, y puede cambiar de estado fácilmente a presión normal, solidificar o evaporarse por la temperatura.

Además son claras las diferencias de propiedades entre las sustancias iniciales y el agua. Las propiedades e importancia del oxígeno podemos comprenderlas con sólo tratar de no respirar. Al agua no podemos respirarla (ni los peces), pero sus propiedades e importancia vitales nos condicionan mucho más de lo que imaginamos. Si tuviéramos conciencia plena de ellas no tendríamos los niveles de contaminación y desperdicio actuales.

Al ascender en los niveles de organización se van formando sistemas cada vez más complejos y especializados. Y con propiedades cada vez más asombrosas: sustancias inanimadas comienzan a tener vida al organizarse en la célula.

Resumiendo: Cuando los elementos químicos se combinan se forman muy diversas sustancias, que pueden ser:

Sustancias simples: moléculas formadas por átomos iguales, todos del mismo elemento. El O_2 gas oxígeno, N_2 gas nitrógeno, O_3 ozono, Cl_2 cloro, P_4 fósforo, Au oro, Ag plata

Sustancias compuestas o compuestos químicos: moléculas formadas por átomos de dos o más elementos diferentes. Como el NaHCO_3 bicarbonato de sodio, NH_3 amoníaco, NaCl sal de mesa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ glucosa

Cuando dos o más sustancias químicas se ponen en contacto se pueden relacionar de dos maneras diferentes:

- Reaccionar químicamente modificando sus moléculas y formando nuevas sustancias (fenómeno químico, reacción química)
- Relacionarse físicamente (sin cambiar sus moléculas, conservando su identidad y propiedades) de modo que sólo se ha producido un agregado, una mezcla de sustancias.

SISTEMAS MATERIALES

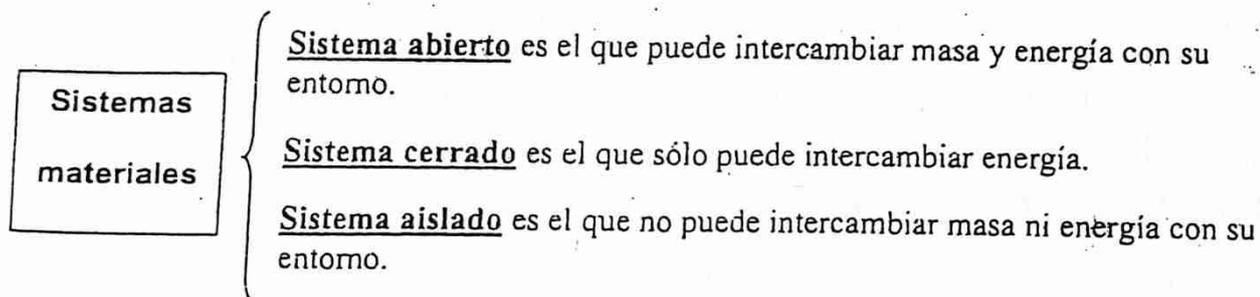
Un **sistema** es una porción de materia y/o energía que se estudia separándola del resto del universo, de forma real o imaginaria.

Si coloco agua en un vaso de precipitado, calienta, agrego una sal y estudio su solubilidad, tendré un sistema formado por el agua y la sal en ese vaso, aunque existan contactos entre el sistema y su entorno (universo cercano). El límite del sistema es el vaso de precipitado.

Existen formas más estrictas de limitar un sistema, de aislarlo, cuando el estudio a realizar así lo requiere, como una bomba calorimétrica cuando estudiamos los calores de reacción.

Los sistemas materiales se pueden clasificar

- ✓ por su relación con el entorno o medio ambiente : abiertos, cerrados, aislados
- ✓ por su aspecto: homogéneos y heterogéneos
- ✓ *por la cantidad de componentes: sustancias puras y mezclas (dos o más componentes)
- ✓ por el tamaño de sus partículas: soluciones, coloides, dispersiones y mezclas groseras



Los sistemas homogéneos son uniformes y continuos a simple vista, no se puede distinguir sus componentes, tienen las mismas propiedades en todos sus puntos. Tienen una sola fase aunque tengan varios componentes. Por ejemplo: un sistema formado por agua, azúcar y alcohol se nos presenta como una fase líquida continua y no podemos diferenciar donde está el agua, el azúcar o el alcohol ya que se encuentran

uniformemente distribuidos en todo el sistema. Sus propiedades, tal como el sabor, serán las mismas en cualquier parte del sistema que probemos.

El aire presenta una fase gaseosa, continua y uniforme. El acero una fase sólida.

Los sistemas heterogéneos son discontinuos y a simple vista se distinguen dos o más fases diferentes, con distintas propiedades cada una de ellas. Si mezclamos agua con arena y aceite vamos a poder decir donde se encuentra cada uno de ellos, vamos a distinguir fácilmente que hay tres fases. Una fase sólida de arena precipitada, y dos fases líquidas claramente diferenciadas (el aceite flotando sobre el agua). El área de contacto entre dos fases se denomina "interfase".

Cantidad de componentes: hay sistemas de un componente, de dos, de tres, etc. Esto no se relaciona con la cantidad de fases sino con la cantidad de sustancias presentes.

Si coloco un hielo en un vaso y lo tapo tendré un sistema formado por una sola fase sólida y por un componente: el agua en estado sólido. Si lo caliento veré que aparece una segunda fase líquida (agua líquida), y luego se suma una tercera fase gaseosa (vapor de agua) pudiendo estar las tres presentes simultáneamente. En este caso tengo un sistema heterogéneo (tres fases) formado por un solo componente (el agua).

También, como ya vimos, hay sistema formado por varios componentes que son homogéneos, con una sola fase. Una bebida gaseosa presenta aspecto homogéneo aunque sus componentes son sólidos, líquidos y gases uniformemente distribuidos en una sola fase líquida.

Sustancias puras: Un sistema homogéneo formado por una sola sustancia, libre de trazas o restos de otra/s sustancias, con una composición química definida (fórmula molecular), que posee las propiedades organolépticas y constantes físicas de dicha sustancia, es una sustancia pura.

Recordemos que éstas pueden ser sustancias simples y sustancias compuestas (o compuestos químicos). Resisten al análisis por procedimientos mecánicos y físicos, o sea que no se pueden separar en otras sustancias por ser una sustancia pura. Se pueden descomponer en sus elementos por procedimientos químicos como la electrólisis o la combustión. En estos casos, evidentemente, pierden sus propiedades al romperse la molécula y separarse los átomos que la formaban.

SISTEMAS HOMOGÉNEOS

Soluciones: son sistemas homogéneos tanto a simple vista como al ultramicroscopio, formados por dos o más componentes miscibles entre sí, cuyas partículas tienen un tamaño menor a $0,001 \mu$ (micras). Por eso las soluciones pueden dializarse, son ópticamente vacías y no se pueden separar sus componentes por métodos mecánicos. Porque el diámetro de las partículas es muy pequeño.

Micrón, micra o micrómetro = 10^{-6} m Å angstrom = 10^{-10} m

Los componentes de las soluciones se relacionan a nivel molecular, las "partículas" son las moléculas de las sustancias que difunden las unas en las otras formando un sistema absolutamente homogéneo, donde todas las moléculas de todos los componentes se mueven sin interferencias físicas ni químicas por todo el espacio que ocupa el sistema.

Esto es posible cuando los componentes son miscibles entre sí, o sea que sus naturalezas fisico-químicas son compatibles. Lo básico a considerar es el tipo de enlace químico que tienen las moléculas de cada uno de los componentes, ya que las sustancias con enlaces polares en sus moléculas difícilmente son miscibles con las sustancias que tengan moléculas no polares. No tiene cómo interactuar entre ellas y, por el contrario, se expulsan mutuamente del sistema, separándose en fases nítidas (agua y aceite – nafta y agua)

En cambio las sustancias con enlaces iónicos o con enlaces covalentes polares serán fácilmente miscibles entre sí (ácidos, bases y sales en el agua – agua y alcohol etílico).

De igual manera las sustancias con enlaces covalentes no polares serán miscibles entre sí (aceite y nafta – oxígeno y nitrógeno).

En una "solución ideal" sus componentes son miscibles en cualquier proporción, como en el caso de los gases entre sí, o del agua con el alcohol etílico. Pero en las soluciones reales solemos encontrar con frecuencia que uno de los componentes sólo puede disolverse en el otro hasta un cierto límite: su solubilidad en ese solvente. Sabemos por experiencia que la sal de mesa se disuelve en el agua, y también que si agregamos mucha sal comenzará a precipitar, o sea que no podemos decir que será una solución ideal. En estos casos llamamos solvente al componente que se encuentra en mayor proporción (agua), y soluto al que está en menor proporción (sal).

Según el estado de agregación de los componentes hay soluciones de gas en gas (todos los gases son solubles entre sí), líquido en líquido (agua y alcohol), sólido en sólido (aleaciones metálicas). También entre estados distintos como sólido en líquido (sal en agua) o gas en líquido (oxígeno en agua).

Esto es importante considerarlo, especialmente cuando se trata de diseñar un método para intentar separar los componentes de una solución. Los métodos mecánicos (decantación, filtración, centrifugación) no permiten separar los componentes de las soluciones. Si hay que separar dos líquidos puede ser útil la destilación fraccionada, mientras que por evaporación separaremos un componente líquido de un sólido.

El tamaño de las partículas es importante ya que las moléculas que no superan $0,001 \mu$ pueden atravesar las membranas biológicas pues caben por sus poros, o sea que las soluciones difunden a través de las membranas semipermeables: dializan.

Coloides: llamados también sistemas coloidales, dispersiones coloidales y soluciones coloidales. Son sistemas homogéneos a simple vista y al microscopio, pero uno de ellos tiene partículas entre $0,001 \mu$ y $0,1 \mu$ de diámetro. Por eso son sistemas inestables, "ópticamente llenos" y no dializan.

Dentro de los coloides encontramos una gran variedad de tipos: el humo, la espuma de afeitar, la mayonesa, la tinta china, el queso, la niebla, la gelatina, la piedra pómez, la leche, las pinturas y el propio citoplasma celular, son ejemplos de coloides.

Al componente que está en mayor proporción se lo llama "fase dispersante" y al que está en menor proporción "fase dispersa". La fase dispersante puede ser el agua.

La fase dispersa suelen ser macromoléculas o cúmulos de moléculas que reciben el nombre de "micelas".

Las proteínas en el agua constituyen un ejemplo de coloide que nos muestra la frágil estabilidad de este sistema homogéneo. Ante cualquier modificación de las condiciones (temperatura, pH, cantidad de sales presentes) el sistema coloidal se desestabiliza y se separan nitidamente sus fases. En otros casos, como en la gelatina, podemos observar la propiedad de mantenerse homogéneo y cambiar de estado por la variación de la temperatura (conversión sol-gel).

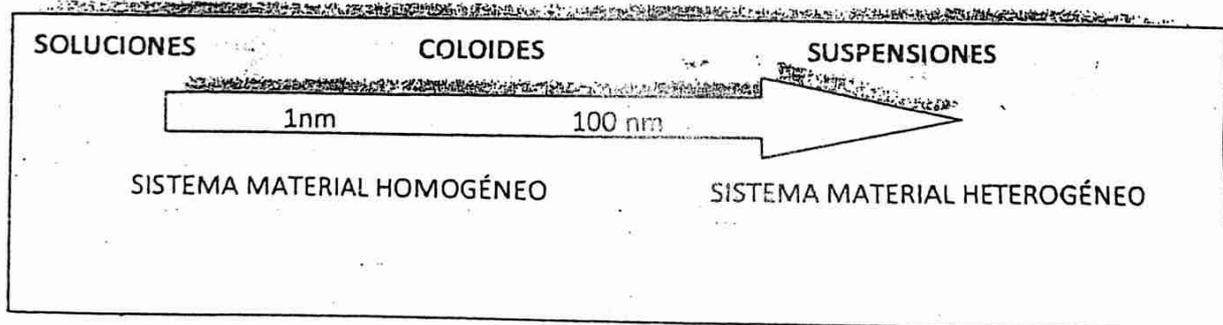
Por su mayor tamaño las micelas no pueden atravesar los poros de las membranas biológicas (no dializan), por eso la diálisis es un método que permite separar las micelas de los solutos.

Suspensiones: Sistemas heterogéneos formados por dos o más componentes cuyas partículas tiene un diámetro superior a $0,1 \mu$, por lo tanto podemos distinguir sus fases con la ayuda de una lupa o de un microscopio. Son sistemas inestables y se pueden separar por procedimientos mecánicos como la decantación y la filtración.

Las suspensiones están formadas por un sólido y un líquido no miscibles.

Las emulsiones por dos líquidos no miscibles.

Mezclas groseras o dispersiones groseras: son sistemas heterogéneos cuyos componentes se distinguen a simple vista y pueden ser separados fácilmente. Ejemplo: una mezcla de piedras y corchos, o monedas y botones.



MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE FASES Y MÉTODOS DE FRACCIONAMIENTO

Para separar los componentes de una mezcla existe una enorme cantidad y variedad de métodos que usaremos según las características de la mezcla y sus componentes:

- ✓ fases que presenta
- ✓ tamaño de las partículas
- ✓ estados de agregación
- ✓ propiedades físico-químicas

En el caso de un sistema material heterogéneo podemos utilizar los métodos de separación de fases:

- Métodos mecánicos: no requieren de un intercambio apreciable de energía entre el sistema y su entorno
- Métodos físicos: requieren un intercambio de energía (calor)

MÉTODOS MECÁNICOS

- ✓ Tría: para separar cuerpos sólidos grandes usando pinzas (también un colador si están en líquido).
- ✓ Decantación: para separar, por simple diferencia de sus densidades, un sólido de un líquido (no miscibles) o dos líquidos no miscibles (ampolla de decantación). Lento.
- ✓ Flotación: para separar dos componentes de diferente densidad agregando un solvente que sea más denso que uno de ellos.
- ✓ Centrifugación: permite acelerar notablemente la velocidad de decantación aplicando la fuerza centrífuga. El aparato utilizado se denomina centrífuga.
- ✓ Tamización: para separar dos sólidos cuyas partículas tengan diferente tamaño. Se usan tamices o cribas de diversos materiales y diversa abertura de sus mallas (poros).
- ✓ Filtración: para separar un sólido insoluble de un líquido. El líquido pasa y el sólido queda retenido en el filtro. Los filtros más comunes son de papel de diversos poros.
- ✓ Solubilización: para separar componentes agregando un solvente miscible sólo con uno de ellos.
- ✓ Imantación: para separar sólidos magnéticos de sólidos no magnéticos por la acción de un imán. Colocar el sistema sobre un papel o un vidrio y deslizar el imán por debajo, siempre en el mismo sentido.
- ✓ Levigación: para separar partículas sólidas de diferentes pesos por arrastre con una corriente de agua o de aire. Las partículas más livianas son más desplazadas que las pesadas.

SEPARACIÓN DE MEZCLAS HOMOGÉNEAS O MÉTODOS DE FRACCIONAMIENTO

- ✓ Evaporación o cristalización: para separar un sólido y un líquido miscibles entre sí. Al calentar se evapora el líquido y queda el sólido como un residuo seco. Se pierde el líquido
- ✓ Destilación simple: para separar un sólido y un líquido miscibles, conservando ambos. Se utiliza un destilador y calor.
- ✓ Destilación fraccionada: para separar dos líquidos miscibles cuyos puntos de ebullición no sean próximos. Calor, destilador con columna de fraccionamiento.

En sistemas complejos se utilizan métodos de separación basados en varios principios simultáneamente.

- ✓ La cromatografía es una técnica de separación de sustancias que se basa en las diferentes velocidades con que se mueve cada una de ellas (diferentes pesos y solubilidades) a través de un medio poroso arrastradas por un disolvente en movimiento, que se desplaza por capilaridad en dicho medio poroso.
- ✓ La electroforesis también produce el arrastre de los componentes de una mezcla compleja a través de un soporte, pero por la diferencia de velocidades al ser sometidas a una corriente eléctrica. Aquí las diferentes sustancias migrarán más o menos en la corriente según su peso y su carga eléctrica.
- ✓ La diálisis se utiliza para purificar un sistema coloidal en el cual se encuentran disueltos iones o sustancias no deseadas. Los solutos atravesarán la membrana separándose de las micelas que quedan retenidas.

A modo de ejemplo vamos a resolver los siguientes problemas sencillos:

1) ¿Cómo se puede proceder para separar una mezcla de arena y sal de mesa?

Si agregamos agua al sistema veremos que por solubilización la sal pasará a la fase acuosa.

Por filtración a través de un embudo y papel de filtro lograremos separar la fase acuosa (con la sal) de la arena. La solución de agua y sal atraviesa los poros del filtro y la recibimos en un vaso de precipitado o en un cristizador, mientras que la arena queda retenida en el papel.

Sometemos al papel de filtro con arena a varios lavados con agua pura para arrastrar (lixiviación) el agua salada que pueda haber quedado "mojando" la arena. Recogemos esa agua de lavado en el vaso o cristizador donde tenemos la fase acuosa (agua con sal).

Dejamos secar la arena o aceleramos el secado en horno o mufla. Tenemos recuperado un componente libre de impurezas: la arena.-

Calentando la fase acuosa lograremos, por evaporación del agua, recuperar la sal libre de impurezas.

2) ¿Cómo podemos actuar para separar corchos y piedras que están mezclados?

Si fueran unos pocos los separaríamos por simple tria.

Si fueran cientos, o miles? Podemos agregar agua al sistema y lograr que todos los corchos por flotación queden en la superficie. Con un colador los retiramos a todos y recuperamos un componente fácilmente.

Decantamos el agua, volcándola, y nos quedarán las piedras recuperadas.

3) ¿Cómo podríamos separar una mezcla de sal de mesa y azúcar?

Observando el tamaño de las partículas de sal y azúcar vemos que podemos utilizar un tamiz que permita pasar la sal y retenga los granitos de azúcar, con lo que las separaríamos fácilmente por tamización.

4) ¿Cómo procederíamos para obtener agua pura de un sistema en que se encuentra mezclada con sales, arena y bichitos? (agua de río)

Podemos filtrar para retener en los filtros las impurezas macroscópicas, y luego obtener el agua por destilación simple.

5) ¿Qué hacemos para separar agua y alcohol etílico?

Estas dos sustancias forman soluciones en cualquier proporción, por lo tanto no nos servirá ningún método mecánico como la filtración, decantación, etc.

Recurrimos a la destilación fraccionada ya que el alcohol tiene su punto de ebullición a 78°C. Cuando el sistema alcance esa temperatura todo el alcohol comenzará a evaporarse rápidamente. Recordemos que la temperatura se mantiene constante durante un cambio de estado (no puede haber alcohol líquido a más de 78°C). Por lo tanto mientras quede alcohol el sistema no aumentará su temperatura. Así obtenemos el alcohol y cuando éste se elimina subirá la temperatura hasta 100°C y obtenemos el agua.

6) ¿Cómo extraemos las sales de un sistema que las contiene en solución acuosa junto con proteínas?

Una manera rápida sería precipitar las proteínas con calor, filtrar y obtener el agua con las sales. Pero perdemos las proteínas por su desnaturalización. Si las queremos conservar podemos usar la diálisis.

Las proteínas son macromoléculas biológicas que forman sistemas homogéneos con las características de los coloides. Por lo tanto sus moléculas no atraviesan las membranas semipermeables. Las sales pasan por los poros de las membranas.

Un sencillo dializador podemos fabricar con un papel celofán y un vaso de precipitado. El papel de celofán tiene los poros de tamaño similar a las membranas biológicas, será nuestra membrana semipermeable.

Colocamos en el vaso el agua con proteínas y sales (hasta la mitad). Ponemos un papel de celofán agarrado en los bordes y lo hundimos hasta que tome contacto con el sistema (permaneciendo sujeto en los bordes del vaso, con una gomilla por ejemplo).

Agregamos agua pura por encima del papel de celofán. Se establecen dos compartimientos uno a cada lado de la membrana de celofán:

Por debajo agua con solutos y micelas coloidales. Por encima agua pura.

Llevadas por la difusión las moléculas de las sales atraviesan los poros del papel hasta equilibrar las concentraciones salinas a ambos lados. Como la difusión se realiza a través del papel (membrana) se llama diálisis. Las proteínas no pasan. Al equilibrarse el sistema retiramos la parte superior de agua con parte de las sales y colocamos nuevamente agua pura. En sucesivos pasos vamos retirando toda la sal del sistema original que conserva las proteínas.

7) ¿La tinta negra de un resaltador estará formada por uno o por varios componentes?

Para investigarlo podemos recurrir a la cromatografía sobre papel.

En una tira de papel poroso hacemos una mancha de tinta con un resaltador negro, próximo a uno de los extremos.

Sumergimos dicho extremo de la tira de papel en alcohol, evitando que la tinta quede sumergida. Veremos que a medida que el alcohol se va esparciendo a lo largo de la tira va arrastrando a la tinta y formando zonas de distintos colores. Esto demuestra que la tinta está formada por diversos pigmentos (varios componentes) que tienen distinto peso y/o distinta solubilidad en el solvente, por lo que son arrastrados con diferentes velocidades y se separan.

Vemos así que contamos con una gran cantidad de alternativas a utilizar cuando queremos separar los componentes de una mezcla y obtener las sustancias puras para su estudio, cuantificación o utilización

En cada caso idearemos el procedimiento que mejor se adapte, y nos permita realizar los estudios posteriores de la/s sustancias/s que estamos aislando en las mejores condiciones.-

(1) 13.700.000.000 (trece mil setecientos millones) de años sería la edad más aceptada del universo, al menos desde el último big bang, asumiendo la probabilidad de que no fuera el único. La Tierra tendría unos 4.600.000.000 de años.

Hace unos 3.000 millones de años habrían aparecido las primeras y primitivas formas de vida.

(2) La aparente inercia que a veces observamos en la naturaleza inanimada, se explica por dos motivos principales: uno es que los cambios escapan a nuestros sentidos (no podemos *ver* la erosión, ni *ver* cómo se mueven las moléculas de oxígeno y nitrógeno en el aire a más de 15.000 Km por hora). El otro motivo es que cuando observamos una parte del universo en particular (a la que llamamos un "sistema material" o sea una parte que estamos estudiando) y no vemos movimientos ni cambios, en realidad lo que ocurre es que a pesar de los cambios, el sistema se encuentra "equilibrado". Esto significa que no se aprecia transformación neta en el sistema porque los cambios que suben son iguales a los cambios que bajan, los cambios que enfrían son iguales a los que calientan, los cambios que suman son iguales a los que restan: en fin se trata de un

"empate" entre todas las transformaciones que están ocurriendo al mismo tiempo. Esto se denomina "equilibrio dinámico", y un sistema con estas características se considera que está en "estado de equilibrio dinámico".-

(3) Sólo el 5% de nuestro universo estaría formado por materia másica en forma de moléculas, átomos, iones (con protones, neutrones y electrones). El 95 % correspondería a la materia no másica formada por campos o entidades que no presentan masa, como la luz y la radiación electromagnética, ambas formadas por fotones sin masa.

Junto con éstas se postula la existencia de otras entidades no másicas, sólo energéticas, como el gravitón, el fotino y el gravitino, que contribuyen a la energía total del universo.

(4) Veamos un ejemplo comparativo:

Quemar un gramo de materia produce 5.000 calorías. La materia quemada se transforma en otras clases de materia: cenizas, humo, gases, agua (se conserva la masa). La energía obtenida proviene de la energía química de las moléculas quemadas que se transforma en calor (se conserva la energía).

Desintegrar en reacción nuclear un gramo de materia produce 15.000.000.000 de calorías. Esta enorme cantidad de energía no proviene de una forma previa de energía que se transforma, sino que se ha obtenido de la masa, de la desintegración de la masa, se ha convertido la masa en energía.

(5) En condiciones especiales existe un cuarto estado: el plasma o estado plasmático. El plasma es un estado similar al gas pero compuesto por aniones y cationes (6) libres, por eso es un excelente conductor. Cuanto más caliente está un gas, más rápido se mueven sus moléculas y a altas temperaturas las colisiones son suficientemente violentas para liberar los electrones. En la atmósfera solar, una gran parte de los átomos están permanentemente ionizados por estas colisiones y el gas se encuentra ionizado en estado de plasma. La mayor parte de la materia del universo se encuentra en estado de plasma.

Ejemplos: las estrellas, los vientos solares, los rayos, la ionosfera, la aurora boreal, la materia entre los planetas, entre las estrellas, entre las galaxias. También: en el interior de las lámparas de bajo consumo, las pantallas o monitores de plasma, las descargas eléctricas industriales, el interior de los reactores de fusión.

(6) Se considera que existen otros estados observables bajo condiciones extremas. Ej. Condensado de Bose-Einstein: Este estado fue predicho por Einstein y Bose en 1926, y obtenido recién en 1995 enfriando átomos a una temperatura próxima al cero absoluto, estado tan frío y denso que los átomos podrían quedar inmóviles. Los átomos usados son bosones (cualquier átomo con un número par de electrones + protones + neutrones, como el átomo de sodio común).

Condensado de Fermi: obtenido en 1999. El condensado de Fermi es un estado súper fluido formado por fermiones a temperaturas extremadamente bajas. Está relacionado con el condensado de Bose-Einstein, diferenciándose en que, en vez de bosones, se utilizan fermiones (todo átomo con un número impar de electrones + protones + neutrones, como el potasio-40).

(7) El O forma moléculas gaseosas diatómicas O₂. Es el gas oxígeno que se encuentran en el aire, lo respiramos y es inodoro. Pero en las capas altas de la atmósfera por descargas eléctricas en las tormentas, se forma un gas con tres átomos de oxígeno

O3. Es otra sustancia química, el ozono, con otras propiedades, que hoy son motivo de gran preocupación por la disminución de la capa protectora de ozono (estratosfera, a unos 40 km de altura). Además posee un olor fosforado inconfundible, "olor a lluvia".

Son sustancias simples distintas formadas por átomos del mismo elemento químico (variedades alotrópicas del oxígeno).

El carbono es otro elemento que presenta variedades alotrópicas siendo dos de ellas muy indicativas de la importancia de la organización en la molécula, de la forma en que están ordenados los átomos. El grafito y el diamante son sustancias simples formadas ambas por carbono y bien sabemos que sus propiedades y usos son muy diferentes.

EJERCITACIÓN

1-Marcar la opción correcta. Una solución es:

- a-Un sistema material polifásico
- b-Un sistema material no fraccionable
- c-Un sistema material que por descomposición da dos o más sustancias simples
- d-Un sistema material homogéneo fraccionable
- e-Un sistema material que por descomposición da dos o más sustancias compuestas

2-Marcar la opción incorrecta

- a-El movimiento de las moléculas, átomos o iones está restringido en un sólido
- b-En los gases predominan las fuerzas de repulsión sobre las de atracción, de debido a la Energía cinética de las partículas
- c-En los sólidos amorfos las partículas están ordenadas regularmente
- d-En los gases la distancia intermolecular es muy grande
- e-Los gases no poseen volumen propio

3- Marcar la opción correcta. Un sistema material formado por agua líquida, hielo, arena y limaduras de hierro

- a-Tiene 4 fases y cuatro componentes
- b-Tiene 3 fases y cuatro componentes
- c-Tiene 3 fases y tres componentes
- d-Tiene 4 fases y tres componentes
- e-Ninguna es correcta

4-Dadas las siguientes clases de materia: Cloruro de sodio y un trozo de Zinc

Indicar la /las opciones que correspondan a cada una de ellas

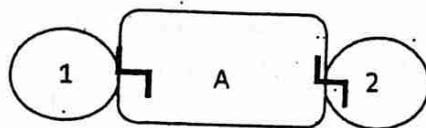
a-Sustancia que no puede descomponerse por ningún método conocido

b-Sistema homogéneo no fraccionable

c-Sistema que presenta diferentes propiedades intensivas en algún punto de su masa

d-Sistema que presenta iguales propiedades intensivas en toda su masa

5-En el balón 1 se encuentra aislado un gas (partículas de color azul) y en el balón 2 hay otro gas (partículas de color rojo). Cuando ambos gases se mezclan en el recipiente A, el sistema resultante será. (Marcar la opción correcta)



Ha-Heterogéneo de dos fases y dos componentes

B-Heterogéneo de dos fases y un componente

C-Homogéneo de una fase y dos componentes

D-No se mezclan

e-Ninguna afirmación es correcta

UNIDAD N°2

ESTRUCTURA ATÓMICA Y TABLA PERIÓDICA

El átomo -que no tiene partes, no se puede dividir- dio lugar en los últimos siglos a una serie de teorías atómicas, que se fueron sucediendo y reemplazando, hasta llegar en el siglo XX a la teoría atómica actual. Esto se logra a la par del desarrollo tecnológico e instrumental, que permitió experimentar y revelar datos que nos llevaron a deducir (no ver) la estructura compleja de estas partículas inimaginablemente pequeñas. Y decimos teoría atómica actual, no definitiva pues se enriquece y amplía en forma permanente.

En esta breve síntesis histórica de los modelos que el hombre fue planteando para explicar el átomo veremos que en las ciencias nada es definitivo. Ya en el siglo V a C los pensadores griegos se planteaban y discutían la naturaleza del ser y de la materia: ¿Es la materia continua? ¿Se puede dividir infinitamente? ¿Está formada por partículas fundamentales indivisibles? ¿Existen el vacío y el movimiento en sí mismos? Estas eran las preguntas fundamentales ya que sus respuestas impactaban tanto en lo científico, como en lo filosófico y teológico.

Sin tecnología y lejos del método científico experimental, sólo apoyados por el razonamiento lógico para interpretar los hechos, Leucipo y Demócrito desarrollaron un verdadero sistema filosófico: el atomismo.

La figura dominante en los albores de la teoría atómica es la de Demócrito de Abdera, viajero incansable, observador y estudioso a lo largo de más de cien años de vida que se le atribuyen. Premiado y también denostado por sus contemporáneos, hacía de la risa y el buen humor una manera de vivir. "Fui a Atenas y nadie me vio, conocí a Sócrates, pero él no me conoció a mí". Sabio extravagante y genio legendario, elegido por el pueblo (eso significa su nombre) y combatido por sus pares, que fueron muchos dada su larga vida. Atenas en general y Sócrates en particular, lo ignoraban. Platón llegó a pedir que se quemaran todas sus obras, lo que probablemente se hizo, ya que sólo quedan fragmentos sueltos de sus más de setenta obras de ética, física, matemática, geometría, técnica, música, etc. Aristóteles negaba sus conclusiones y se oponía a sus teorías con el argumento de que no puede existir el vacío entre las partículas. Según la doctrina aristotélica, la materia está constituida de forma continua y puede dividirse indefinidamente. Tanto se le opuso Aristóteles, citando constantemente sus ideas para combatirlas y refutarlas, que se convirtió en la fuente para conocer a Demócrito. Sólo su discípulo Epicuro aceptaba y defendía sus ideas pero modificándolas a voluntad y conveniencia. En cuanto a Leucipo, maestro de Demócrito, muchos sostenían que nunca existió, que fue inventado por el extravagante pensador para darse un maestro. Postulados básicos de Demócrito:

Los átomos son eternos, indivisibles, homogéneos, incompresibles e invisibles. Los átomos se diferencian en forma y tamaño y se unen para formar los cuerpos. Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos. Los átomos estuvieron y estarán siempre en movimiento en el vacío. "Nada existe excepto átomos y espacio vacío. Todo lo demás son opiniones" decía, por lo que fue considerado el primer ateo, y su teoría atómica desechada y olvidada por dos

mil años, volviendo a ser considerado recién en el renacimiento en coincidencia con las críticas a la obra de Aristóteles.

En la segunda mitad del siglo XVIII comienza a gestarse la ciencia experimental, la Química moderna, con múltiples esfuerzos, entre los que se destacan los experimentos de Lavoisier (la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma), de Proust (ley de las proporciones definidas), y de John Dalton, que concluyen con la presentación (1808) por el propio Dalton del primer modelo atómico de la materia con bases experimentales.

MODELO ATÓMICO de DALTON

Postula que la materia es discontinua y que está formada por partículas muy pequeñas e indivisibles a las que llama átomos, en tardío homenaje a la clarividencia de Demócrito.

- Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen el mismo peso y las mismas propiedades.
- Los átomos de diferentes elementos tienen pesos diferentes.
- Los átomos no se dividen en las reacciones químicas.
- Los compuestos químicos se forman al unirse átomos de dos o más elementos.

El mérito de Dalton fue la comprobación de que la materia es discontinua, pero los experimentos que se sucedieron durante el siglo XIX demostraron que los átomos sí tenían partes y que éstas se podían separar.

La naturaleza eléctrica de la materia y la existencia de partículas subatómicas se demostró con numerosos experimentos entre los que se destacan:

La electrólisis de Faraday (1834): los iones.

Los tubos de descarga con gases de Crookes (1890) y Thomson (1897): el electrón.

La radioactividad (1896) por Becquerel y los esposos Curie: radiaciones alfa, beta y gama.

MODELO ATÓMICO de THOMSON

Ya demostrado que el átomo, siendo neutro, tenía unas partículas subatómicas positivas y otras negativas en igual cantidad, los electrones, J. J. Thomson propone un modelo atómico en donde los electrones se encontraban inmersos en una masa de carga positiva como las pasas de uva en un pastel. O sea todas las partículas, positivas y negativas, uniformemente distribuidas por todo el volumen del átomo. Así podía explicar la formación de iones pero fracasaba en cuanto a la radioactividad.

El modelo de Thomson es descartado en 1911 cuando E. Rutherford realiza ante la comunidad científica su famoso experimento de bombardear una delgadísima lámina de oro con partículas alfa. Demuestra que la masa y la carga positiva del átomo están concentradas en una zona muy pequeña y central: el núcleo atómico. El radio nuclear es 10.000 veces menor que el radio atómico.

El MODELO de RUTHERFORD

Fue un avance fundamental al postular la concentración nuclear de masa y carga (en los protones) y plantear un enorme espacio casi vacío ocupado sólo por los electrones cuya masa es insignificante. También predijo la existencia del neutrón, que fue comprobada por Chadwick en 1932.

Sin embargo no explicaba los espectros atómicos y contradecía las leyes del electromagnetismo.

Niels Bohr, basándose en la propuesta de Rutherford, presenta un modelo (1913) donde incluye también las novedades del momento desarrolladas por M. Planck (energía cuántica) y por A. Einstein (efecto fotoeléctrico).

MODELO ATÓMICO de BOHR

Es en realidad una propuesta sólo para el átomo de hidrógeno y logra explicar el espectro de emisión de dicho átomo. Asimismo sus ecuaciones funcionan sólo para el átomo de hidrógeno porque tiene un solo electrón.

Bohr encontró una ecuación sencilla para la energía que podía tener un electrón. En esta ecuación hay una sola variable = n , que denomina **número cuántico**, y que puede tomar valores enteros y positivos desde uno hasta infinito. Según el valor de n será la energía del electrón, y no podrá tener otros valores de energía que los permitidos por $n=1$; $n=2$; $n=3$; etc.-

Su modelo atómico se resume:

*El electrón se mueve alrededor del núcleo en **órbitas circulares bien definidas**.-

*No es permitida cualquier órbita sino sólo las que coincidan con un valor de energía permitido por n . O sea que el electrón tiene únicamente lugares definidos de movimiento a los que llamó **estados estacionarios o niveles de energía**, designándolos con las letras K, L, M, N, O, P, Q; que corresponden a valores de n : 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7. (La energía aumenta a medida que el electrón se aleja del núcleo).-

*Cuando el electrón permanece en una órbita no irradia. Al cambiar de una órbita (o estado) de alta energía a otro de energía menor se emite una cantidad de energía igual a la diferencia de energías entre las dos órbitas. Al registrar esa energía emitida se forman los espectros de emisión atómica, con las líneas características de cada tipo de átomo.-

El modelo de Bohr fue un avance fundamental en la comprensión de la estructura y comportamiento atómico, pero tenía fallas y fue abandonado en la década siguiente. Sus cálculos resultaron adecuados para explicar el átomo de hidrógeno con su único electrón, pero no se cumplieron en átomos multielectrónicos. La falla radicaba en considerar la trayectoria del electrón como una órbita definida.-

BASES DE LA TEORÍA ATÓMICA MODERNA

El modelo atómico actual tiene bases tanto matemáticas como físicas y químicas para explicar la estructura del átomo. Analizaremos los principios en que se funda la teoría atómica actual y sus conclusiones, sin incursionar a fondo en la resolución matemática de las funciones de onda que son motivo de estudios superiores.-

LA TEORÍA CUÁNTICA Y LA DUALIDAD ONDA PARTÍCULA

La luz:

- Es energía radiante de carácter electromagnético y se propaga en línea recta en distintos medios o en el vacío
- Es compuesta: formada por muchas radiaciones que viajan a la misma velocidad con distintas longitudes de onda y distinta frecuencia.

El ojo humano puede ver algunas de estas radiaciones: las que tienen longitudes de onda entre 8.000 y 4.000 Angstrom. Es la luz blanca que, al dispersarse (prisma), comprobamos que está formada por rojo, anaranjado, amarillo, azul, índigo y violeta (espectro visible). También la forman otras radiaciones que no vemos. Algunas de longitud de onda más amplia y de menor frecuencia que la luz roja. Son las radiaciones infrarrojas, que pueden tener longitud de onda tan larga como las ondas de radar, de radio, de televisión o de la telegrafía sin hilos ($\lambda = 20 \text{ km}$).

Otras de muy corta longitud de onda y cada vez mayor frecuencia (más penetración, mayor capacidad de producir daño) son las radiaciones ultravioletas. Rayos X, rayos gama, rayos cósmicos.-

La naturaleza de la luz:

Newton propuso la **teoría corpuscular de la luz**: las fuentes luminosas emiten corpúsculos luminosos muy livianos y veloces (300.000 km/seg en el vacío).

La intensidad depende de la cantidad de corpúsculos emitidos en la unidad de tiempo.-

Huygens y Maxwell proponen la **teoría ondulatoria de la luz**, que supone una transmisión **continua** de energía radiante: el primero la explicaba como una onda mecánica en el éter cósmico (similar al sonido); y Maxwell y Hertz sostienen que la onda que se propaga es un campo electromagnético.-

Max Planck anuncia en 1901 que la luz no es emitida en forma continua sino en unidades discretas o **cuantos**. Un sistema generador de energía emite cuantos con una cierta **frecuencia** (cantidad de vibraciones por segundo o ciclos ν -nu-). Esos cuantos se desplazan con una determinada **longitud de onda** λ (lambda). La cantidad de energía luminosa **E** que tiene un cuanto es un **fotón** (la unidad más pequeña de energía).

Planck descubre que la E es directamente proporcional a la frecuencia ν , y que se relacionan por una constante universal conocida como constante de Planck: h

$$h = 1,5836 \times 10^{-37} \text{ Kcal por segundo} = 6,6238 \times 10^{-27} \text{ ergios por segundo}$$

$$\text{La fórmula de Planck es: } E = h \cdot \nu$$

También encontró que la frecuencia y la longitud de onda se relacionan por c (la velocidad de la luz). $\nu = c / \lambda$

En 1905 Albert Einstein explica con éxito el "efecto fotoeléctrico" aplicando la teoría cuántica y el concepto de fotón.-

En 1924: Luis De Broglie llega a la conclusión de que la naturaleza de la luz no es sólo corpuscular ni sólo ondulatoria, sino ambas cosas a la vez. Algunas propiedades y fenómenos pueden describirse mejor por su naturaleza ondulatoria, mientras que otros se entienden mejor por su naturaleza corpuscular, en términos de cuantos (o fotones) con una cierta energía y una cierta masa. Esto se conoce como **dualidad onda - partícula**, y al aceptar esta posibilidad se lograron rápidos avances en la explicación de la estructura y comportamiento del átomo y las partículas subatómicas.-Esta dualidad

está presente no sólo en la luz sino también en cualquier partícula. Es la naturaleza de la materia, y tiene enorme importancia en el átomo y las partículas subatómicas, pero casi carece de importancia en cuerpos mayores que las moléculas.-
Una partícula de masa m (por ej. un electrón), que se mueve a una velocidad v , lo hará con un movimiento ondulatorio que tendrá una longitud de onda λ :

$$\lambda = h / m \cdot v$$

HEISENBERG: PRINCIPIO de INCERTIDUMBRE-CONCEPTO de ORBITAL

Para definir una trayectoria debemos conocer la velocidad y la posición del objeto en cada momento de su desplazamiento. Esto podemos hacerlo con muy poca incertidumbre en el caso de estudiar, por ejemplo, la trayectoria de un avión.

Para el caso de investigar velocidad y posición de las pequeñísimas partículas subatómicas, como el electrón, me encuentro con el problema de que el instrumento de medición o de localización (fotones, radiaciones,...) tiene energía similar a la del propio electrón. Esto genera alteraciones muy importantes en la trayectoria del electrón e introduce una gran incertidumbre en la medición.

Si buscamos un avión con ondas luminosas de un reflector o con las ondas del radar no vamos a afectar su desplazamiento cuando dichas radiaciones lo detecten.

Si buscamos un electrón, cada vez que un fotón detecte su posición va, al mismo tiempo, a alterar su energía y movimiento.

En 1926 Heisenberg plantea el principio de incertidumbre: **Es imposible determinar con exactitud y simultáneamente la posición y la velocidad del electrón. Sólo podemos calcular la probabilidad de encontrarlo en un determinado espacio.**

Es imposible entonces admitir una órbita fija y circular como postulaba Bohr. Según Bohr el electrón del hidrógeno se encontraba siempre a $0,53 \text{ \AA}$ del núcleo.

Sí podemos decir que la mayor probabilidad de encontrar al electrón del átomo de hidrógeno corresponde a una esfera que envuelve al núcleo (un espacio, un volumen).

En el átomo de hidrógeno hay un 99 % de probabilidades de encontrar al electrón en todo el volumen de una esfera de $0,53 \text{ \AA}$ de radio.-

El electrón ocupa un orbital, y no una órbita. Un orbital atómico es la región del espacio que rodea al núcleo donde es más probable encontrar un electrón.

SCHRÖDINGER Y LA MECÁNICA CUÁNTICA (1926)

Descartada la sencilla ecuación de Bohr con una sola variable (número cuántico n), es propuesta por Schrödinger una ecuación para definir el comportamiento del electrón considerando su carácter ondulatorio. Se la llama **ecuación de Schrödinger o ecuación de onda** que tiene tres variables (tres números cuánticos enteros) y marca el inicio de la Mecánica Cuántica.-

Esta ecuación, sumamente complicada, sólo puede resolverse para unos pocos átomos, siendo uno de ellos el de hidrógeno, y los resultados concuerdan exactamente con las líneas del espectro de emisión del hidrógeno obtenidas experimentalmente (tanto las

frecuencias, como las longitudes de onda y las energías). Y las conclusiones obtenidas con el hidrógeno se pueden aplicar con éxito a los demás sistemas atómicos.-

Al resolver la ecuación de onda se obtiene un conjunto de funciones matemáticas llamadas **funciones de onda**, que describen el movimiento y la energía del electrón dentro de los límites del principio de incertidumbre, o sea en términos de probabilidad. Cada función de onda corresponde a un valor de energía, y describe un espacio alrededor del núcleo donde es probable encontrar a un electrón que tenga esa energía. Esa zona se llama orbital, y en cada nivel de energía puede haber uno o más orbitales (introduciéndose el concepto de subniveles).

La ubicación de cada electrón en el átomo se define conociendo los números cuánticos que lo caracterizan y lo definen. Son cuatro, designados por letras que pueden tomar distintos valores numéricos:

- n = principal
- l = azimutal
- m = magnético
- s = spin

El n° cuántico principal "n": Indica el nivel de energía donde se encuentra el electrón

El n° cuántico azimutal "l": indica el subnivel de energía (dentro de cada nivel principal) en que está el electrón, y también define la forma del orbital.

El n° cuántico magnético "m": Nos indica el campo magnético generado por el movimiento del electrón en torno al núcleo atómico, y determina la orientación en el espacio de cada subnivel o sea de cada orbital. Sus valores posibles son números enteros entre "+l" y "-l", incluyendo el cero.

El n° cuántico del spin "s": Está relacionado con el campo magnético originado por la rotación del electrón alrededor de su eje

A los valores 0, 1, 2 y 3 del número cuántico orbital se los designa con las letras s, p, d y f y como tales corresponden a los subniveles de energía. Cada uno de estos subniveles pueden tener:

SUBNIVEL	ORBITALES	ELECTRONES
s	1	2
p	3	6
d	5	10
f	7	14

Pues cada orbital puede completarse con electrones de spines opuestos (+1/2) y (-1/2).

De este modo se cumple siempre el "**Principio de exclusión de Pauli**": en un átomo no existen dos electrones con el mismo conjunto de números cuánticos.-

Los electrones apareados son menos activos (más estables) que los desapareados.

Distintos niveles tienen distintas energías, siendo el nivel 1 (n=1) el de menor energía, que aumenta a medida que aumenta n (más lejos del núcleo, más energía). Tener en

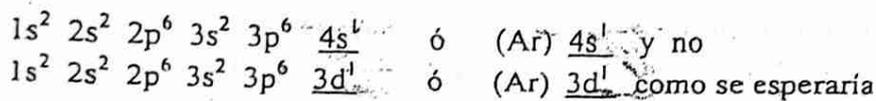
cuenta que la diferencia de energía entre dos niveles es importante entre los primeros niveles, y es menor entre los niveles superiores. (Entre $n=1$ y $n=2$ hay un importante salto de energía, en cambio entre $n=4$ y $n=5$ el salto es mucho menor). Este dato es importante para explicar las superposiciones.

Entre los subniveles también hay diferencias de energía: en un mismo nivel (Ej.: $n=4$) los orbitales s son los de menor energía, luego los p , los d , y los f son los de mayor energía. La diferencia de energía entre orbitales en un nivel, es menor que la diferencia de energía entre niveles.

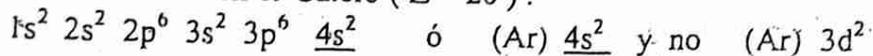
La energía de cada tipo de orbital en un nivel dado, es la misma independientemente de su orientación espacial. Así los tres orbitales p (x , y , z) tienen la misma energía en cada nivel. Del mismo modo que los electrones ubicados en los cinco orbitales d , tienen la misma energía.

Las superposiciones y "anomalías" comienzan entre el nivel 3 y el 4 donde tenemos que la energía del orbital $4s$ es ligeramente menor que la energía de los orbitales $3d$.

Por eso la configuración electrónica del potasio ($Z=19$) es:



Lo mismo ocurre con el Calcio ($Z=20$):



O sea que los orbitales d del nivel 3 se superponen con los orbitales s del nivel 4, y, al ser éstos de menor energía que los primeros, se comienza a llenar el nivel 4 (orbitales s) antes de completarse el nivel 3 (orbitales d).

Completado el orbital $4s$ con el calcio, los 10 electrones siguientes se ubicarán en los orbitales $3d$, comenzando por el Escandio ($Z=21$) y terminando con el Cinc ($Z=30$). Este conjunto de 10 elementos, que incorporan electrones en orbitales del nivel 3 (d) después de haberlo hecho en el nivel 4 (s), se llama elementos de transición. Igual nombre llevan los elementos que repiten esta anomalía con los orbitales $4d$, $5d$ y $6d$. Al realizar las configuraciones electrónicas de los elementos debemos tener en cuenta estas anomalías. Podemos ayudarnos:

- con tablas o diagramas de los niveles relativos de energía de los orbitales atómicos
- partir de la configuración electrónica del gas noble o inerte que antecede al elemento
- tener en cuenta el principio de máxima multiplicidad o Regla de Hund (máxima cantidad posible de orbitales semillenos).

TEORÍA ATÓMICA ACTUAL

El átomo es un sistema organizado, quizá el primero y más pequeño de la naturaleza, formado por partículas más pequeñas todavía: las partículas subatómicas (protón, neutrón, electrón), que se organizan en dos zonas: una central (el núcleo atómico) y otra periférica (los orbitales atómicos).

El núcleo del átomo se encuentra en posición central. Es una zona muy pequeña y densa, con movimiento mínimo, que contiene la masa y la carga positiva del átomo, comprimidas en un espacio reducido ocupado por protones y neutrones.

La zona orbital se extiende alrededor del núcleo y es miles de veces más grande que éste. Está ocupada por los electrones; partículas de masa insignificante, carga negativa y gran movimiento permanente e impredecible.

El protón es una partícula nuclear- con masa unitaria (1 uma)

- con carga eléctrica positiva unitaria (1 cuanto)
- cantidad constante para cada átomo = n° atómico = Z
- sin movimiento

El protón hace que el núcleo sea pesado y positivo. Todos los átomos de un elemento químico tienen una cantidad fija, constante, de protones. Todos los átomos del elemento 1 (hidrógeno) tendrán siempre 1 protón. Todos los átomos del elemento 26 (hierro) tendrán siempre 26 protones. La cantidad de protones nos da el número atómico (Z) de cada elemento químico.

El neutrón es una partícula nuclear - con masa unitaria (1 uma)

- sin carga eléctrica (eléctricamente neutro)
- cantidad variable (igual o próxima a Z)
- sin movimiento

El neutrón hace que el núcleo sea pesado y posible, interponiéndose entre los protones evita que las cargas positivas se repelan y puedan estar comprimidas en el núcleo. Su cantidad en cada tipo de átomos es variable dando lugar a la existencia de isótopos: átomos del mismo elemento químico (el mismo n° atómico) pero con diferente peso atómico. Por eso en la tabla periódica vemos que los pesos atómicos no son números enteros, sino el promedio de los pesos de los isótopos de cada elemento (considerando la abundancia relativa de cada uno en la naturaleza).

El electrón es una partícula orbital con masa tan ínfima que no se la considera

- con carga eléctrica negativa unitaria (1 cuanto)
- cantidad constante para cada átomo = n° atómico = Z
- con activo, permanente e impredecible movimiento

El electrón es una partícula ondulatoria. Presenta movimientos de rotación sobre sí mismo y de traslación cambiando permanentemente de dirección y velocidad, por los choques entre sí y la repulsión entre sus cargas negativas. El electrón hace que el átomo sea negativo, dinámico, y reactivo. Mediante los electrones más alejados del núcleo los átomos se relacionan entre sí formando enlaces o uniones químicas que originan las moléculas (recordemos que las sustancias existen como moléculas).

La cantidad de electrones de un átomo es igual a la cantidad de protones, y esa cantidad es la que determina el n° atómico del elemento: Z. Por esto todo átomo es eléctricamente neutro, no tiene carga eléctrica neta, porque la cantidad y magnitud de las cargas positivas y negativas son iguales. Neutro no significa ausencia de carga eléctrica, sino equilibrio entre las positivas y las negativas (entre protones y electrones).

La posición del electrón en el átomo depende de fuerzas opuestas:

Unas que lo atraen hacia el núcleo (atracción entre cargas eléctricas opuestas)

Otras que tienden a alejarlo del núcleo (energía cinética, fuerzas de atracción de otros átomos cercanos).

¿Qué ocurre en este caso que un átomo pierde un electrón y que otro átomo gana un electrón? Se están perdiendo o ganando partículas con carga eléctrica negativa. Ambos átomos dejan de ser neutros, dejan de estar equilibrados eléctricamente, pues no se pierden partículas positivas.

Recordemos que los átomos son sistemas eléctricamente neutros, entonces las partículas que han perdido o ganado electrones no son átomos: se llaman **iones** (ion significa: el que va)

Un átomo que pierde un electrón queda con un protón desequilibrado y su carga eléctrica neta será +1. Esto ocurre con facilidad en los elementos del grupo I (litio, sodio, potasio,...).

Ejemplo: Na.....pierde un electrón.....Na⁺ y un electrón libre que pasa a otro átomo

Átomo de Sodio	Catión Sodio
Na	Na ⁺ + e ⁻

El **catión** es un átomo o un grupo de átomos que tiene carga neta positiva (una o más). Su nombre se debe a que es atraído por el polo negativo o cátodo (catión: el que va al cátodo).

El átomo que gana un electrón está agregando una carga negativa a su sistema, y su carga neta será ahora de -1. Es típico de los halógenos o elementos del grupo VII (flúor, cloro, bromo...), y, en general, de los no metales como el oxígeno o el azufre.

Ejemplo: Cl.....gana un electrón.....Cl⁻

Átomo de Cloro	Anión Cloruro
Cl + e ⁻	Cl ⁻

El **anión** es un átomo o un grupo de átomos con carga neta negativa (una o más), y es atraído por el ánodo o polo positivo (anión: el que va al ánodo).

Los átomos que forman iones son ejemplos de elementos muy reactivos como los metales alcalinos del grupo I, y los no metales del grupo VII (halógenos) y del grupo VI (oxígeno y azufre). Estamos comprobando que estos **metales** y **no metales** no reaccionan en el mismo sentido, pues mientras los primeros **pierden electrones** y se transforman en cationes, los segundos **ganan electrones** formando **aniones**. Hay otros elementos que pierden o ganan electrones con dificultad, otros que no lo hacen pero reaccionan de otras maneras, y también los hay que no reaccionan nunca en ningún sentido (estabilidad o inercia química).

Cada elemento tiene su propia forma de reaccionar, en determinado sentido y con una intensidad característica, al enfrentarse con otras sustancias en diversas condiciones. La **reactividad** es una propiedad intensiva y depende de su naturaleza química, de la

configuración electrónica de cada átomo, y especialmente de la cantidad de electrones que el átomo tiene en el último nivel, en la capa electrónica final, la más alejada del núcleo. Este es el nivel o capa de relación y de valencia.

Habrán tantos comportamientos particulares como átomos distintos, porque cada uno tiene su propia cantidad de electrones y su propia configuración electrónica: una organización particular, única. Pero también hay grupos de átomos que presentan características comunes, por tener la misma cantidad de electrones en su capa de relación y valencia. Vamos a concentrar nuestro estudio en ellos, especialmente en los elementos más representativos, para estudiar las principales formas de reaccionar de manera general y simple; afianzando conceptos básicos y reglas comunes que facilitan el estudio inicial.

Pero siempre teniendo en cuenta que cada elemento es particular y que su estudio en profundidad escapa totalmente a los objetivos de nuestro curso.

En la **tabla periódica de los elementos químicos** encontramos que se los ha ubicado en orden creciente de sus números atómicos. También vemos que hay filas o períodos y columnas o grupos.

Si vemos en una fila o período la configuración electrónica de los elementos que la forman, notaremos que cada elemento tiene un electrón más que el anterior. Las propiedades de los integrantes de una fila van cambiando permanentemente a medida que agregan electrones en el último nivel.

El elemento hidrógeno, H, $Z=1$, tiene un solo electrón que se ubica en el orbital $1s$. Si se adiciona un electrón se completa el orbital $1s$ con dos electrones ($1s^2$), que corresponde al elemento helio, He $Z=2$. Estos dos elementos constituyen el primer período de la tabla periódica, que es muy corto y corresponde al llenado del orbital $1s$.

Agregando un nuevo electrón se ubica en el segundo nivel el orbital $2s$. En primer lugar encontramos al elemento Litio $Z=3$ ($1s^2 2s^1$), con un nuevo electrón obtenemos el elemento Berilio $Z=4$ ($1s^2 2s^2$). La adición de un quinto electrón se realiza en uno de los orbitales $2p$ y corresponde al elemento boro, B $Z=5$ ($1s^2 2s^2 2p_x$). Un nuevo electrón que se agregue, no puede completar el orbital $2p_x$, sino que se ubica en uno de los orbitales p vacíos $2p_y$ (Regla de Hund: no se completa un orbital mientras no haya por lo menos un electrón en cada uno de los orbitales de igual energía): carbono C, $Z=6$ ($1s^2 2s^2 2p_x 2p_y$). Lo mismo sucede con el elemento nitrógeno N, $Z=7$ ($1s^2 2s^2 2p_x 2p_y 2p_z$). Un electrón más completa uno de los orbitales p en el oxígeno, O $Z=8$, ($1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y 2p_z$), con un electrón más se completa un segundo orbital p en el flúor, F $Z=9$, ($1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z$). Con la adición de un nuevo electrón se completa el último orbital p y también se completa el segundo nivel electrónico, en el segundo gas inerte neón, Ne $Z=10$, ($1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_y^2 2p_z^2$). Estos ocho elementos constituyen el segundo período de la tabla periódica, que es corto y corresponde al llenado de los orbitales $2s$ (2 elementos) y $2p$ (6 elementos).

De igual manera se produce el llenado de los orbitales $3s$ (2 elementos) y $3p$ (6 elementos) resultando el tercer período, también corto formado por ocho elementos.

Los períodos cuarto y quinto son largos, están formados por 18 elementos cada uno, correspondiendo la siguiente secuencia de llenado de orbitales:

Cuarto período, primero se llena el orbital 4s (2 elementos), luego los orbitales 3d (10 elementos) que constituyen la primera serie de los elementos de transición y finalmente los orbitales 4p (6 elementos)

Quinto período: orbital 5s (2 elementos), orbitales 4d (10 elementos): segunda serie de los elementos de transición y orbitales 5p (6 elementos).

Los períodos sexto y séptimo son largos y corresponden al llenado de orbitales s, f y d.

Esta periodicidad de las estructuras electrónicas, se refleja en la periodicidad de las propiedades de los elementos y sus compuestos, quedando encolumnados los elementos que presentan propiedades químicas semejantes, constituyendo los grupos.

GRUPO ES EL CONJUNTO DE ELEMENTOS UBICADOS EN UNA COLUMNA
PERÍODO ES EL CONJUNTO DE ELEMENTOS UBICADOS EN UNA FILA HORIZONTAL DE LA
CLASIFICACIÓN PERIÓDICA

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Radio atómico

Es la distancia de los electrones más externos al núcleo. Esta distancia se mide en Angstrom ($A = 10^{-8}$), dentro de un grupo Sistema periódico, a medida que aumenta el número atómico de los miembros de una familia aumenta la densidad, ya que la masa atómica crece más que el volumen atómico, el color F (gas amarillo verdoso), Cl (gas verde), Br (líquido rojo), I sólido (negro púrpura), el lumen y el radio atómico, el carácter metálico, el radio iónico, aunque el radio iónico de los elementos metálicos es menor que su radio atómico.

Afinidad electrónica

La electro afinidad, energía desprendida por un ion gaseoso que recibe un electrón y pasa a átomos gaseosos, es igual el valor al potencial de ionización y disminuye al aumentar el número atómico de los miembros de una familia. La electronegatividad es la tendencia de un átomo a captar electrones. En una familia disminuye con el número atómico y en un período aumenta con el número atómico.

Potencial de ionización:

Energía necesaria para arrancar una e^- de un átomo aislado en fase gaseosa en su estado fundamental y obtener un ion mono positivo gaseoso en su estado fundamental más un electrón sin energía cinética. Siempre se les asigna un valor positivo, por tratarse de una reacción endotérmica.

Dentro de una familia, el aumento del número de electrones tiende a reducir el potencial de ionización debido a los efectos combinados del tamaño y de efecto pantalla. Al descender en un grupo, se obtienen átomos más voluminosos en los que los electrones están menos retenidos, por lo que el potencial de ionización decrecerá. En un período tiende a aumentar al hacerlo el número atómico. En principio, la tendencia que cabría esperar es que al aumentar la carga nuclear efectiva y no aumentar apenas el radio atómico, la energía de ionización sea cada vez mayor. El conocimiento de los valores relativos de las energías de ionización sirve para predecir si un elemento tenderá a formar un compuesto iónico o covalente

Energía de ionización	Tendencia del elemento	Tipo de compuesto
Baja	Perder electrones y dar iones positivos	Iónicos
Elevada	Compartir electrones	Covalentes
Muy elevada	Ganar electrones y dar iones negativos	Iónicos

Electronegatividad

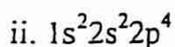
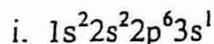
Mide la tendencia de un átomo de atraer hacia sí electrones, cuando está químicamente combinado con otro átomo. Cuanto mayor sea, mayor será su capacidad para atraerlos. **Pauling** la definió como la capacidad de un átomo en una molécula para atraer electrones hacia sí. Sus valores, basados en datos termoquímicos, han sido determinados en una escala arbitraria, denominada *escala de Pauling*, cuyo valor máximo es 4 que es el valor asignado al flúor, el elemento más electronegativo. El elemento menos electronegativo, el cesio, tiene una electronegatividad de 0,7. La electronegatividad de un átomo en una molécula está relacionada con su potencial de ionización y su electroafinidad.

Un átomo con una afinidad electrónica muy negativa y un potencial de ionización elevado, atraerá electrones de otros átomos y además se resistirá a dejar ir sus electrones ante atracciones externas; será muy electronegativo.

Las electronegatividades de los elementos representativos aumentan a lo largo de los periodos a medida que aumenta el Z y de abajo a arriba dentro de cada grupo.

EJERCITACIÓN

1) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:



Indicar:

- Grupo y período al que pertenecen los elementos
- Número de protones

c) Indicar si la electronegatividad, potencial de ionización y carácter metálico serán grandes o no.

2) Dada la especie X con $Z=26$ y $A=56$

Indique i) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones posee?, ii) escriba la configuración electrónica correspondiente, iii) Indique si tendrá o no propiedades metálicas. Si posee propiedades de conducción eléctrica, justifique adecuadamente a través de la teoría de bandas.

3) Dado el siguiente esquema de la Tabla Periódica en forma genérica, en la que las letras no representan los símbolos de los elementos, encuadre la letra V si la proposición es verdadera y la F si es falsa:

	I	II									III	IV	V	VI	VII	0
1																
2	A	B									C			J	L	Q
3	D													K	M	R
4	E					P			W						N	S
5	F	Z				X			Y		T					
6	G											H	I			
7	U															

- a) A y B son elementos no metálicos V - F
- b) N y E son elementos representativos V - F
- c) Z pertenece al quinto período V - F
- d) La electronegatividad de L es menor que la de N V - F
- e) C es un elemento del segundo grupo V - F
- f) Los elementos A, D, E, F y G pertenecen al primer período V - F
- g) Los átomos del elemento L tienen menor electroafinidad que los de A V - F
- h) El P.I. de F es menor que la de B V - F

4) Utilizando el mismo esquema de tabla periódica del ejercicio anterior lea cada una de las siguientes afirmaciones. Si son verdaderas encuadre la letra V. Si son falsas encuadre la F y coloque en el espacio en blanco la o las palabras que transformarían en verdadera la proposición falsa modificando solamente el o los términos subrayados:

- a) Los elementos, L, M y N son gases nobles V - F
- b) La electronegatividad de Z es mayor que la de M V - F

c) Los electrones del nivel más externo de C son dos - F

d) J es un metal V - F

e) C posee tres electrones en el último nivel ocupado V - F

g) W no conduce la corriente eléctrica en estado sólido V - F

h) La electronegatividad de L es mayor que la de K V - F

j) H e I son no metales V - F

5) Un ion bivalente positivo posee 18 electrones y $A = 41$.

a) Cuántos neutrones, protones y electrones tienen el átomo neutro y el ion?

b) Escriba la configuración electrónica del átomo neutro e indique en que grupo y período se encuentra en la tabla periódica

c) Dar la fórmula química del compuesto que forma con el oxígeno e indicar: i) si conducirá la corriente eléctrica, ii) en qué estado de agregación se encuentra a temperatura ambiente y 1 atm de presión.

6) Los elementos con símbolos genéricos V, W, X, Y y Z responden a las siguientes características:

V: configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

W: pertenece al 2 do período grupo III A.

X: $Z = 54$

Y: configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Z: es un alcalino térreo del cuarto período.

UNIDAD N°3

UNIONES QUÍMICAS

INTRODUCCIÓN

Un *enlace químico* es el proceso físico responsable de las interacciones atractivas entre átomos y moléculas, y que confiere estabilidad a los compuestos químicos biatómicos y poli atómicos. La explicación de tales fuerzas atractivas es un área compleja que está descrita por las leyes de la electrodinámica cuántica. Sin embargo, en la práctica, los químicos suelen apoyarse en la mecánica cuántica o en descripciones cualitativas que son menos rigurosas, pero más sencillas en su descripción del enlace químico. En general, el enlace químico fuerte está asociado con la compartición o transferencia de electrones entre los átomos participantes. Las moléculas, cristales, y gases biatómicos -o sea la mayor parte del ambiente físico que nos rodea- están unidos por enlaces químicos, que determinan la estructura de la materia.

Los enlaces varían ampliamente en su fuerza. Generalmente, el enlace covalente y el enlace iónico suelen ser descritos como "fuertes", mientras que el enlace de hidrógeno y las fuerzas de Van der Waals son consideradas como "débiles".

Teniendo en cuenta que las cargas opuestas se atraen, y que los electrones que orbitan el núcleo están cargados negativamente, y que los protones en el núcleo lo están positivamente, la configuración más estable del núcleo y los electrones es una en la que los electrones pasan la mayor parte del tiempo *entre* los núcleos, que en otro lugar del espacio. Estos electrones hacen que los núcleos se atraigan mutuamente.

En la visión simplificada del denominado enlace covalente, uno o más electrones (frecuentemente un par de electrones) son llevados al espacio entre los dos núcleos atómicos. Ahí, los electrones negativamente cargados son atraídos a las cargas positivas de *ambos* núcleos, en vez de sólo su propio núcleo. Esto vence a la repulsión entre los dos núcleos positivamente cargados de los dos átomos, y esta atracción tan grande mantiene a los dos núcleos en una configuración de equilibrio relativamente fija, aunque aún vibrarán en la posición de equilibrio. En resumen, el enlace covalente involucra la compartición de electrones en los que los núcleos positivamente cargados de dos o más átomos atraen simultáneamente a los electrones negativamente cargados que están siendo compartidos. En un enlace covalente polar, uno o más electrones son compartidos inequitativamente entre dos núcleos.

En una visión simplificada de un enlace iónico, el electrón de enlace no es compartido, sino que es transferido. En este tipo de enlace, el orbital atómico más externo de un átomo tiene un lugar libre que permite la adición de uno o más electrones. Estos electrones recientemente agregados ocupan potencialmente un estado de menor energía (más cerca al núcleo debido a la alta carga nuclear efectiva) de lo que experimentan en un tipo diferente de átomo. En consecuencia, un núcleo ofrece una posición de más fuerte unión a un electrón de lo que lo hace el otro núcleo. Esta transferencia ocasiona que un átomo asuma una carga neta positiva, y que el otro asuma

una carga neta negativa. Entonces, el *enlace* resulta de la atracción electrostática entre los átomos, y los átomos se constituyen en ((iones)) de carga positiva o negativa.

Todos los enlaces pueden ser explicados por la teoría cuántica, pero, en la práctica, algunas reglas de simplificación les permiten a los químicos predecir la fuerza de enlace, direccionalidad y [polaridad (química)] de los enlaces. La regla del octeto y la (TREPEV) teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia]] son dos ejemplos. Las teorías más sofisticadas, como la teoría del enlace de valencia, que incluye la hibridación de orbitales y la resonancia, y el método de combinación lineal de orbitales atómicos dentro de la teoría de los orbitales moleculares, que incluye a la teoría del campo de los ligantes. La electrostática es usada para describir polaridades de enlace y los efectos que ejerce en las sustancias químicas.

Las primeras especulaciones respecto a la naturaleza del *enlace químico* son tan tempranas como en el siglo XII, se suponía que ciertos tipos de especies químicas estaban unidas entre sí por un tipo de afinidad química. En 1704, Isaac Newton esbozó su teoría de enlace atómico, en "Query 31" de su *Opticks*, donde los átomos se unen unos a otros por alguna "fuerza". Específicamente, después de investigar varias teorías populares, en boga en aquel tiempo, de cómo los átomos se podía unir unos a otros, por ejemplo, "átomos enganchados", "átomos pegados unos a otros por reposo", o "unidos por movimientos conspirantes", Newton señaló lo que inferiría posteriormente a partir de su cohesión que:

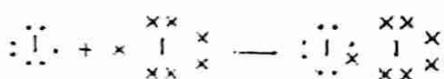
Las partículas se atraen unas a otras por alguna fuerza, que en contacto inmediato es excesivamente grande, a distancias pequeñas desempeñan operaciones químicas y su efecto deja de sentirse no lejos de las partículas.

En las propias palabras de Lewis: Un electrón puede formar parte de las envolturas de dos átomos diferentes y no puede decirse que pertenezca a uno simplemente o exclusivamente.

La teoría de Lewis

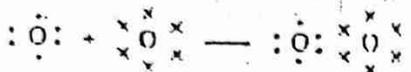
El químico estadounidense Gilbert Newton Lewis (1875-1946) advirtió que el enlace químico entre átomos no podía explicarse como debido a un intercambio de electrones. Dos átomos iguales intercambiando electrones no alterarían sus configuraciones electrónicas; las ideas válidas para el enlace iónico no eran útiles para explicar de una forma general el enlace entre átomos. Sugirió entonces que este tipo de enlace químico se formaba por la posibilidad de compartir uno o más pares de electrones o pares de enlace. Por este procedimiento los átomos enlazados alcanzaban la configuración electrónica de los gases nobles más cercanos en la tabla periódica. Este tipo de configuración de capas completas se corresponde con las condiciones de mínima energía o máxima estabilidad características de la situación de enlace.

La teoría de Lewis, conocida también como *teoría del octeto* por ser éste el número de electrones externos característicos de los gases nobles, puede explicar, por ejemplo, la formación de la molécula de yodo I₂:



Ambos átomos, que individualmente considerados tienen siete electrones en su capa externa, al formar la molécula de yodo pasan a tener ocho por compartir un par de electrones

Existen moléculas cuya formación exige compartir más de un par de electrones. En este caso se forma un *enlace covalente múltiple*. Tal es el caso de la molécula de oxígeno O₂:

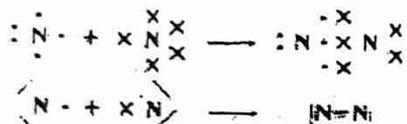


para cuya formación se comparten dos pares de electrones. Representado cada par de electrones mediante una línea resulta:

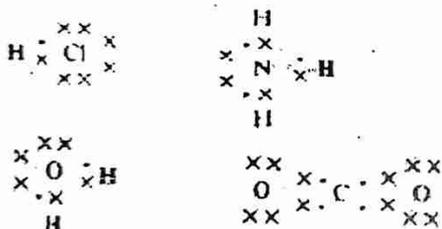


que indica más claramente la formación de un *doble enlace*.

En la molécula de nitrógeno N₂ sucede algo semejante, sólo que en este caso se han de compartir tres pares de electrones para alcanzar el octeto, con la formación consiguiente de un *triple enlace*:

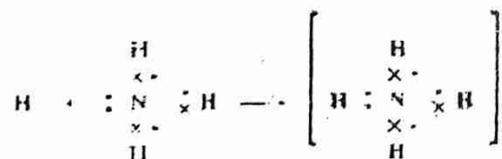


Esta explicación puede extenderse al caso de las moléculas formadas por átomos de elementos no metálicos diferentes entre sí, tales como HCl, NH₃, H₂O o CO₂ por ejemplo:



Lewis contempló la posibilidad extrema de que los pares electrónicos de enlace fueran aportados por un sólo átomo.

Tal es el caso de ion, NH₄⁺, en el cual el átomo de nitrógeno aporta el par de electrones al enlace con el ion H⁺:



Este tipo de *enlace covalente* se denomina *coordinado o dativo*.

Los subíndices que aparecen en las fórmulas químicas de compuestos covalentes expresan el número de átomos que se combina para formar una molécula y están, por tanto, relacionados con la capacidad de enlace de cada uno de ellos, también llamada *valencia química*. Según la teoría de Lewis, la configuración electrónica de la capa externa condiciona dicha capacidad y es la responsable del tipo de combinaciones químicas que un determinado elemento puede presentar.

La teoría del enlace de valencia

La formación del enlace covalente simple tiene lugar cuando los orbitales correspondientes a dos electrones desapareados de átomos diferentes se superponen o solapan, dando lugar a una región común en la cual los dos electrones con espines opuestos, tal y como exige el principio de exclusión de Pauli, ocupan un mismo orbital. Ese par compartido constituye el elemento de enlace entre los dos átomos.

Así, por ejemplo, cuando dos átomos de H se aproximan suficientemente, existe una disposición en la cual sus nubes electrónicas están parcialmente solapadas y para la que la energía potencial del conjunto es mínima, constituyendo, pues, una situación de enlace. En términos electrónicos puede afirmarse que el orbital $1s$ de cada átomo de hidrógeno, semiocupado por su electrón correspondiente, es completado por el electrón del otro átomo de hidrógeno. Los dos electrones con espines opuestos de este par, son atraídos entonces por cada uno de los núcleos, constituyendo el *par de enlace*. La existencia de este par común es lo que determina que los núcleos estén ligados entre sí con las limitaciones que, en cuanto a proximidad, imponen las fuerzas de repulsión nuclear.

Enlaces en fórmulas químicas

La tridimensionalidad de los átomos y moléculas hace difícil el uso de una sola técnica para indicar los orbitales y enlaces. En la fórmula molecular, los enlaces químicos (orbitales enlazantes) entre átomos están indicados por varios métodos diferentes de acuerdo al tipo de discusión. Algunas veces, se desprecian completamente. Por ejemplo, en química orgánica, la fórmula molecular del etanol (un compuesto en bebidas alcohólicas) puede ser escrito en papel como isómeros conformacionales, tridimensional, completamente bidimensional (indicando cada enlace con direcciones no tridimensionales), bidimensional comprimida ($\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH}$), separando el grupo funcional del resto de la molécula ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), o sus constituyentes atómicos ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$), de acuerdo a lo que se esté discutiendo. Algunas veces, incluso se marcan los electrones no enlazantes de la capa de valencia (con las direcciones aproximadas bidimensionalmente, estructura de Lewis). Algunos químicos pueden también representar los orbitales respectivos.

Estos enlaces químicos son fuerzas *intramoleculares*, que mantienen a los átomos unidos en las moléculas. En la visión simplista del enlace localizado, el número de electrones que participan en un enlace (o están localizados en un orbital enlazante), es típicamente un número par de dos, cuatro, o seis, respectivamente. Los números pares son comunes porque las moléculas suelen tener estados energéticos más bajos si los electrones están apareados. Teorías de enlace sustancialmente más avanzadas han mostrado que la fuerza de enlace no es siempre un número entero, dependiendo de la distribución de los electrones a cada átomo involucrado en un enlace. Por ejemplo, los átomos de carbono en el benceno están conectados a los vecinos inmediatos con una fuerza aproximada de 1.5, y los dos átomos en el óxido nítrico, NO, están conectados con aproximadamente 2.5. El enlace cuádruple también son bien conocidos. El tipo de enlace fuerte depende de la diferencia en electronegatividad y la distribución de los orbitales electrónicos disponibles a los átomos que se enlazan. A mayor diferencia en electronegatividad, con mayor fuerza será un electrón atraído a un átomo particular involucrado en el enlace, y más propiedades "iónicas" tendrá el enlace ("iónico" significa que los electrones del enlace están compartidos inequitativamente). A menor

diferencia de electronegatividad, mayores propiedades covalentes (compartición completa) del enlace.

Los átomos enlazados de esta forma tienen carga eléctrica neutra, por lo que el enlace se puede llamar no polar.

Los enlaces covalentes pueden ser simples cuando se comparte un solo par de electrones, dobles al compartir dos pares de electrones, triples cuando comparten tres tipos de electrones, o cuádruples cuando comparten cuatro tipos de electrones. Los enlaces covalentes no polares se forman entre átomos iguales, no hay variación en el número de oxidación.

En la molécula de H_2 el enlace es covalente apolar y simple

Los enlaces covalentes polares se forman con átomos distintos con gran diferencia de electronegatividades. La molécula es eléctricamente neutra, pero no existe simetría entre las cargas eléctricas originando la polaridad, un extremo se caracteriza por ser electropositivo y el otro electronegativo.

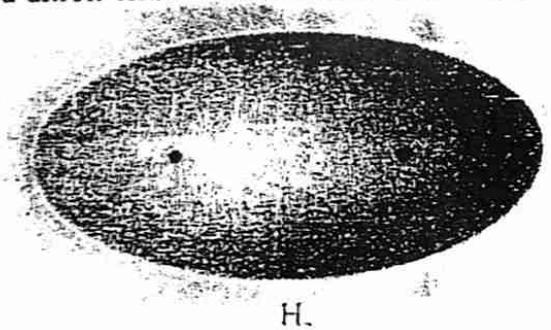
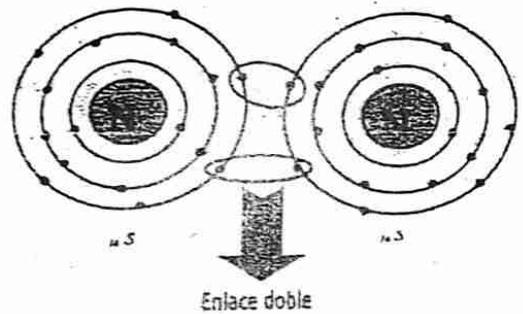
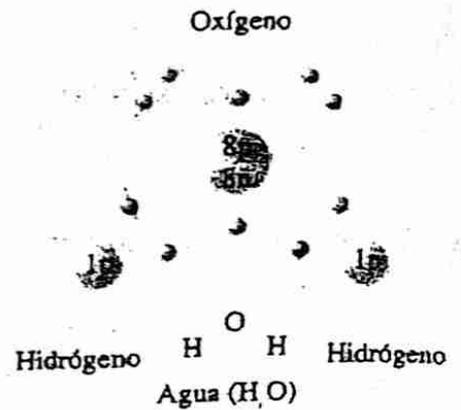
Enlace covalente

El enlace covalente polar es intermediano en su carácter entre un enlace covalente y un enlace iónico. Los átomos enlazados de esta forma tienen carga eléctrica neutra.

Los enlaces covalentes pueden ser simples cuando se comparte un solo par de electrones, dobles al compartir dos pares de electrones, triples cuando comparten tres pares de electrones, o cuádruples cuando comparten cuatro pares de electrones.

Los enlaces covalentes no polares se forman entre átomos iguales, no hay variación en el número de oxidación. Los enlaces covalentes polares se forman con átomos distintos con gran diferencia de electronegatividades. La molécula es eléctricamente neutra, pero no existe simetría entre las cargas eléctricas originando la polaridad, un extremo se caracteriza por ser electropositivo y el otro electronegativo.

En otras palabras, el enlace covalente es la unión entre átomos en donde se da un compartimiento de electrones, los átomos que forman este tipo de enlace son de carácter no metálico. Las moléculas que se forman con átomos iguales (mononucleares) presentan un enlace covalente pero en donde la diferencia de electronegatividades es nula. Se presenta entre los elementos con poca diferencia de electronegatividad (< 1.7), es decir cercanos en

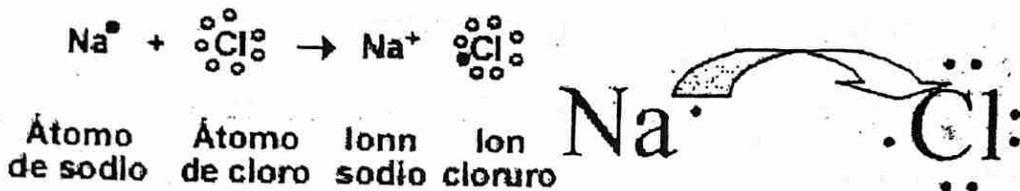


la tabla periódica, o bien, entre el mismo elemento para formar moléculas biatómicas.

Enlace iónico o Electrovalente

El enlace iónico es un tipo de interacción electrostática entre átomos que tienen una gran diferencia de electronegatividad. No hay un valor preciso que distinga la ionicidad a partir de la diferencia de electronegatividad, pero una diferencia sobre 2.0 suele ser iónica, y una diferencia menor a 1.5 suele ser covalente. En palabras más sencillas, un enlace iónico es aquel en el que los elementos involucrados aceptan o pierden electrones (se da entre un catión y un anión) o dicho de otra forma, es aquel en el que un elemento más electronegativo atrae a los electrones de otro menos electronegativo.³ El enlace iónico implica la separación en iones positivos y negativos. Las cargas iónicas suelen estar entre $-3e$ a $+3e$.

- ✓ Se presenta entre los elementos con gran diferencia de electronegatividad (>1.7), es decir alejados de la tabla periódica: entre metales y no metales.
- ✓ Los compuestos que se forman son sólidos cristalinos con puntos de fusión elevados.
- ✓ Se da por **TRANSFERENCIA** de electrones: un átomo **PIERDE** y el otro **'GANA'** electrones
- ✓ Se forman iones (cationes y aniones)

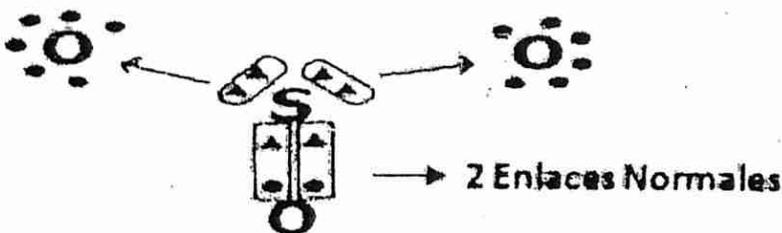


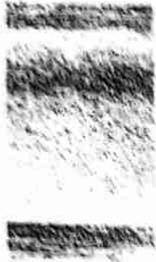
Enlace covalente coordinado

El enlace covalente coordinado, algunas veces referido como enlace dativo, es un tipo de enlace covalente, en el que los electrones de enlace se originan sólo en uno de los átomos, el donante de pares de electrones, o base de Lewis, pero son compartidos aproximadamente por igual en la formación del enlace covalente.

Se suelen representar por flechas, para diferenciarlos de otros enlaces. La flecha muestra su cabeza dirigida al aceptor de electrones o ácido de Lewis, y la cola a la base de Lewis. Este tipo de enlace se ve en el ion amonio.

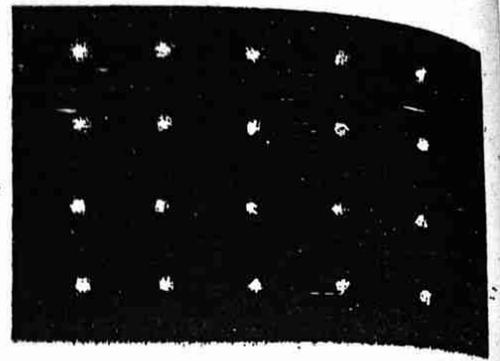
2 Enlaces Dativos





Enlace metálico

En un enlace metálico, los electrones de enlace están deslocalizados en una estructura de átomos. En contraste, en los compuestos iónicos, la ubicación de los electrones enlazantes y sus cargas es estática. Debido a la deslocalización o el libre movimiento de los electrones, se tienen las propiedades metálicas de conductividad, ductilidad y dureza.



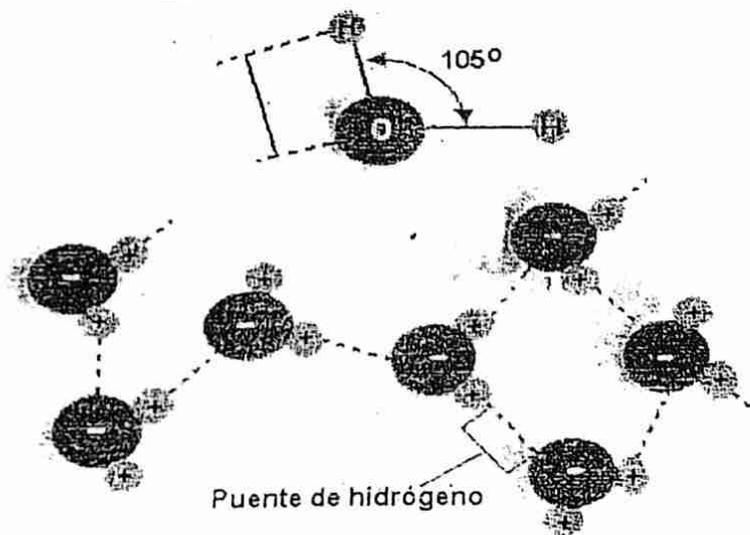
ENLACES INTERMOLECULARES

Fuerzas de van der Waals.

Hay cuatro tipos básicos de enlaces que se pueden formar entre dos o más moléculas, iones o átomos que de otro modo no estarían asociados. Las fuerzas intermoleculares originan que las moléculas se atraigan o repelan unas a otras. Frecuentemente, esto define algunas de sus características físicas (como el punto de fusión) de una sustancia.

- **Dipolo permanente a dipolo permanente**
- Una gran diferencia de electronegatividad entre dos átomos enlazados fuertemente en una molécula ocasiona la formación de un dipolo (un par positivo-negativo de cargas eléctricas parciales permanentes). Los dipolos se atraen o repelen unos a otros.
- **Enlace de hidrógeno**
- En alguna forma este es un ejemplo de un dipolo permanente especialmente fuerte. Sin embargo, en el enlace de hidrógeno, el átomo de hidrógeno está más cerca a ser compartido entre los átomos donante y el receptor, en un enlace 3-c 2-e. Los enlaces de hidrógeno explican el punto de ebullición relativamente alto de los líquidos como el agua, amoníaco, y fluoruro de hidrógeno, comparado con sus contrapartes más pesadas en el mismo grupo de la tabla periódica.

Estructura de la molécula de agua



Dipolo instantáneo a dipolo inducido (van der Waals)

Los dipolos instantáneos a dipolo inducido, o fuerzas de London, son las interacciones más débiles, pero también las más ubicuas, entre todas las sustancias químicas. Imagine el átomo de helio: en cualquier instante, la nube electrónica alrededor del átomo (que, de otro modo sería neutral) puede estar ligeramente desbalanceada, con momentáneamente más carga negativa en un lado que en el otro. Esto es a lo que se refiere como un dipolo instantáneo. Este dipolo, con su carga ligeramente desbalanceada, puede atraer o repeler a los electrones en los átomos de helio vecinos, estableciendo otro dipolo (dipolo inducido). Los dos átomos se estarán atrayendo por un instante, antes que la carga se rebalancee y los átomos se muevan.

EJERCITACIÓN

1. Indica qué tipo de enlace se establecerá entre los siguientes elementos: a) litio y flúor b) berilio y oxígeno c) cloro y cloro d) plomo y plomo e) cloro y azufre
2. La formación de enlaces puede ser descripta por la regla del octeto. Dados los siguientes elementos y sus electrones de valencia: I (7), S (6), O (6), podemos decir que el compuesto en el que esta regla no se cumple es:

a-S₂

b-I₂

c-I₆S

d-I₂O

e-O₂

3. El Ca tiene dos electrones de valencia y forma los siguientes compuestos: Cl₂Ca, Oca, H₂Ca. De esto podemos deducir que el número de electrones de valencia del Cloro, Oxígeno e Hidrógeno son respectivamente

a-7,2,1

b-6,2,1

c-6,6,1

d-6,6,2

e-7,6,1

4. Relaciona las propiedades de la columna izquierda con los elementos de la derecha:

1. Conductor de la corriente eléctrica
2. Soluble en agua y muy duro
3. Tiene verdaderas moléculas
4. Insoluble en agua y muy duro

- A. Plata
- B. Diamante
- C. Bromuro de potasio
- D. Cloruro de hidrógeno

5. En relación a los compuestos formados por enlace covalentes, diga cuál afirmación es falsa:

- a- Son gaseosos y muy volátiles
- B- Son compuestos cristalinos
- c- Son moléculas
- D- Son insolubles en solventes orgánicos
- e- Ninguna es correcta

6. Diga cuál de las siguientes moléculas presenta mayor carácter polar:

- a- N_2
- b- H_2
- c- H_2O
- d- ClH
- e- FH

7. Cuando dos elementos se unen aportando cada uno dos electrones, es un caso de:

- a- Covalencia simple
- b- Covalencia doble
- c- Covalencia dativa
- d- Electrovalencia
- e- Covalencia coordinada

8. El dióxido de carbono, CO_2 es un gas que se forma en la combustión y la respiración de los seres vivos. En su molécula el átomo de carbono es el átomo central, encontrándose unido a dos átomos de oxígeno, ¿cuántos pares de electrones son compartidos en este enlace?

COMPUESTOS BINARIOS

ÓXIDOS

OXIDOS BASICOS: OXIGENO + METAL

Primer caso: El metal tiene valencia 1

Para obtener la fórmula seguir los siguientes pasos:

- 1-Escribir los símbolos del oxígeno y el metal NaO
- 2-Indicar la valencia de cada elemento (supraíndice) Na^1O^2
- 3-Poner como subíndices las valencias intercambiadas Na_2O_1
- 4-En el caso del subíndice 1 no se escribe en la fórmula, por lo tanto la fórmula queda Na_2O

Segundo caso: El metal tiene valencia 2

Para obtener la fórmula se siguen los pasos 1,2 y 3 descritos en el caso 1

- 3-Se obtiene la fórmula Mg_2O_2
- 4-Si los subíndices son múltiplos entre sí, se simplifican escribiendo la menor relación atómica, quedando la fórmula MgO

Tercer caso: El metal tiene valencia 3

Para obtener la fórmula se siguen los pasos 1,2 y 3 descritos en el caso 1

- 3- Se obtiene la fórmula Al_2O_3
- 4-Como los subíndices no son múltiplos entre sí, la fórmula queda expresada como en 3

Cuarto caso: el metal tiene valencia 4

Para obtener la fórmula se siguen los pasos 1,2 y 3 descritos en el caso 1

- 3-Se obtiene la fórmula Pb_2O_4
- 4-Como los subíndices son múltiplos entre sí, se simplifican escribiendo la menor relación atómica, quedando la fórmula PbO_2

NOMENCLATURA

- ✓ 1-De acuerdo a la International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). También llamada nomenclatura por numerales de stock

Se nombra el óxido básico como:

OXIDO DE...+.....NOMBRE DEL METAL+ VALENCIA DEL METAL EN EL ÓXIDO

Ejemplos: Óxido de sodio (I), Óxido de Magnesio (II), Óxido de Aluminio (III), Óxido de Plomo (IV)

✓ **2-Nomenclatura antigua o clásica**

- Si el metal tiene una sola valencia: ÓXIDO DE.....METAL (CaO, óxido de Calcio)
 - Si el metal tiene dos valencias:
 - Con la menor valencia ÓXIDO.....SUFIJO OSO (PbO, óxido plumboso)
 - Con la mayor valencia ÓXIDO.....SUFIJO ICO (PbO₂, óxido plúmbico)
- ÓXIDOS

Ejemplos: En la primera columna escribiremos la fórmula, en la segunda, la nomenclatura sistemática (primero) y de Stock (después) y en la tercera, la tradicional.

FÓRMULA	SISTEMÁTICA/STOCK	TRADICIONAL
BaO	(mon)óxido de bario óxido de bario	óxido de bario
Na ₂ O	(mon)óxido de disodio óxido de sodio	óxido de sodio
Al ₂ O ₃	trióxido de dialuminio óxido de aluminio	óxido de aluminio
CoO	(mon)óxido de cobalto óxido de cobalto (II)	óxido cobaltoso
CuO	(mon)óxido de cobre óxido de cobre (II)	óxido cúprico
Cu ₂ O	óxido de dicobre óxido de cobre (I)	óxido cuproso

ÓXIDOS ÁCIDOS: OXÍGENO + NO METAL

Primer caso: El no metal tiene valencia 3

Para obtener la fórmula seguir los siguientes pasos:

- 1-Escribir los símbolos del oxígeno y el metal O y B
- 2-Indicar la valencia de cada elemento (supraíndice) B³ O²
- 3-Poner como subíndices las valencias intercambiadas B₂O₃

Segundo caso: El no metal tiene valencia 4

Para obtener la fórmula se siguen los pasos 1,2 y 3 descritos en el caso 1

- 3-Se obtiene la fórmula C₂O₄
- 4-Si los subíndices son múltiplos entre sí, se simplifican escribiendo la menor relación atómica, quedando la fórmula CO₂

Tercer caso: El no metal tiene valencia 5

Para obtener la fórmula se siguen los pasos 1,2 y 3 descritos en el caso 1

3- Se obtiene la fórmula N_2O_5

4- Como los subíndices no son múltiplos entre sí, la fórmula queda expresada como en 3

Cuarto caso: el no metal tiene valencia 6

Para obtener la fórmula se siguen los pasos 1,2 y 3 descritos en el caso 1

3- Se obtiene la fórmula S_2O_6

4- Como los subíndices son múltiplos entre sí, se simplifican escribiendo la menor relación atómica, quedando la fórmula SO_3

Quinto caso: Los óxidos del grupo 7

Para obtener la fórmula se siguen los pasos 1,2 y 3. Como pueden formarse óxidos en los que el Cl, Br, I, empleen las valencias 1,3,5 y 7 las fórmulas correspondientes son: X_2O ; X_2O_3 ; X_2O_5 ; X_2O_7 , (siendo X Cl, Br o I)

Ejemplos

FÓRMULA	SISTEMÁTICA/STOCK	TRADICIONAL
Cl_2O	(mon)óxido de dicloro óxido de cloro (I)	anhídrido hipocloroso
Cl_2O_3	trióxido de dicloro óxido de cloro (III)	anhídrido cloroso
Cl_2O_5	pentaóxido de dicloro óxido de cloro (V)	anhídrido clórico
Cl_2O_7	heptaóxido de dicloro óxido de cloro (VII)	anhídrido perclórico
SO	(mon)óxido de azufre óxido de azufre (II)	anhídrido hiposulfuroso
SO_2	dióxido de azufre óxido de azufre (IV)	anhídrido sulfuroso
SO_3	trióxido de azufre óxido de azufre (VI)	anhídrido sulfúrico

HIDRUROS METÁLICOS: HIDRÓGENO + METAL

En estos compuestos el hidrógeno actúa con valencia -1. Se nombran con la palabra genérica *hidruro* seguida del nombre del metal correspondiente en genitivo o adjetivado. El hidrógeno, por ser más electronegativo que los metales, se coloca a la derecha. Se utilizan prefijos numerales para indicar el número de átomos de hidrógeno.

En los hidruros metálicos, el metal actúa con su menor valencia.

Ejemplos:

Hidruro de Sodio: NaH

Hidruro de Calcio: CaH₂

Nomenclatura: Se denominan como hidruro de, seguidos por el nombre del metal.

Ejemplos

FÓRMULA	SISTEMÁTICA/STOCK	TRADICIONAL
NaH	(mono)hidruro de sodio	hidruro sódico
	hidruro sódico	
KH	(mono)hidruro de potasio	hidruro potásico
	hidruro de potasio	
CaH ₂	dihidruro de calcio	hidruro cálcico
	hidruro de calcio	
AlH ₃	trihidruro de aluminio	hidruro aluminico
	hidruro de aluminio	

HIDRUROS NO METÁLICOS: HIDRÓGENO+ NO METAL

El hidrógeno actúa en estos compuestos con valencia +1 y los no metales con sus respectivas valencias negativas. Los haluros de hidrógeno en disoluciones acuosas dan disoluciones ácidas y reciben el nombre de ácidos hidrácidos. Se nombran añadiendo el sufijo *uro* al elemento más electronegativo (el no metal). El hidrógeno, por tanto, ahora se escribe a la izquierda.

FÓRMULA	SISTEMÁTICA	EN DISOLUCIÓN ACUOSA
H ₂ F ₂	fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico
HCl	cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
HBr	bromuro de hidrógeno	ácido bromhídrico
HI	yoduro de hidrógeno	ácido yodhídrico
H ₂ S	sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico

El no metal se encuentra siempre con la menor valencia.

Estos compuestos están unidos por enlaces covalentes poco polares y se diferencian de los ácidos hidrácidos en que sus disoluciones acuosas no tienen propiedades ácidas. Los elementos que forman estos compuestos son: N, P, As, Sb, C, Si, y B. Se nombran con la palabra genérica hidruro seguida del nombre del semimetal correspondiente en genitivo. Se utilizan prefijos numerales para indicar el número de los átomos de hidrógeno y del semimetal presentes en el compuesto. Se omite el prefijo mono.

Todos estos compuestos tienen nombres especiales admitidos por la IUPAC, que son los más utilizados por los químicos y que aparecen preferentemente en la bibliografía. En la fórmula de estos compuestos, el símbolo del hidrógeno se coloca a la derecha.

Ejemplos

FÓRMULA	SISTEMÁTICA	NOMBRE COMÚN
NH ₃	trihidruro de nitrógeno	Amoniaco
PH ₃	trihidruro de fósforo	Fosfina
AsH ₃	trihidruro de arsénico	Arsina

LAS ECUACIONES QUÍMICAS

Es necesario aclarar que en las fórmulas químicas los subíndices indican el número de átomos que integran una molécula. Ejemplos:

En la molécula del PbO₂ (óxido de Pb (IV)), hay un átomo de Plomo y dos átomos de oxígeno.

En la molécula del B₂O₃ (Trióxido de di boro), hay dos átomos de Boro y tres de Oxígeno.

En las ecuaciones químicas los coeficientes, o sea los números escritos delante de una fórmula, indican el número de moléculas

En una ecuación química podemos reconocer las sustancias reaccionantes o reactivos y los productos de reacción. Para escribir la ecuación química, las sustancias que reaccionan (reactivos A y B) del lado izquierdo de la ecuación con una flecha apuntando a las sustancias que se forman al lado derecho de la ecuación (productos C y D).



Para escribir una ecuación química correctamente, el número de átomos del lado izquierdo de la ecuación química tiene que estar precisamente balanceada con los átomos de la derecha de la ecuación. Ejemplo



COMPUESTOS TERNARIOS

Hidróxidos: Óxido básico + Agua = Hidróxidos

GRUPO FUNCIONAL CARACTERÍSTICO DE LOS HIDRÓXIDOS:

(OH)⁻ ANIÓN OXHIDRILO

Se entiende por grupo funcional a un átomo o grupo de átomos comunes a un tipo de sustancias que tienen propiedades similares

Los hidróxidos se caracterizan por tener el grupo OH⁻, llamado hidróxido, de valencia -1, unido a un metal. Estos compuestos se llaman hidróxidos (o bases) por el carácter básico de sus disoluciones acuosas. Según la IUPAC, se nombran con la

palabra genérica hidróxido seguida del metal correspondiente en genitivo; si el metal necesita especificar la valencia, se utiliza la notación de Stock. El grupo hidróxido se coloca siempre a la derecha por ser más electronegativo que el metal.

FÓRMULA	SISTEMÁTICA
Fe(OH) ₂	hidróxido de hierro(II)
Hg ₂ (OH) ₂	hidróxido de mercurio(I) (Hg ⁺² no simplificar)
NaOH	hidróxido de sodio
Hg(OH) ₂	hidróxido de mercurio (II)
Al(OH) ₃	hidróxido de aluminio
KOH	hidróxido de potasio

Obtención de la fórmula de un hidróxido

- a- Por la ecuación de formación



- b- Por escritura directa, agregando al catión suficientes OH⁻ como para que la suma de los números de oxidación sea cero.

Na⁺ y OH⁻ se obtiene Na(OH).

NOMENCLATURA: Se nombran como los óxidos básicos, cambiando la palabra óxido por la palabra hidróxido. En el ejemplo hidróxido de Sodio

Mg(OH)₂ Hidróxido de Magnesio, Pb(OH)₂ Hidróxido plumboso, Co(OH)₂ Hidróxido cobaltoso

REGLA PRÁCTICA PARA LA FORMULACIÓN DE LOS HIDRÓXIDOS

El hidróxido va a tener tantos oxhidrilos como valencia tenga el metal del óxido básico del cual proviene

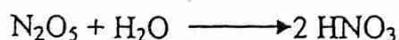
OXOÁCIDOS



GRUPO FUNCIONAL: H⁺ (CATION HIDRÓGENO)

Obtención de la fórmula de un oxoácido:

- a- Por la ecuación de formación



En el HNO₃ el N actúa con +5, el O -2, el H +1.