

HOJAS DE FORMULA + PEQUEÑO RESUMEN DE QUÍMICA

SERIE 1 (POCO A SABER)

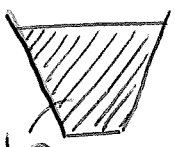
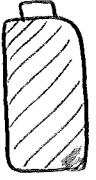

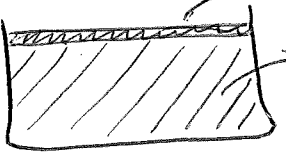
①

SUSTANCIAS SIMPLES: FORMADAS POR UN (1) SOLO ELEMENTO

SUSTANCIAS COMPUESTAS: FORMADAS POR MÁS DE UN (+1) elem.

SUSTANCIAS PURAS, MEZCLA, HOMOGÉNEAS Y HETEROGÉNEAS

ej

	PURA	MEZCLA	
HOMO	 H ₂ O	 96% ETANOL 4% H ₂ O	→ 1 FASE
HETE	 0°C H ₂ O H ₂ O	 ACEITE H ₂ O	→ +1 FASE

¿HASTA QUE PUNTO ES CONSIDERADO UNA SUST. HETEROGÉNEA?

SI TIENE PARTICULAS DE UN \times NM / DIFRAC. TEN LA LUZ \Rightarrow ES CONSIDERADO HETERO.

PROPIEDADES DE LA MATERIA

FÍSICAS

- NO ALTERA SU COMPOSICIÓN

QUÍMICAS

- ALTERA SU COMPOSICIÓN

INTENSIVAS

- DENSIDAD (ρ)

- Pto. de fusión

- Pto. de ebullición

- CONDUCTIVIDAD

EXTENSIVAS

- MASA

- VOLUMEN

MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE FASE

• TAMIZACIÓN

MECÁNICOS

• FILTRACIÓN

• DECANtación

• SUBLIMACIÓN (\cong)

• CENTRIFUGACIÓN

• CRISTALIZACIÓN

• DESTILACIÓN

• CROMATOGRAFÍA

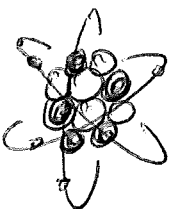
LOS GASES SIEMPRE SE MEZCLAN

SERIE 2 (TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR)

NÚMERO ATÓMICO (Z) = nº de P^+ (PROTONES) presentes en el núcleo

NÚMERO MÁSICO (A) = nº de P^+ y n^0 (NEUTRONES) presentes en el núcleo

LOS PROTONES, mejor dicho: LA CANT. DE PROTONES DEFINEN AL elemento. DE LA ALTERACIÓN DE NEUTRONES NACEN LOS ISÓTOS



→ HAY ISÓTOS de un mismo átomo.

→ HAY VARIACIÓN EN LA CANT. de (n^0) en un núcleo de (P^+) CONSTANTES.

UNIDAD DE MASA ATÓMICA (U.M.A)

$$1 \text{ U.M.A} = \frac{\text{masa del } {}^{12}_6\text{C}}{12}$$

$${}^{12}\text{C} \rightarrow \text{masa} = 12 \text{ U.M.A}$$

$${}^1\text{H} \rightarrow \text{masa} = 1,0079 \text{ U.M.A}$$

$${}^3\text{Li} \rightarrow \text{masa} = 6,939 \text{ U.M.A}$$

¿QUE SABER?

• QUE LA MASA ATÓMICA se mide en UMAS.

$$1 \text{ U.M.A} \rightarrow 1,66054 \times 10^{-24} \text{ (g)}$$

$$1 \text{ MOL} \rightarrow 6,02 \times 10^{23}$$

1 MOL DE PARTICULAS
concepto de mol.
mol de → PART.
 ↓

 ↓
 ÁTOMOS
 ↓
 MOLEC.

$$\underline{Ar(X)} = x,xyz \text{ uma} \Leftarrow \underline{\text{MASA ATÓMICA}}$$

$$\underline{Mr(XY_z)} = u,vw \text{ uma} \Leftarrow \underline{\text{MASA MOLECULAR}}$$

ejemplo.

$$Ar(\text{C}) = 12 \text{ uma}, 1 \text{ mol de átomos (C)} \longrightarrow 12 \text{ gr. (C)}$$

$$Ar(\text{O}) = 16 \text{ uma}, 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos (O)} \longrightarrow 16 \text{ gr. (O)}$$

$$Mr(\text{CO}_2) = 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ uma}, 1 \text{ mol de molec. (CO}_2) \longrightarrow 44 \text{ gr.}$$

COMPOSICIÓN PORCENTUAL

"FÁCIL"

(2)

Tengo

quiero

FORMULA
molecular

COMP.
percent.

⇒ RELACIONO LAS
MASAS de la MOLECULA DADA.

ejemplo (NH₃)

NH₃ → FORMULA
MOLEC.

$$Mr(NH_3) = Ar(N) + 3 \times Ar(H)$$

$$17 = 14 + (3 \times 1)$$

$$17g(NH_3) = 14g(N) + 3g(H)$$

COMPOSICIÓN
PORCENTUAL →

$$100\% = 82,35\% + 17,64\%$$

Tengo

quiero

COMP.
percent

→

FORMULA
molec.

⇒

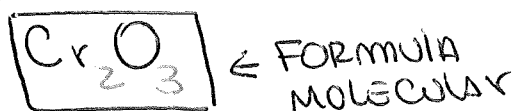
IDKWTF + PROCESS

"POCO
INTUITIVO"

ejemplo

68,4% (Cr) → COMP.
percent.
31,6% (O)

$$1,97 > 1,31 \Rightarrow \frac{1,97}{1,31} = \frac{3}{2} \rightarrow \begin{matrix} 3 \\ 2 \end{matrix} \rightarrow \begin{matrix} O \\ Cr \end{matrix}$$



$$100g(Cr_xO_y) \begin{matrix} 68,4g(Cr) \\ \text{---} \\ 31,6g(O) \end{matrix}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} x = 1,31 \text{ mol de } (Cr) \text{ --- } 68,4g(Cr) \\ 1 \text{ mol de } (Cr) \text{ --- } 52g(Cr) \\ x = 1,97 \text{ mol de } (O) \text{ --- } 31,6g(O) \\ 1 \text{ mol de } (O) \text{ --- } 16g(O) \end{array} \right.$$

EN VEZ
DE RAZONARLO
CON FRACCIONES

$$\boxed{n^{\circ} \text{ mol de (atm)} = \frac{\text{masa}}{g/mol}}$$

EJERCICIO (12) EN LA CARPETA.

PARA AVERIGUAR LA FORMULA
MOLECULAR
hoy que:

$$\boxed{\frac{Mr(\text{molecular})}{Mr(\text{minima})} = NEZ}$$

Serie 3 (ESTRUCTURA ATÓMICA Y CONF. ELECTRONICA)

NÚMEROS CUÁNTICOS.

- número cuántico principal (n): ESTÁ RELACIONADO A LAS CAPAS del electron. ($n = 1, 2, 3, \dots$)
- número cuántico del momento Angular (l): ESTÁ RELACIONADO CON LA FORMA del orbital. ($l = 0, 1, 2, 3, \dots, n-1$)
- n.º cuántico magnético (m): RELACIONADO CON LA ORIENTACIÓN del orbital ($m = -l, (-l+1), \dots, 0, (l-1), l$)
- n.º cuántico de spin (s): RELACIONADO CON LA ORIENTACIÓN del electron. ($s = \{-1/2, 1/2\}$)

Principio de Pauli

SE REPRESENTA:

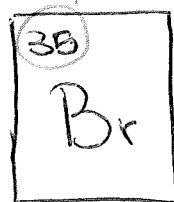


ORBITAL

- CADA ORBITAL PUEDE TENER 2 electrones, uno con $-1/2$ de spin y otro con $1/2$ de spin.

COMO SE LLENAN LOS ORBITALES

$n = 1$	$1s$
$n = 2$	$2s \quad 2p$
$n = 3$	$3s \quad 3p \quad 3d$
$n = 4$	$4s \quad 4p \quad 4d \quad 4f$
$n = 5$	$5s \quad 5p \quad 5d \quad 5f$
$n = 6$	$6s \quad 6p \quad 6d$
$n = 7$	$7s \quad 7p$
$n = 8$	$8s$



Z (n.º ATÓMICO)

$35 p^+$ \wedge $35 e^- p^-$
es neutro.

⇒ tengo 35 e^-
PARA LLENAR

CONFIGURACIÓN EXTERNA

$$\rightarrow CE(Br) = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$$

NO LLEGO A COMPLETAR
EL ÚLTIMO ORBITAL.

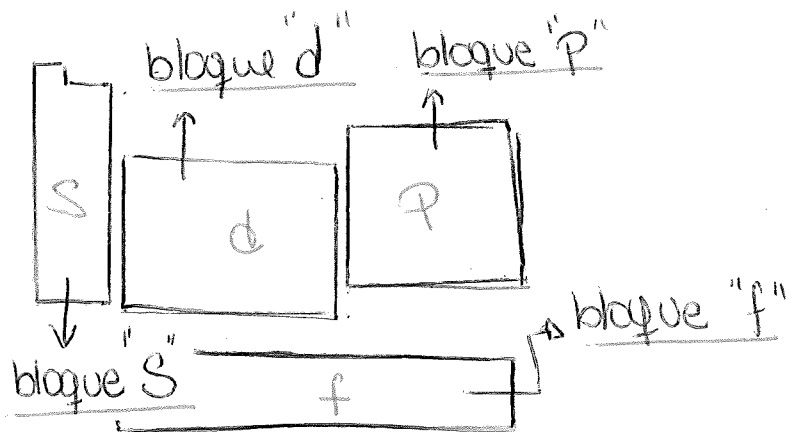
$$\rightarrow CE(Br) = [Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^5$$

$$\rightarrow CEE(Br) = 4s^2 3d^{10} 4p^5$$

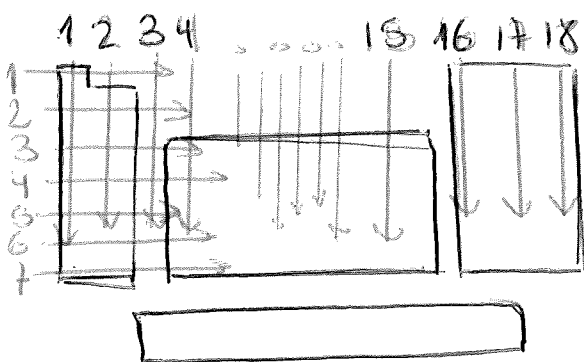
CONFIGURACIÓN ELECTRONICA EXTERNA.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA Y LA TABLA PERIÓDICA

(3)



← Bloques (s, d, p, f)



← GRUPOS (1; 18)
y
PERÍODOS (1; 7)

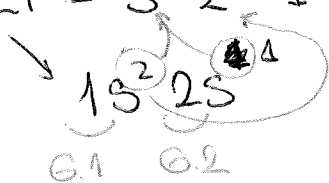
CARGA NUCLEA EFECTIVA DE LOS ÁTOMOS (Z_{ef})

Se define como: $Z - S = Z_{ef}$.

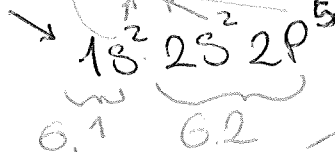
siendo Z la cant. de electrones totales y S la cant. de electrones internos.

(los e^- internos son los e^- que no están en el último grupo).

ej:
 $Z_{ef} \text{ del Li} = 3 - 2 = 1$



$$Z_{ef}(F) = 9 - 2 = 7 = e^-(6.1 + 6.2) - e^-(6.1)$$



VARIACIÓN del Z_{ef} .

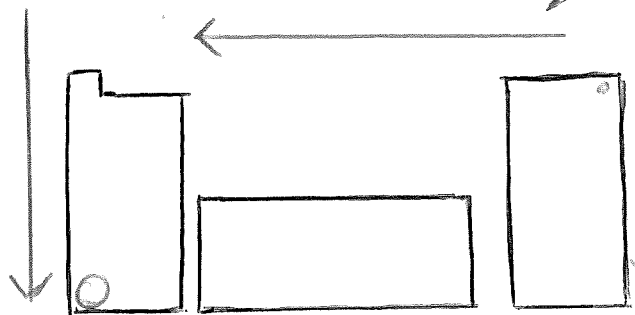
ES CONSTANTE DENTRO DE UN MISMO GRUPO

Y VARIA SEGÚN EL PERÍODO.

RADIO ATÓMICO

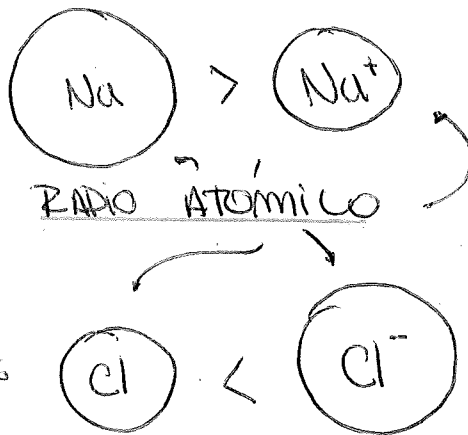
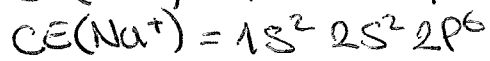
Z efectivo

RADIO IÓNICO
- RADIO ATÓMICO + Justificación que Ca^{+2} en $^-$ casi siempre

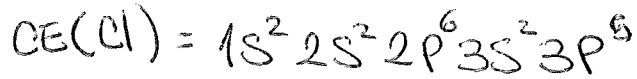


IONES

CATIONES \rightarrow SACO UN e^-



ANIONES \rightarrow AGREGO UN e^-



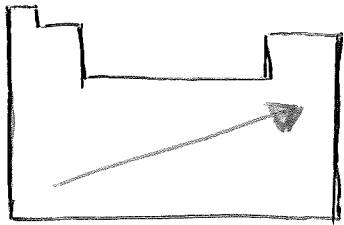
ENERGÍA DE IONIZACIÓN

\rightarrow CAPACIDAD / Tendency de un ATOM A CAPTAR UN e^- .

ES LÓGICO ceder

QUE CUANTO MÁS CHICO EL RADIO, MÁS ATRAÍDO SE SIENTE EL ELECTRÓN AL NÚCLEO.

POR LO TANTO MÁS ENERGÍA NOS CUESTA SACARLE UN ELECTRÓN.



AFINIDAD ELECTRÓNICA

\rightarrow CAPACIDAD / Tendency de un ATOM A CEDER UN e^- CAPTAR

= EL HECHO DE QUE LA A.E. AUMENTA (\uparrow) idem. E.I. (SE JUSTIFICA CON EL RADIO). PERO (\rightarrow) ES PORQUE ES + FÁCIL AGREGARLE UN ELECTRÓN A UN ATOMO

QUE TIENE UN NÚCLEO CON MÁS (p^+) Y MÁS CARGA POSITIVA (Z_{ef})

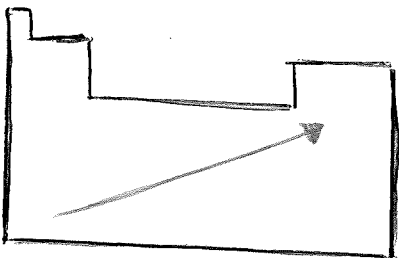
JUST FORMARE IONS \uparrow

ELECTRONEGATIVIDAD

CAPACIDAD DE UN ATOMO DE ATRAER HACI SI A LOS ELECTRONES (e^-) DE UN ENLACE QUÍMICO CON OTRO ATOMO

LOS VALORES DE ELECTRONEGATIVIDAD SE OBTIENEN TOMANDO EL FLUJO DE REFERENCIA.

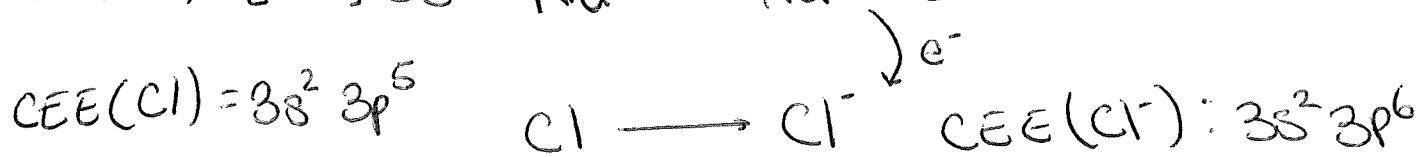
- * LOS GASES NOBLES NO TIENEN VALORES DE ELECTRONEGATIVIDAD PORQUE ESTOS NO FORMAN UNIONES CON NINGÚN OTRO ELEMENTO. *



UNIONES QUÍMICAS

IÓNICAS: LOS IONES SE ATRAEN ELECTROESTÁTICAMENTE.
SON FRÍGILES, FORMAN ESTRUCTURAS CRISTALINAS

(4)



NaCl \rightarrow cloruro de sodio.

COVALENTES: SE COMPARTEN LOS ELECTRONES ENTRE LOS ÁTOMOS.
(UN PAR DE e^- SE COMPARTEN ENTRE MÁS DE UN ÁTOMO FORMANDO UN ENLACE) \rightarrow (SIMPLE, DOBLE, TRIPLE)

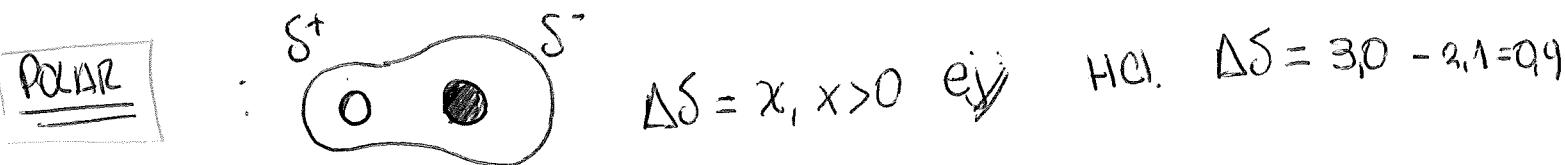
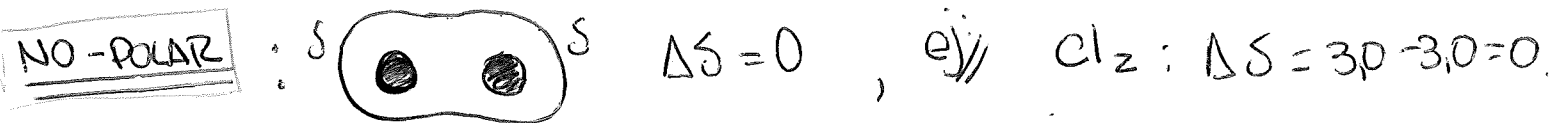
METÁLICAS: SÓLO METALES, MAR DE ELECTRONES ENTRE LOS NÚCLEOS
SON MALEABLES Y CONDUCE ELECTRICIDAD Y CALOR

PARA QUE UN ENLACE SEA IÓNICO LA DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD ENTRE LOS ÁTOMOS DEBE SER $> 1,8$ ($\Delta x > 1,8$)

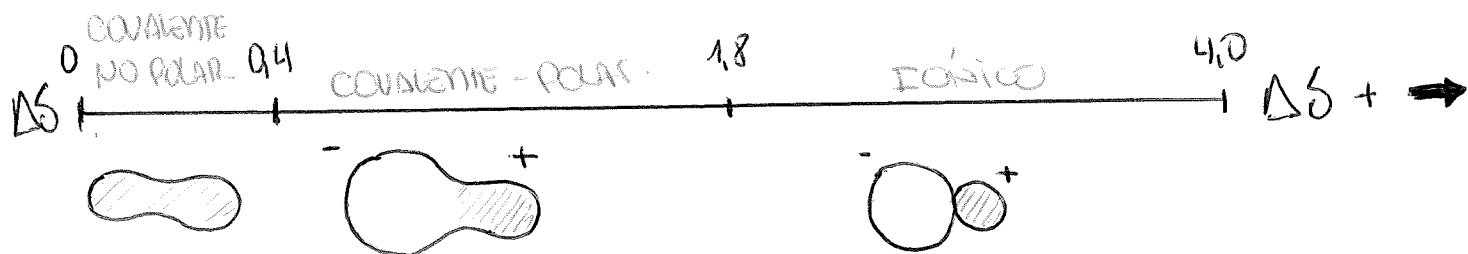
TIPOS DE ENLACES

POLARIDAD DEL ENLACE

(electronegatividad = S , $\Delta_{elect} = \Delta S$) \rightarrow DIFERENCIA DE ELECTRONEGATIVIDAD.

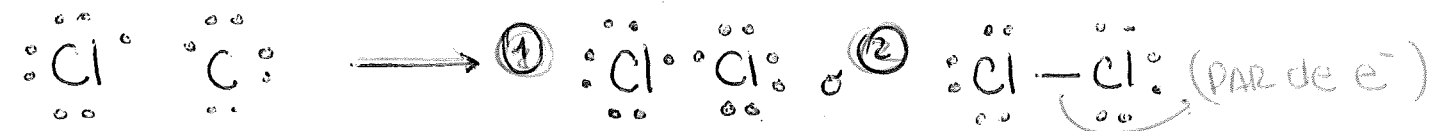


SE PUEDE ESQUEMATIZAR: (#)



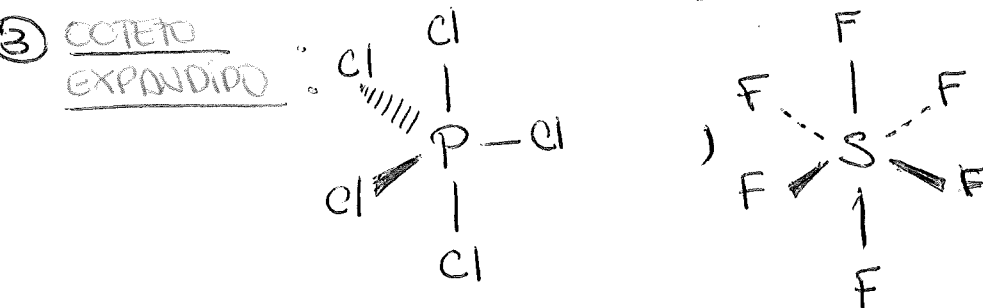
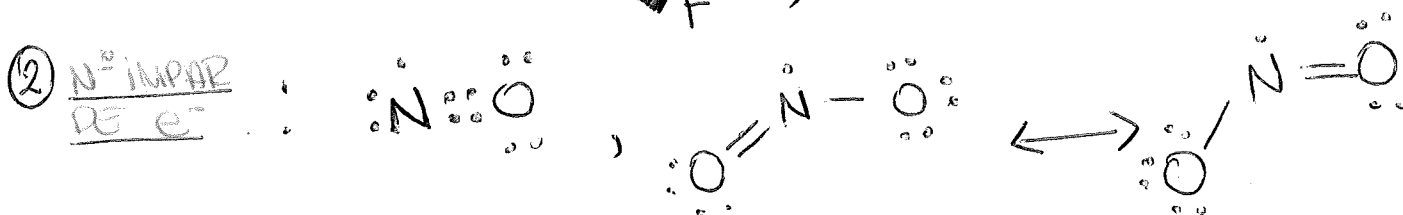
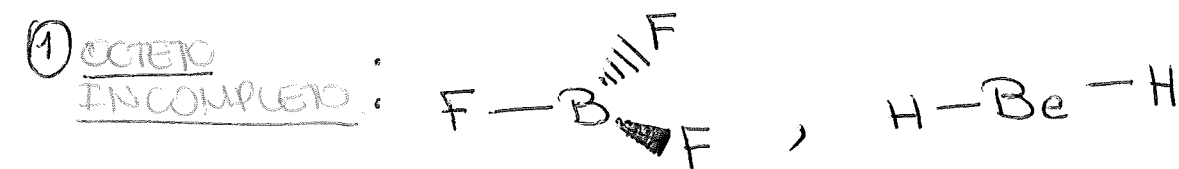
ESTRUCTURA DE PUNTOS (LEWIS) *

- SE REPRESENTAN LOS ÚLTIMOS ELECTRONES (e^- de VALENCIA) CON PUNTOS.
- LOS ELECTRONES COMPARTIDOS SE DIBUJAN ENTRE LOS DOS NÚCLEOS
- PUEDE HABER MÁS DE UN PAR COMPARTIDO ENTRE DOS NÚCLEOS.



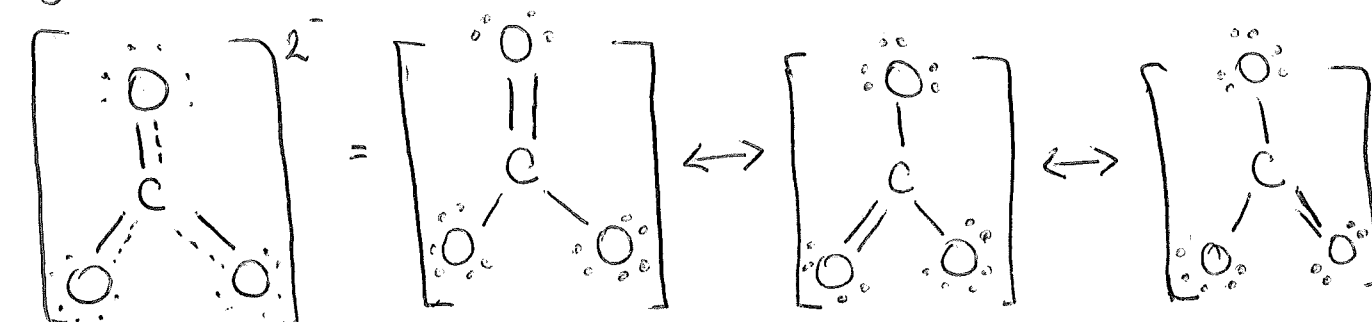
LA REGLA DEL OCTETO SE CUMPLE PARA LOS ELEMENTOS REPRESENTATIVOS

EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO.



RESONANCIA: (HAY QUE ESCRIBIR LAS 3 ESTRUCTURAS DE LEWIS) PORQUE ~~Y~~ QUE EL ENLACE ESTE EN UN ÁTOMO PARTICULAR.

ej:



CUANDO OCURRE EL FENÓMENO DE RESONANCIA HAY QUE PONER LAS 3 ESTRUCTURAS

GEOMETRÍA MOLECULAR Y TRÉPEV → LOS GRUPOS DE e⁻ COMPARTIDOS O NO SE REPELEN (5)

PASOS PARA LEWIS

- 1) ME FIJO CÚOS e⁻ TENGO
- 2) VEO CUAL ES EL ÁTOMO CENTRAL
- 3) UNO CON ENLACES SIMPLES
- 4) COMPLETO EL 8tero DE LOS ÁTOMOS PERIFÉRICOS.
- 5) SI ME SOBРАН:
 - a. COMPLETO EL 8tero DE ÁTOMO CENTRAL
 - b. EMPIEZO A PONER DOBLES ENLACES

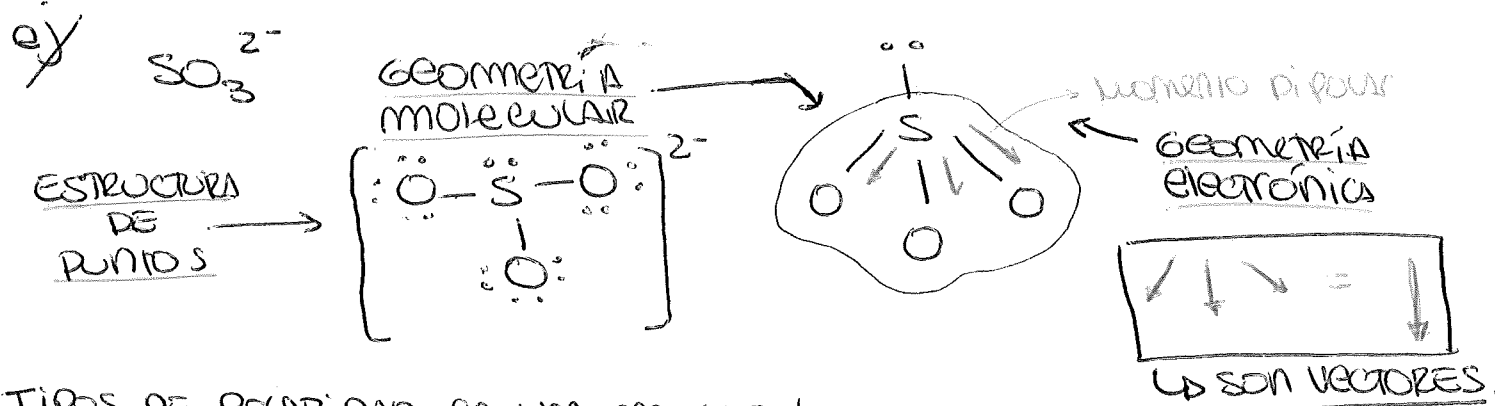


Number of Bonds	Number of Lone Pairs	Number of Charge Clouds	Molecular Geometry	Example
2	0	2	Linear	$O=C=O$
3	0	3	Trigonal planar	$H_2C=O$
			Bent	$O=S$
4	0	4	Tetrahedral	CH_4
			Trigonal pyramidal	NH_3
			Bent	H_2O
5	0	5	Trigonal bipyramidal	PCl_5
			See-saw	SF_4
			T-shaped	ClF_3
			Linear	$[I_3]^-$
6	0	6	Octahedral	SF_6
			Square pyramidal	$SbCl_5$
			Square planar	XeF_4

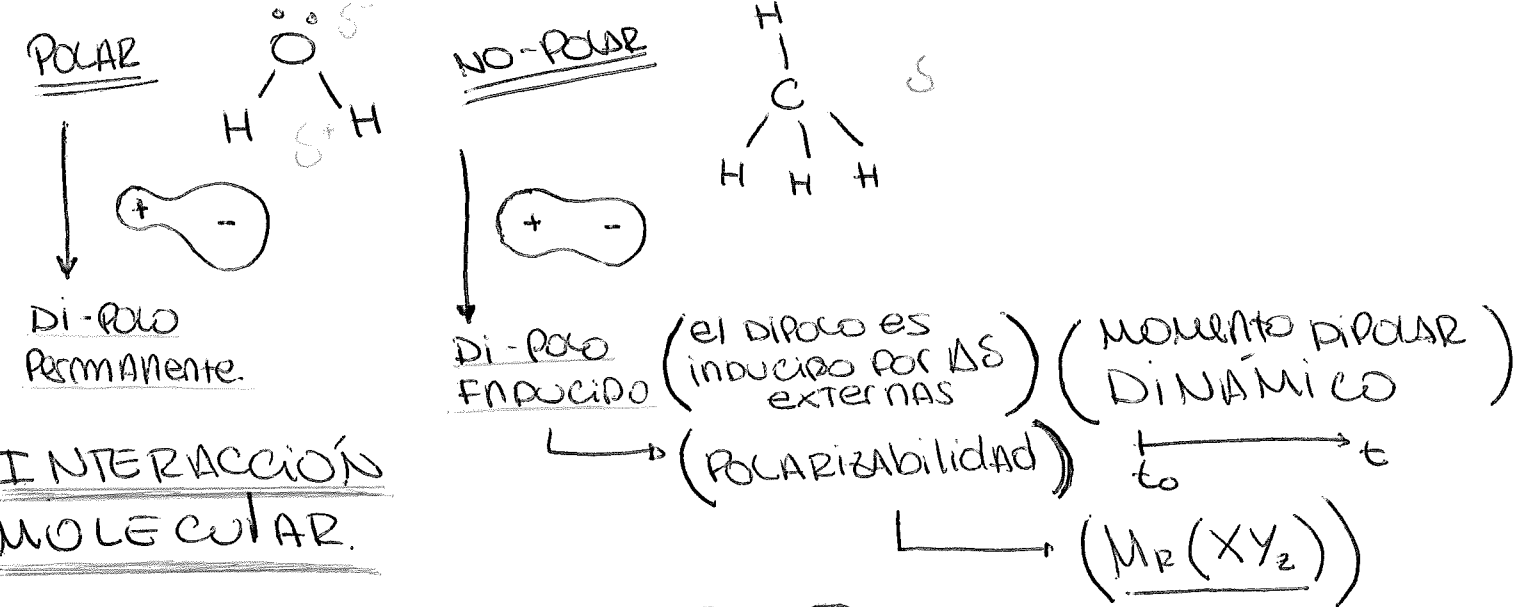
POLARIDAD DE UNA MOLECULA. (M)

(DEPENDIENDO DE LA GEOMETRIA MOLECULAR.)

• LAS MOLECULAS PUEDEN TENER MOMENTOS DIPOLARES.
 PERMANENTE O DONDE SE ENCUENTREN LOS ATOMOS MAS ELECTRO-NEGATIVOS O DONDE ESTE SU PAR DE E⁻ LIBRES.



TIPOS DE POLARIDAD EN UNA MOLECULA.



INTERACCION MOLECULAR.



GASES IDEALES

- # LOS GASES SIEMPRE SE MEZCLAN
- # LAS MOLECULAS DE GAS SE MOVIEN "ALEATORIAMENTE" (6)
- # SIEMPRE OCUPAN TODO EL VOLUMEN DEL RECIPIENTE.
- # NO HAY INTERACCIÓN ENTRE MOLEC.
- # COMPRESIBLE.

Leyes de los Gases. (Ley de Boyle) (Charles) (Gay-L)

$$P \propto \frac{1}{V}, \quad P = k_b \frac{1}{V} \quad \text{Temperatura constante.}$$

GRADOS KELVIN
 $K^{\circ} = C^{\circ} + 273$

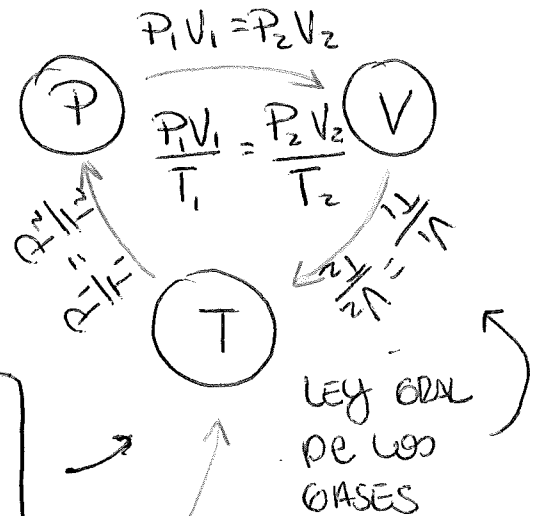
$$V \propto T, \quad V = k_c T \quad \text{PRESIÓN constante.}$$

$$P \propto T, \quad P = k_g T \quad \text{Volumen constante}$$

Ley de Avogadro.

$$V \propto n, \quad V = k_a n \quad \text{no mol}$$

NO CAMBIA LA CANTIDAD DE GAS



LEY COMB. DE LOS GASES

Ley de los GASES IDEALES

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad \text{CONSTANTE}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad \text{CON MASA del GAS constante}$$

$$R = \frac{1 \text{ ATM} \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}}$$

MEZCLA DE GASES

$$P \cdot V = (m_1 + m_2) R \cdot T \quad \text{L TOTAL.}$$

$$\begin{cases} P_1 V = m_1 R T \\ P_2 V = m_2 R T \end{cases}$$

VARIATIONS

$$P \cdot V = \frac{m}{M_r} R T$$

$$P M_r = \frac{m}{V} R T$$

PRESIÓN

$$1 \text{ ATM} = 760 \text{ torr}$$

$$\frac{x \text{ torr}}{760 \text{ torr}} = x' \text{ ATM}$$

$$P_{\text{TOTAL}} = P_A + P_B \rightarrow \text{PRESIONES PARCIALES.}$$

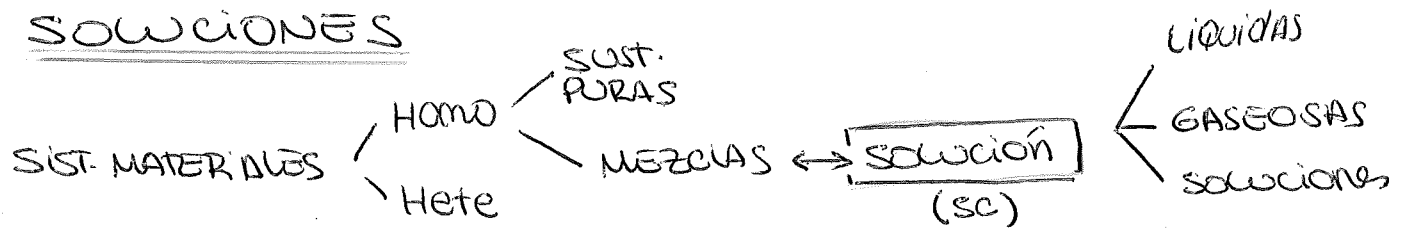
$$P_{\text{TOTAL}} \cdot X_A = P_A \quad (\text{PRESIÓN PARCIAL OEA})$$

FRACCIÓN MOLAR

$$X_A = \frac{m_A}{(m_B + m_A)} \rightarrow m_{\text{TOTAL}}$$

Presión de Vapor del H₂O es la Presión PARCIAL (o TOTAL) del H₂O.

SOLUCIONES



$$\text{CONCENTRACIÓN} = \frac{\text{CANT. de SOLUTO (st)}}{\text{CANT. de SOLVENTE (sv)}}$$

Diluida
 Concentrada
 SATURADA (equilibrio)

[CONCENTRACIÓN]

1) % m/m $\rightarrow m_{st} \text{ --- } 100 g_{sc}$

2) % m/V $\rightarrow m_{st} \text{ --- } 100 \text{ cm}^3_{sc}$

3) MOLARIDAD (M) $\rightarrow n^{\circ} \text{ mol}_{st} \text{ --- } 1 \text{ Lt}_{sc}$

4) % V/V $\rightarrow V_{st} \text{ --- } V_{sc}$

5) $X_{st} \rightarrow n_{st} \text{ --- } n_{st}^{(TOTAL)} + n_{sv}$ (LO MISMO PARA X_{sv})

6) MOLALIDAD (m) $\rightarrow n_{st} \text{ --- } 1 \text{ kg}_{sv}$

7) PPM $\rightarrow m_{st} \text{ --- } m_{sv} \times 10^6$
 (PARTE POR MILLON)

Relaciones utiles

$$n_{st} = \frac{m_{st}}{M_{r_{st}}}, \quad n_{sv} = \frac{m_{sv}}{M_{r_{sv}}}, \quad \cancel{M_{r_{sc}}}$$

El número de moles de la solución solo pueden CALCULARSE como $(n_{st} + n_{sv})$

$$\rho_{st} = \frac{m_{st}}{V_{st}}, \quad \rho_{sv} = \frac{m_{sv}}{V_{sv}}, \quad \rho_{sc} = \frac{m_{sc}}{V_{sc}}$$

LOS VOLUMENES NO SON ADITIVOS

$$m_{st} + m_{sv} = m_{sc}, \quad n_{st} + n_{sv} = n_{sc} = n_{TOT.}$$

Propiedades coligativas.

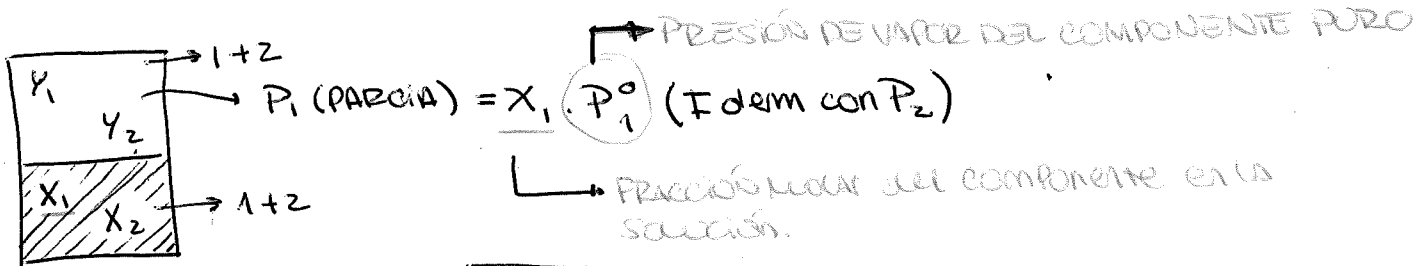
(7)

ES LA PRESIÓN DEL ESTADO GASEOSO SOBRE EL ELEMENTO.

→ PRESIÓN DE VAPOR

LEY DE RAULT (soluciones ideales)

$$P_1 = Y_1 \cdot P_T \quad P_2 = Y_2 \cdot P_T$$



$$\begin{cases} X_1 + X_2 = 1 \\ Y_1 + Y_2 = 1 \end{cases} \begin{cases} \text{FRACCIONES} \\ \text{MOIALES} \end{cases}$$

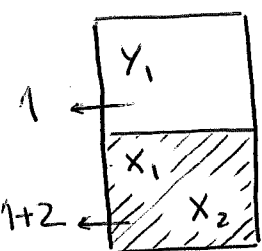
$$P_A < P_A^0 \rightarrow \text{SIEMPRE} \rightarrow \text{POR LA PROBABILIDAD de que la MOLEC ESTE en la SUPERFICIE de la SOLUCIÓN.}$$

$$P_1 = (1 - X_2) P_1^0$$

$$P_1 = P_1^0 - X_2 P_1^0$$

$$X_2 = (P_1^0 - P_1) / P_1^0$$

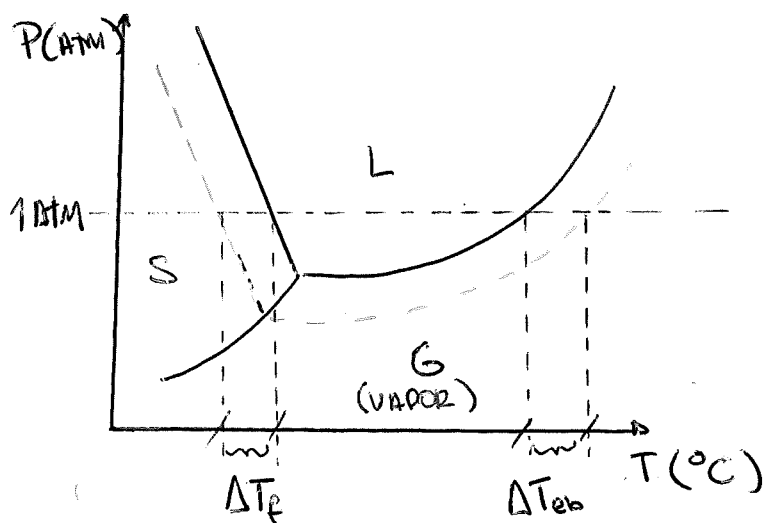
EN PRESENCIA DE UN SOLUTO NO VOLATIL



$X_2 \rightarrow$ NO VOLATIL

$$P_1 = Y_1 \cdot P_{TOTAL}$$

DIAGRAMA DE FASE DE UNA SOLUCIÓN



$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

$$1 \text{ atm} = 10.18 \text{ m H}_2\text{O}$$

$$\Delta T_{eb} = T_{eb}(sn) - T_{eb}(sv) = K_{eb} m$$

K_{eb} = CONSTANTE EBULIOSCÓPICA
SOLO DEPENDE DEL SOLVENTE
[$^{\circ}\text{C kg mol}^{-1}$ ó K kg mol^{-1}]

$$\Delta T_f = T_f(sn) - T_f(sv) = K_f m$$

K_f = CONSTANTE CRIOSCÓPICA
SOLO DEPENDE DEL SOLVENTE
[$^{\circ}\text{C kg mol}^{-1}$ ó K kg mol^{-1}]

PRESIÓN OSMÓTICA (π)

$$\boxed{\pi \cdot V = nRT} \rightarrow \pi = \frac{n}{V} RT \rightarrow \boxed{\pi = MRT}$$

FACTOR DE VAN'T HOFF (i)

EN CASO DE EL SI SER UN ELECTROLITO.

$$\Delta P = P_{sv}^{\circ} - P_{sv} = i X_{st} P_{sv}^{\circ}$$

$$\Delta T_{eb} = T_{eb}(sn) - T_{eb}(sv) = K_{eb} i m$$

$$\Delta T_f = T_f(sn) - T_f(sv) = K_c i m$$

$$\pi = iMRT \rightarrow \pi \cdot V = i(nRT)$$