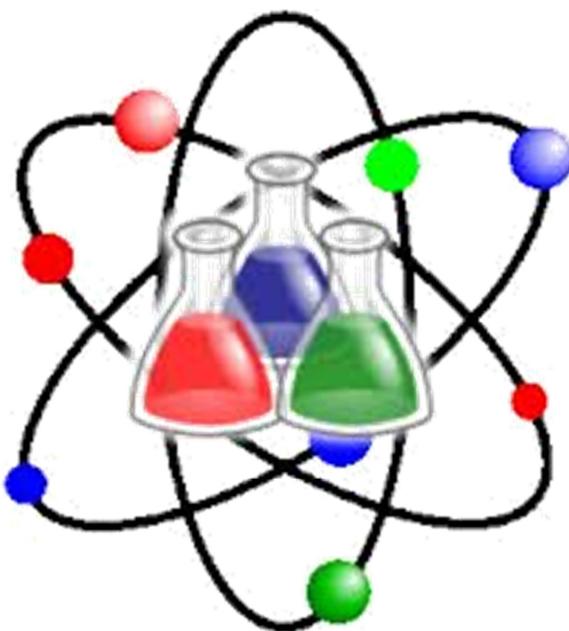


QUÍMICA

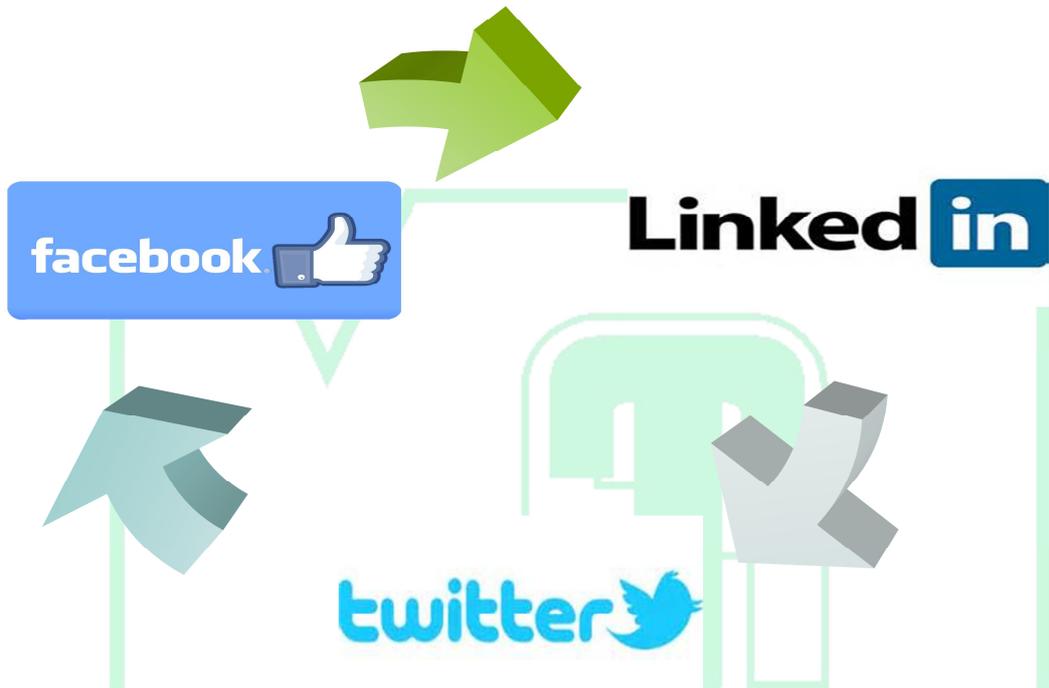
2º BACHILLERATO



ACADEMIA TAMARGO, S.L.U.



SÍGUENOS EN:



Derechos reservados, prohibida toda distribución total o parcial no autorizada.

ACADEMIA TAMARGO, S.L.U.





ÍNDICE DE CONTENIDOS

CONCEPTOS FUNDAMENTALES	4
GASES	5
DISOLUCIONES	6-7
ESTEQUIOMETRÍA	8
TERMOQUÍMICA	8
EQUILIBRIO QUÍMICO	10
ÁCIDO—BASE	12/13
REDOX	14
ELECTROQUÍMICA	15
PRECIPITACIÓN	16
ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO	16/19
SISTEMA PERIÓDICO	19
ENLACE QUÍMICO	20
QUÍMICA ORGÁNICA	21/22
RESUMEN DE FORMULACIÓN ORGÁNICA Y ORDEN DE PREFERENCIA DE LOS GRUPOS FUNCIONALES	23



CONCEPTOS FUNDAMENTALES

COMPOSICIÓN CENTESIMAL:

$$\%X = \frac{n \cdot A_x}{M} \cdot 100$$

X = elemento considerado
 A_x = Masa atómica de X
 n = nº de átomos de X
 M = masa molecular del compuesto

Nº AVOGADRO:

Es el número de entidades elementales presentes en un mol de cualquier sustancia.

$$N_0 = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos o moléculas/mol}$$

CONCEPTO DE MOL:

$$n_{\text{moles}} = \frac{a}{M}$$

$$n_{\text{equiv.}} = \frac{a}{M} \cdot \text{Val} = \frac{a}{P_{\text{eq}}}$$

a = masa en gramos
 M = Masa molecular del compuesto
 Val = valencia
 P_{eq} = peso equivalente

VOLUMEN MOLAR NORMAL

Es el volumen que ocupa un mol, de cualquier gas medido en condiciones normales (0º y 1 atm.).

$$V_{\text{mn}} = 22,4 \text{ litros/mol}$$



GASES

ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES PERFECTOS

$$\frac{P_1 Y_1}{T_1} = \frac{P_2 Y_2}{T_2}$$

T = cte.	P = cte.	V = cte.
$P_1 V_1 = P_2 V_2$	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS DE LOS GASES PERFECTOS

$$P \cdot V = n \cdot r \cdot t$$

$$\left\{ R = 0,082 \text{ atm l} / \text{kmol} = 8,314 \text{ J} / \text{kmol} = 2 \text{ cal} / \text{kmol} \right.$$

$$n = \frac{a}{M} \rightarrow P \cdot V = \frac{a}{M} \rightarrow r \cdot t \rightarrow M = \frac{a \cdot r \cdot t}{P \cdot V}$$

$$d = \frac{a}{V} \rightarrow P \cdot M = \frac{a}{V} \rightarrow r \cdot t \rightarrow d = \frac{P \cdot M}{r \cdot t}$$

MEZCLA DE GASES

$$\curvearrowright \text{ LEY DE DALTON: } \sum P_i = P_T$$

$$P_i = \frac{n_i RT}{V} \quad (\sum n_i = n_T) \quad P_T = \frac{n_i RT}{V}$$

$$\curvearrowright \text{ FRACCIÓN MOLAR:}$$

$$x_1 = \frac{n_i}{n_T} \quad P_i = X_i \cdot P_T$$

MASA MOLECULAR DE UNA MEZCLA:

$$M = \frac{\sum n_i M_i}{n_T}$$

DENSIDAD RELATIVA DE UN GAS:

$$d_{A/B} = \frac{M_A}{M_B}$$



DISOLUCIONES

EXPRESIÓN DE LA CONCENTRACIÓN EN UNIDADES FÍSICAS:

a) Concentración centesimal = $\frac{\text{g soluto}}{\text{g disolución}} \times 100$

b) $\frac{\text{g soluto}}{\text{litro disolución}}$

d) % volumen = $\frac{\text{ml soluto}}{\text{ml disolución}} \times 100$

EXPRESIÓN CONCENTRACIÓN UNIDADES QUÍMICAS:

a) **Molaridad** = $\frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros disolución}}$ (M)

b) **Normalidad** = $\frac{\text{equivalentes soluto}}{\text{litro disolución}}$ (N)

d) **Molalidad** = $\frac{\text{moles de soluto}}{\text{Kg. disolventes}}$ (m)

N = M · Val

PROPIEDADES COLIGATIVAS

DISMINUCIÓN DE LA PRESIÓN DE VAPOR. LEY DE HENRY.

$$\frac{P_0 - P}{P_0} = X_s$$

P_0 Presión vapor disolvente puro

P Presión vapor disolución

X_s Fracción molar soluto

$$P = P_0 X_d$$



AUMENTO EBULLOSCÓPICO(*)

$$\Delta T = K_e \cdot m$$

T_{eb} P_{eb} .disolvente puro

$$T'_{eb} = T_{eb} + \Delta T$$

T'_{eb} P_{eb} . disolución

$$K_{eH_2O} = 0,52^\circ\text{C/molal}$$

M molalidad

K_e Cte. ebulloscópica

DESCENSO CRIOSCÓPICO(*)

$$\Delta T = K_c \cdot m$$

T_f P_{eb} .disolvente puro

$$T'_f = T_f - \Delta T$$

T'_f P_{eb} . disolución

$$K_{eH_2O} = 1,86^\circ\text{C/molal}$$

K_c Cte. Crioscópica

PRESIÓN OSMÓTICA

$$\Pi = CRT$$

C Molaridad

Recuerda: (*)

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{\text{Kg}_{\text{disolvente}}} = \frac{a}{M \cdot \text{Kg}_{\text{disolvente}}}$$

DOS LÍQUIDOS MISCIBLES

$$n_T = n_A + n_B$$

P_i^0 P de vapor líquido i puro

$$P_T = P_A + P_B$$

X_i fracción molar de i en el líquido

$$P_i = X_i P_i^0 = X_i^{\text{vapor}} P_T$$

X_i^{vapor} fracción molar de i en el vapor



ESTEQUIOMETRÍA

$$\text{Porcentaje de pureza} = \frac{g.\text{compuestopuro}}{g.\text{muestraimpura}} \times 100$$

$$\text{Rendimiento} = \frac{g.\text{ó moles productos obtenidos}}{g.\text{ó moles producto teóricos}} \times 100$$

TERMOQUÍMICA

Equivalencia Calor-Trabajo: 1 cal. = 4,18 J.

1^{er} PRINCIPIO:

$$\Delta U = Q + W$$

$$Q_{\text{absorbido}} > 0; W_{\text{ext}} > 0$$

$$Q_{\text{cedido}} < 0; W_{\text{int}} < 0$$

ENTALPÍA: $\Delta H = Q_p$ \longrightarrow

$$\Delta U = Q_v \Rightarrow \text{calor a V = cte.}$$

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

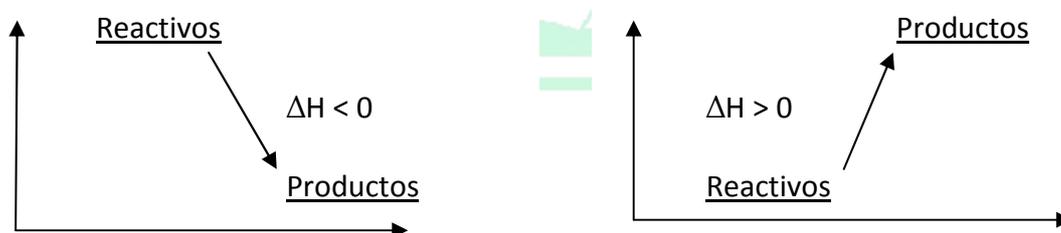
ΔU Variación E. Interna

Q Calor

W Trabajo

calor a P = cte.

$\Delta n = \text{variación moles gaseosos}$



Reacción EXOTÉRMICA

Reacción ENDOTÉRMICA



CÁLCULO DE ΔH DE UNA REACCIÓN:

$$\Delta H_R^0 = \sum n_p \Delta H_j^0 (\text{productos}) - \sum n_r \Delta H_j^0 (\text{reactivos})$$

n = coeficiente estequiométrico del compuesto.

ΔH_j^0 = Entalpías de formación (ΔH^0 elemento puro = 0)

$$\Delta H_R^0 = \sum E^0 (\text{enlaces rotos}) - \sum E^0 (\text{enlaces formados})$$

LEY DE HESS:

“Cuando una reacción se puede expresar como una combinación lineal de dos o más reacciones; el ΔH de esa reacción se corresponde con la misma combinación lineal de las ΔH de esas reacciones”

ENTROPIA (2^{er} PRINCIPIO):

$$\Delta S_R^0 = \sum n_p S^0 \text{ productos} - \sum n_r S^0 \text{ reactivos}$$

ENERGÍA DE GIBBS:

$$\Delta G_R^0 = \sum n_p G^0 \text{ productos} - \sum n_r G^0 \text{ reactivos}$$

$$\Delta G_R^0 = \Delta H_R^0 - T \Delta S_R^0 \quad (\text{temperatura } T \text{ (K)})$$

$\Delta G < 0$ \longrightarrow proceso espontáneo.

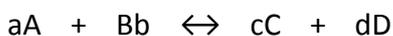
$\Delta G = 0$ \longrightarrow proceso en equilibrio.

$\Delta G > 0$ \longrightarrow es el proceso inverso el que ocurre de forma espontánea.



EQUILIBRIO QUÍMICO

EXPRESIONES DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO:



$$K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} \quad (\text{No se consideran los sólidos y líquidos que puedan intervenir en la reacción})$$

$$K_C = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (\text{No se consideran los sólidos que puedan intervenir en la reacción})$$

$$K_X = \frac{X_C^c X_D^d}{X_A^a X_B^b} \quad (\text{No se consideran los sólidos que puedan intervenir en la reacción})$$

RELACIÓN ENTRE CONSTANTES:

$$\Delta G = \Delta nRT \ln K_P \rightarrow K_P = e^{\frac{\Delta G}{\Delta nRT}}$$

$$K_P = K_C (RT)^{\Delta n}$$

$$K_P = K_X P^{\Delta n}$$

EVOLUCIÓN DE LA REACCIÓN:

$$\text{COCIENTE DE REACCIÓN: } Q = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (\text{P y [] iniciales})$$

$$Q/K \begin{cases} >1 & \text{la reacción evoluciona hacia la izquierda} \\ =1 & \text{la reacción está en equilibrio} \\ <1 & \text{la reacción evoluciona hacia la derecha} \end{cases}$$



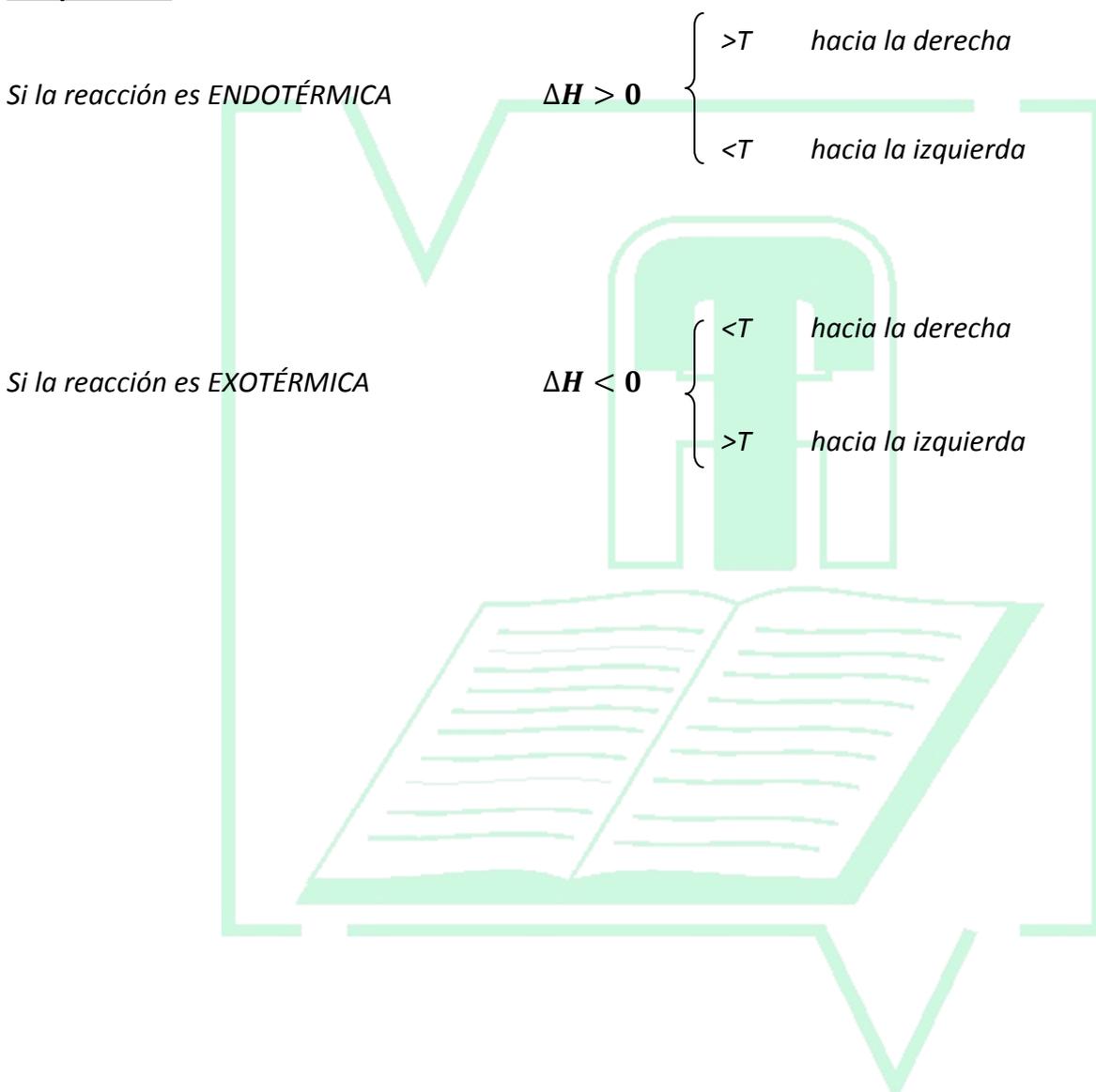
PRINCIPIO DE LE CHATELIER:

Presión: al aumentar, el equilibrio se desplaza hacia el lugar donde exista menor número de moles gaseosas y viceversa.

Volumen: al disminuir este se produce el mismo efecto que al aumenta la presión, etc.

Concentración: al aumentar la concentración de un compuesto, el equilibrio se desplaza al lado contrario y viceversa. Aumentar una presión parcial causa el mismo efecto que aumentar la concentración.

Temperatura:

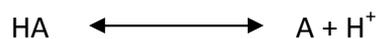




ÁCIDO - BASE

TEORÍA DE ARRHENIUS:

Ácido: toda sustancia que en disolución acuosa origina iones hidrógeno, H^+



Base: toda sustancia que en disolución origina iones hidróxido, OH



TEORÍA DE BRÖNSTED – LOWRY:

Ácido: toda sustancia capaz de ceder protones.



Base: toda sustancia capaz de aceptar protones.



TODO ÁCIDO AL DISOCIARSE ORIGINA SU BASE CONJUGADA.

TODA BASE AL DISOCIARSE ORIGINA SU ÁCIDO CONJUGADO.

EXPRESIÓN DE LAS CONSTANTES DE ACIDEZ Y BASICIDAD:

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

$$K_b = \frac{[A^{n+}][OH^-]}{[B(OH)_n]}$$



AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA:



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

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

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

$$\text{p}K_b = -\log K_b$$

$$K_w = K_a \cdot K_b$$

HIDRÓLISIS:

“Tiene lugar en las sales de ácidos o bases débiles cuando se ponen en contacto con agua. La única diferencia con respecto a la disociación es la constante: en este tipo de reacciones se empleará la cte. de hidrólisis que se calcula como:”

$$K_h = \frac{K_w}{K_{a(b)}}$$

REGULADORAS:

Ácido débil + sal

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{Ácido}]}{[\text{Sal}]}$$

Base débil + sal

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_b \frac{[\text{Base}]}{[\text{Sal}]}$$

NEUTRALIZACIONES:

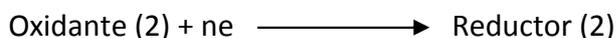
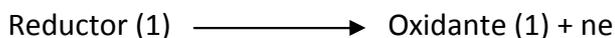
$$\text{N}^\circ \text{ equivalentes de ácido} = \text{N}^\circ \text{ equivalentes de base}$$

$$\text{Vac.} \times \text{Nac.} = \text{Vb.} \times \text{Nb.}$$

$$\text{Vac.} \times \text{Mac.} \times \text{Val(ac.)} = \text{Vb.} \times \text{Mb.} \times \text{Val(b.)}$$



REDOX



Reductor: especie química que cede e

Oxidante: especie química que acepta e

OXIDACIÓN: reacción con pérdida de electrones.

REDUCCIÓN: reacción con ganancia de electrones.

Nº de oxidación: es la carga que tendría ese átomo si el compuesto del que forma parte estuviese constituido por iones.

Nº equivalentes oxidante = Nº equivalentes reductor

$$V_{ox} \cdot N_{ox} = V_{red} \cdot N_{red}$$

Peso equivalente: $Peq = \frac{M}{n^{\circ} e^{-}}$; $N^{\circ} \text{ equivalentes} = \frac{a \cdot n^{\circ} \cdot e^{-}}{M}$

AJUSTE DE REACCIONES:

- 1º). Asignar nº de oxidación a cada elemento en la reacción completa.
- 2º). Identificar y formular las semirreacciones de oxidación y reducción.

MEDIO ÁCIDO

- 3º). Igualo O sumando tantas moléculas de agua como O me falten.
- 4º). Sumo doble de H⁺ al lado contrario a donde sumé el agua.

MEDIO BÁSICO

- 3º). Sumo tantas moléculas de agua como O haya en exceso, en el lado donde están en exceso.
- 4º). Sumo doble de OH al otro lado.

- 5º). Ajusto la cargas sumando electrones donde sea necesario
- 6º). Igualo los electrones ganados y perdidos en cada semirreacción multiplicándolas por los coeficientes adecuados



ELECTROLISIS (Leyes de Faraday):

$$m = E \cdot Q = E \cdot I \cdot t = \frac{Peq \cdot I \cdot t}{96500}$$

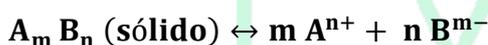
Q cantidad de corriente

I intensidad

E equivalente electroquímico

PRECIPITACIÓN

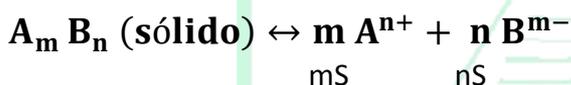
PRODUCTO DE SOLUBILIDAD:



$$K_{ps} = [A^{n+}]^m [B^{m-}]^n$$

SOLUBILIDAD:

“Cantidad máxima de sal que se encuentra disuelta en 1 litro de disolución; se expresa en Molaridad”.



$$K_{ps} = (mS)^m (nS)^n = m^m n^n S^{m+n}$$

ESTRUCTURA EXTRANUCLEAR DEL ÁTOMO

CARGA ELÉCTRICA SOMETIDA A UN POTENCIAL:

$$E = Q(V_a V_b) = \frac{1}{2} mv^2$$

$$Q_{\text{electrón}} = Q_{\text{protón}} = 1,602 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$M_{\text{electrón}} = 9,1 \times 10^{-31} \text{ Kg}$$

$$M_{\text{protón}} = M_{\text{neutrón}} = 1,67 \times 10^{-27} \text{ Kg}$$

$$1 \text{ Ev} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$$



Elemento químico: “Sustancia simple constituida por átomos con el mismo número atómico (Z)”

Isótopos: “Átomos de un mismo elemento químico que se diferencian en el nº másico (A). es decir, en el nº de neutrones”.

CORTEZA: Nº de electrones = Z

NUCLEO: Nº de protones = A-Z

Nº de neutrones = A-Z

PESO ATÓMICO DE UN ELEMENTO CON VARIOS ISÓTOPOS

$$P_{at} = \frac{\sum P_i \cdot \%_i}{100}$$

TRANSICIONES ELECTRÓNICAS (Espectros)

$$\frac{1}{\lambda} = R \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

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

$$\begin{aligned} R &= 109740 \text{ cm}^{-1} \\ C &= 3 \times 10^8 \text{ m/s} \\ H &= 6,63 \times 10^{-34} \text{ J.s} \end{aligned}$$

EFFECTO FOTOELÉCTRICO:

E suministrada = E extracción + E cinética

$$h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2} mv^2$$

HIPÓTESIS DE De Broglie:

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



PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE DE Heisemberg:

“Cuanto más precisa sea la medida de la posición de una partícula, tanto mayor es el error en la medida de su velocidad”.

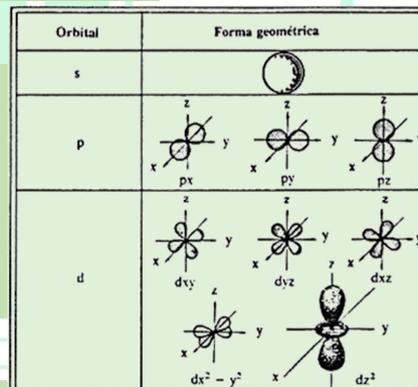
PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE Pauli:

“En un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos iguales”.

NÚMEROS CUÁNTICOS:

n	Nº cuántico principal				Energía y tamaño del orbital
	1	2	3	4
	K	L	M	N

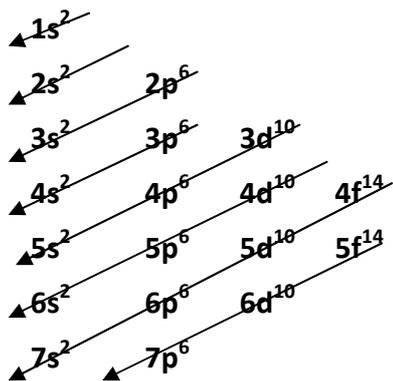
l	Nº cuántico secundario				Forma del orbital
	Desde 0 hasta n-1:				
	0	1	2	3
	s	p	d	f



M_l	Nº cuántico magnético				Fija la orientación espacial del orbital
	Desde	-1,.....	0,.....	1	

m_s	Nº cuántico de spin				Fija el sentido de giro del electrón
	1	2	3	4
	m _s = +1/2, -1/2			N

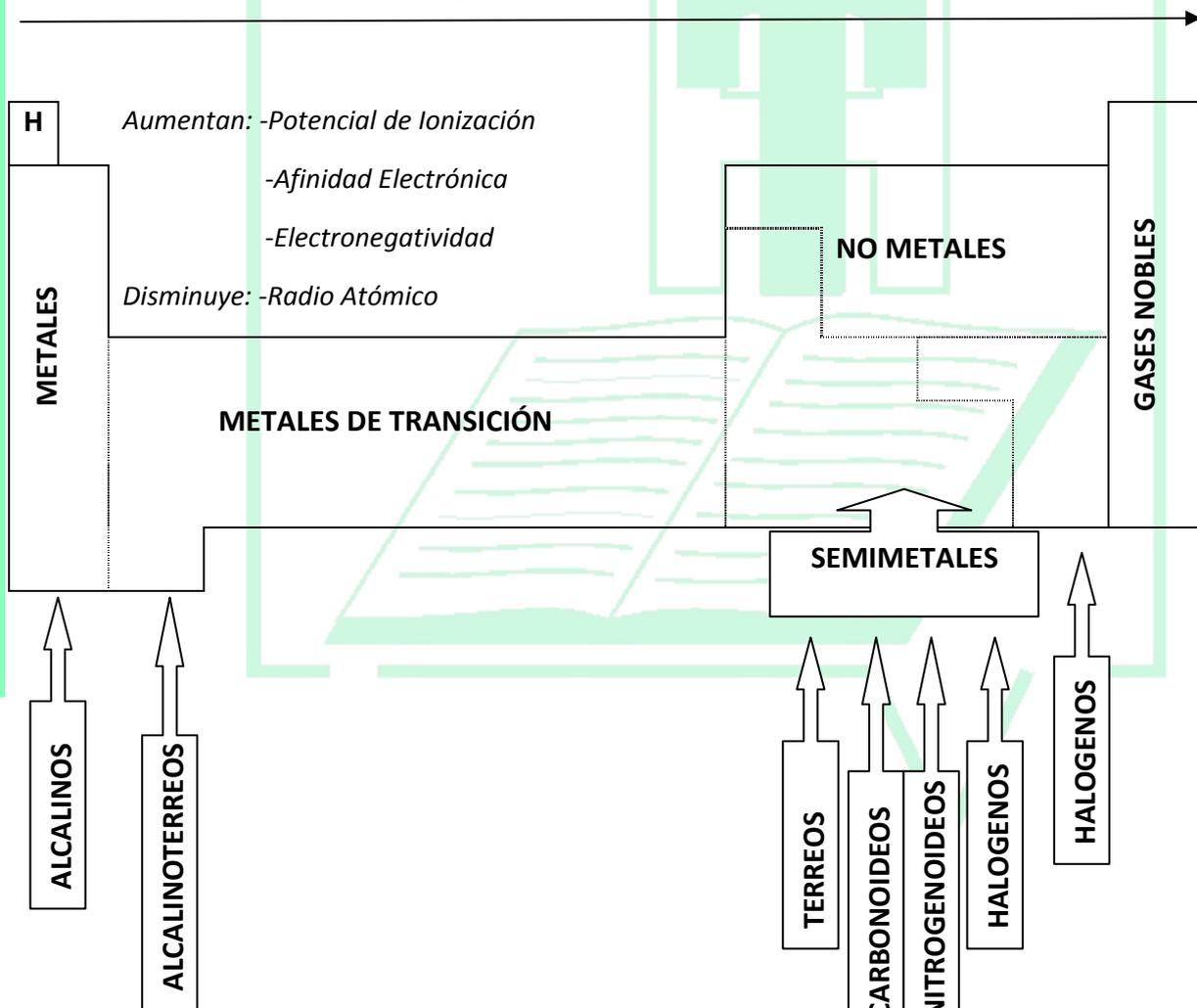
ESTRUCTURA ELECTRÓNICA:



PRINCIPIO DE HUND (MÁXIMA MULTIPLICIDAD):

“Los orbitales de un mismo subnivel, primero se semillenan con electrones de espines paralelos, para llenarse a continuación con espines antiparalelos a los anteriores”

SISTEMA PERIÓDICO





ENLACE QUÍMICO

ACADEMIA TAMARGO S.L.U.

Fórmula	Átomo central A	Hibridación de A	Geometría	Esquema	Ejemplos
AX_2	Sin pares solitarios	sp	LINEAL	$Cl - Be - Cl$	$BeCl_2$, CO_2 , N_2O
AX_3	Sin pares solitarios	sp^2	TRIANGULAR PLANA		BF_3 , NO_3 , CO_3
AX_2E	Un par solitario		ANGULAR		$SnCl_2$
AX_4	Sin pares solitarios	sp^3	TETRAÉDRICA		CH_4 , SiH_4
AX_3E	Un par solitario		PIRÁMIDE TRIGONAL		NH_3 , H_3O^+
AX_2E_2	Dos pares solitarios		ANGULAR		H_2O , NO_2



AX_ni₅	Sin pares solitarios	sp³d	BIPIRÁMIDE TRIGONAL		PF ₅
AX₄E	Un par solitario		TETRAEDRO IRREGULAR		SF ₄
AX₃E₂	Dos pares solitarios		FORMA DE T		ClF ₃
AX₂E₃	Tres pares solitarios		LINEAL		I ₃
AX₆	Sin pares solitarios	sp³d²	OCTAEDRICA		SF ₆
AX₅E	Un par solitario		PIRAMIDAL CUADRADA		IF ₅



AX_4E_2	Dos pares solitarios		PLANO CUADRADA		ICl_4
-----------	----------------------	--	-------------------	--	---------

(**) Los enlaces múltiples (dobles y triples) se consideran de igual modo que los enlaces sencillos a efectos de hibridación del átomo central y geometría de la molécula

PLANA	DE CADENA Distinta disposición de los átomos de C dentro de la molécula	$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$ n butano CH_3 $ $ $CH_3-CH-CH_3$
--------------	---	--

QUÍMICA ORGÁNICA

ISOMETRÍA:

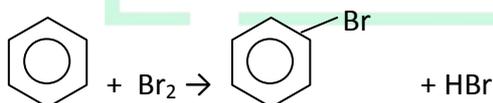
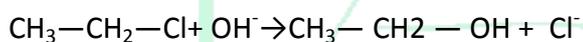
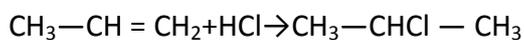
“Existencia de varias sustancias cuya fórmula molecular es la misma, pero que poseen propiedades diferentes”.

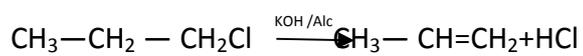
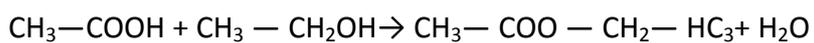
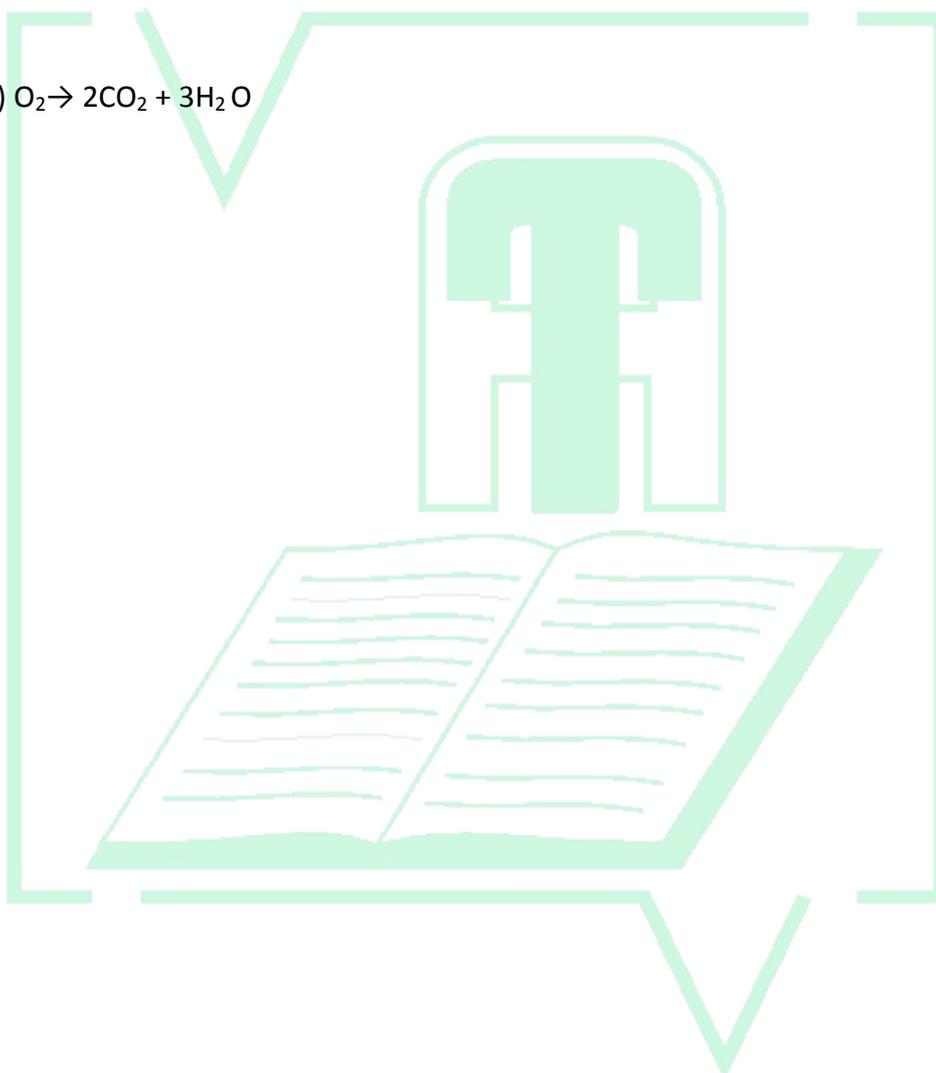
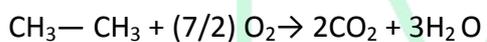
ISÓMEROS:

“Son aquellos compuestos de igual fórmula molecular y distinta fórmula estructural”



	DE POSICIÓN Misma función química colocada en distinta posición dentro de la molécula	$\text{CH}_3\text{—CO—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ <p style="text-align: center;">2 pentanona</p> $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CO—CH}_2\text{—CH}_3$ <p style="text-align: center;">3pentanona</p>
	DE FUNCIÓN Distinta función química. P.e.: Alcohol - éter Aldehído - cetona Acido - éster	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{OHCH}_3\text{—O—CH}_3$ <p style="text-align: center;">etanolétermetílico</p>
ESPACIAL	GEOMÉTRICA (CIS – TRANS) Requiere la presencia de un doble enlace donde cada C esté unido a 2 cadenas distintas.	<p style="text-align: center;">Cis 2 buteno Trans 2 buteno</p>
	ÓPTICA Requiere la existencia de al menos un C unido a 4 cadenas diferentes.	

TIPOS DE REACCIONES:
A) SUSTITUCIÓN:

B) ADICIÓN:


**C) ELIMINACIÓN:****D) CONDENSACIÓN:****E) COMBUSTIÓN:**



RESUMEN DE FORMULACIÓN ORGÁNICA Y ORDEN DE PREFERENCIA DE LOS GRUPOS FUNCIONALES

FÓRMULA	FUNCIÓN	SUFIJO (si es grupo principal)	PREFIJO (si es sustituyente)
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	Ácidos	oico	carboxi*
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{R}' \end{array}$	Ésteres (o sales)	oato	alcoxicarbonil** ariloxycarbonil**
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$	Amidas	Amida	carbamoil*
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$	Aldehídos	al	oxo formil*
$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C}-\text{R}' \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$	Cetonas	Ona	oxo
$\text{R}-\text{C}\equiv\text{N}$	Nitrilos	Nitrilo	ciano*
$\text{R}-\text{CH}_2\text{OH}$	Alcoholes	ol	hidroxi
$\text{R}-\text{NH}_2$	Aminas	amina	amino, aza
$\text{R}-\text{O}-\text{R}'$	Éteres	oxi	oxa
$\text{R}-\text{X}$	Derivados halogenados	—	fluoro, cloro, bromo, yodo
$\text{R}-\text{NO}_2$	Derivados nitrogenados	—	nitro
$\text{R} = \text{R}' (\text{R}=\text{R}'-)$	Hidrocarburos no saturados	eno (enilo)	—
$\text{R} \equiv \text{R}' (\text{R}\equiv\text{R}'-)$		ino (inilo)	
$\text{R}-\text{R}' (\text{R}-)$	Hidrocarburos saturados	ano (ilo)	—