



Accede a apuntes, guías, libros y más de tu carrera

FORMULARIO QUÍMICA (actualizado)

8 pag.

QUÍMICA COMÚN

Colaboración de Ayudapsuquímica y Apuntes.con.jaz

Eje 1 "Estructura atómica"

La siguiente tabla periódica es la que estará presente en la PTU de ciencias. Es importante conocer:

- o Metales
- o No metales
- o Gases nobles

Grupos: Identifican la cantidad de electrones de valencia, de un elemento.



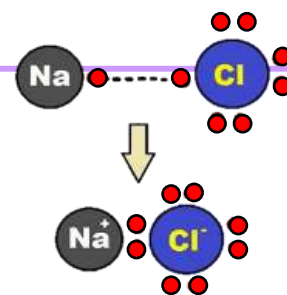
1		Número atómico						2
H								He
1,0		Masa atómica						4,0
3	4	5	6	7	8	9	10	
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	
6,9	9,0	10,8	12,0	14,0	16,0	19,0	20,2	
11	12	13	14	15	16	17	18	
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
23,0	24,3	27,0	28,1	31,0	32,0	35,5	39,9	
19	20							
K	Ca							
39,1	40,0							
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA	

Ejemplo: El carbono (C), se encuentra en el grupo IVA, por lo que presenta 4 electrones de valencia (4 electrones en el nivel más alto de energía).

Tipos de enlace:

- o Enlace covalente: No metal + No metal.
- o Enlace iónico: No metal + metal
- o Enlace metálico: Metal + metal

Ejemplo: NaCl, sus elementos se encuentran unidos mediante enlace iónico, ya que el Sodio es un No metal y el Cloro es un metal.



Geometría molecular:

AX₂	2	0	Lineal	180°
AX₃	3	0	Trigonal plana	120°
AX₂E	2	1	Angular	< 120°
AX₄	4	0	Tetraédrica	109,5°
AX₃E	3	1	Piramidal	< 109,5°
AX₂E₂	2	2	Angular	< 109,5°

Forma Enlaces Pares NO Geometría Ángulo



Eje 2 "Química orgánica"

Alcanos

- Terminación -ano
- Enlaces simples
- C_nH_{2n+2}

Alquenos

- Terminación -eno
- Enlaces dobles
- C_nH_{2n}

Alquinos

- Terminación -ino
- Enlaces triples
- C_nH_{2n-2}

Cicloalcanos

- Terminación -ano
- Prefijo: Ciclo

Cicloalquenos

- Terminación -eno
- Prefijo: Ciclo

Cicloalquinos

- Terminación -ino
- Prefijo: Ciclo

Nº de carbonos	Prefijo griego
1	Met
2	Et
3	Prop
4	But
5	Pent
6	Hex
7	Hept
8	Oct
9	Non
10	Dec

EJEMPLOS

1. Propano (C_3H_8)

- Presencia de SOLO Enlaces simples
- 3 carbonos

2. Hexeno (C_6H_{12})

- Presencia de enlaces dobles
- 6 carbonos

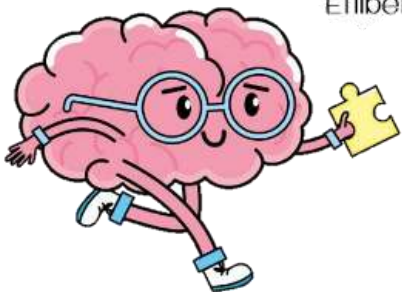
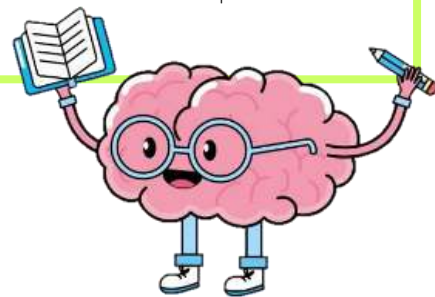
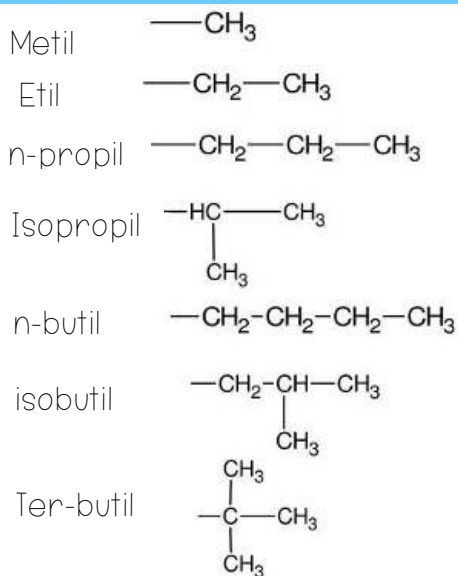
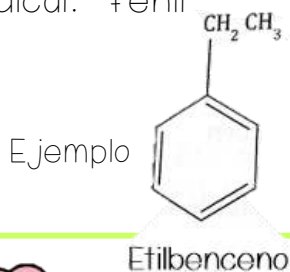
3. Pentino (C_5H_8)

- Presencia de enlaces triples
- 5 carbonos

Benceno

Terminación -benceno.

Como radical: "fenil"



Grupos funcionales (en orden de prioridad).

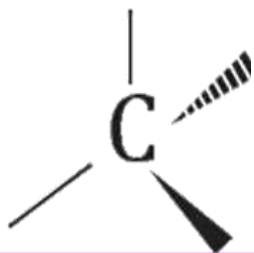
	Grupo funcional	Sufijo	Nombre del grupo como sustituyente	Fórmula general
1	Ácido carboxílico	-ico	carboxi	R-COOH
2	Ésteres	-ato	carbonil-alcoxi	R ¹ -COO-R ²
3	Amidas	-amida	carbamoil-	R-CO-NH ₂
4	Nitrilos	-nitrilo	ciano-	R-CN
5	Aldehídos	-al	formil-	R-CHO
6	Cetonas	-ona	oxo-	R ¹ -CO-R ²
7	Alcoholes	-ol	hidroxi-	R-OH
8	Tioles	-tiol	mercapto-	R-SH
9	Aminas	-amina	amino-	R-NH ₂
10	Éteres	-éter	alcoxi-	R ¹ -O-R ²
11	Tioester	-sulfuro	alquiltio-	R ¹ -S-R ²
12	Alquenos	-eno	alquencil	R=R
13	Alquinos	-ino	alquínil	R≡R
14	Halogenuros		halógeno	-
15	Alcanos	-ano	alquíl	R-R



Estructura tridimensional de compuestos orgánicos

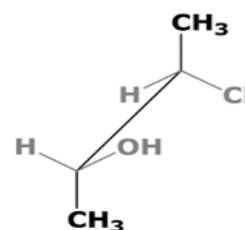
Cuñas y líneas

Se usan líneas en forma de cuñas para denotar las uniones (enlaces) entre los átomos.



Caballero

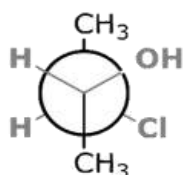
La molécula se dispone en perspectiva y los enlaces se representan con trazos delgados y continuos.



Newman

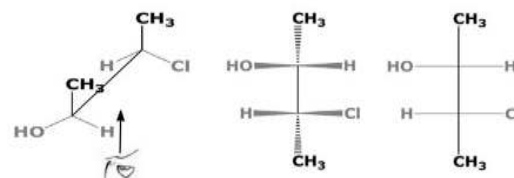
El punto del centro representa el carbono de adelante y el círculo representa el carbono de atrás.

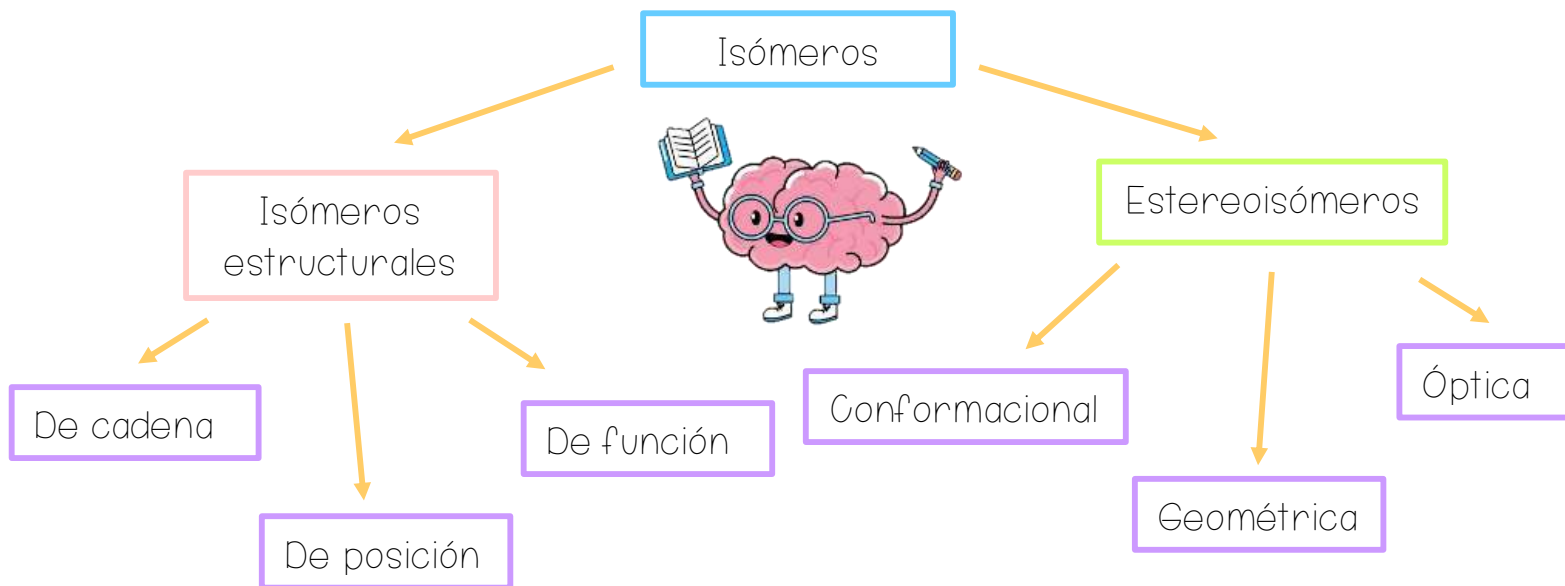
Las líneas son enlaces que los unen a los sustituyentes.



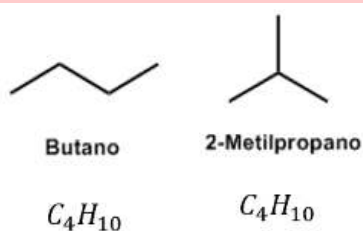
Fischer

El enlace carbono – carbono queda en el plano del papel, mientras que la visión del observador se da por encima o debajo de la molécula.

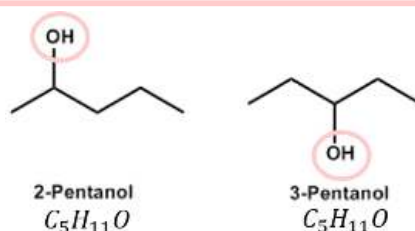




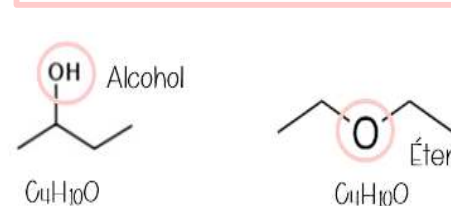
De cadena



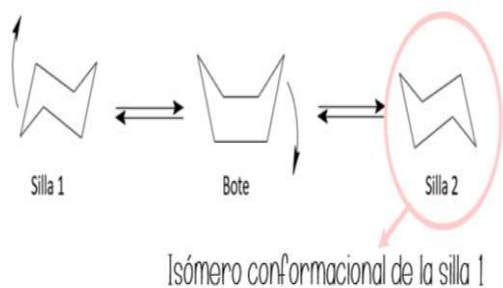
De posición



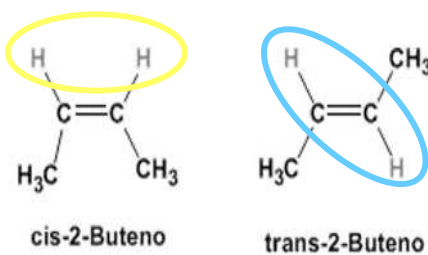
De función



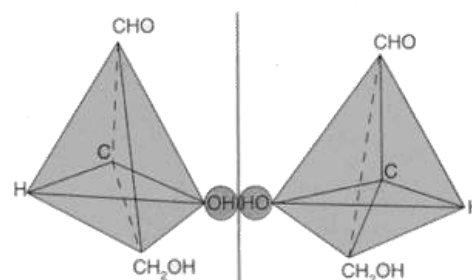
Conformacional



Geométrica



Óptica



Ahora comenzamos con... Estequiometria



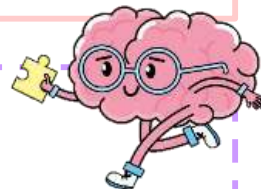
Eje 3 "Estequiometria"

Relación mol – masa – masa molar

$$\text{Mol} = \frac{\text{Mol(g)}}{\text{Masa molar} \frac{(\text{g})}{(\text{mol})}}$$

Ejemplo: ¿Cuántos mol de sustancia hay en 150g de HCl (masa molar: 36,5g/mol)?

$$\text{Mol} = \frac{\text{Mol(g)}}{\text{Masa molar} \frac{(\text{g})}{(\text{mol})}} \quad \text{Mol} = \frac{150(\text{g})}{36,5 \frac{(\text{g})}{(\text{mol})}} = 4,1 \text{ mol}$$



Relación mol – volumen

$$\frac{1 \text{ mol}}{x \text{ mol}} = \frac{22,4 \text{ L}}{x \text{ L}} \quad \text{X o Y son tus incógnitas, dependiendo de los datos que tengas.}$$

Ejemplo: ¿Cuántos mol de sustancia hay en 6L de NaCl (masa molar: 58,4 g/mol)?

$$\frac{1 \text{ mol}}{x \text{ mol}} = \frac{22,4 \text{ L}}{6 \text{ L}} = \frac{6 \text{ L} * 1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 0,27 \text{ mol}$$

Relación mol – n° de entidades elementales

$$\frac{1 \text{ mol}}{x \text{ mol}} = \frac{\text{N° Avogadro}}{\text{Y entidades elementales}}$$

Entidades elementales: Átomos, iones y moléculas.

N° Avogadro: $6,022 * 10^{-23}$

X o Y son tus incógnitas, dependiendo de los datos que tengas.

Ejemplo: ¿Cuántos átomos de NaOH hay en 0,5 mol de la misma sustancia?

$$\begin{aligned} \frac{1 \text{ mol}}{0,5 \text{ mol}} &= \frac{6,022 * 10^{-23}}{\text{Y átomos}} \\ &= \frac{0,5 \text{ mol} * 6,022 * 10^{-23}}{1 \text{ mol}} = \\ &= 3,011 * 10^{23} \text{ átomos} \end{aligned}$$

Relación masa y volumen

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Volumen (ml)}}$$

Ejemplo: ¿Cuál es la densidad de X sustancia química, sabiendo que tiene un volumen de 35ml y una masa de 17g?

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{Volumen (ml)}} = \frac{17 \text{ g}}{35 \text{ ml}} = 0,49 \text{ g/ml}$$



% en masa (también llamado %m/m o %p/p)

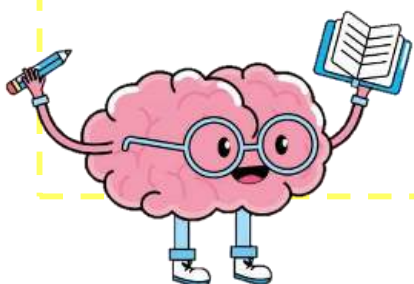
$$\% \text{ en masa} = \frac{\text{masa (g)soluto}}{\text{masa (g)solución}} * 100$$

Ejemplo: Calcule los gramos de soluto contenidos en una disolución con concentración 35% m/m y con una masa de solución de 135g.

$$35\% = \frac{x}{135 \text{ g}} * 100 = \frac{135 \text{ g} * 35\%}{100} = 47,25 \text{ g de soluto.}$$

% en volumen (también llamado %v/v)

$$\% \text{ en volumen} = \frac{\text{volumen (ml)soluto}}{\text{volumen (ml)solución}} * 100$$



Ejemplo: Calcule el volumen de una disolución 10%v/v con una cantidad de disuelta de 8ml de soluto.

$$10\% = \frac{8 \text{ ml}}{x \text{ ml}} * 100 \rightarrow 10\% = \frac{800 \text{ ml}}{x} \rightarrow x = \frac{800 \text{ ml}}{10\%} = 80 \text{ ml de disolución.}$$

% en masa /volumen

$$\% \text{ en m/v} = \frac{\text{masa (g)soluto}}{\text{volumen (ml)solución}} * 100$$

Ejemplo: Calcule el %m/v de una disolución de 8g de NaOH disuelta en 90ml de disolución.

$$\% \frac{m}{v} = \frac{8 \text{ g}}{90 \text{ ml}} * 100 = \frac{800 \text{ g}}{90 \text{ ml}} = 8,89\% \text{ m/v}$$

Molaridad (mol/L o M)

$$M = \frac{\text{mol soluto}}{\text{volumen (L)olución}}$$

(Si la relacionamos con masa y masa molar)

$$M = \frac{\text{g soluto}}{\text{M. molar soluto} * \text{L de solución}}$$

Ejemplo: Calcule la molaridad de una disolución de 8g de HCl (masa molar 36,5g/mol) disueltas en 3L de disolución.

$$M = \frac{8 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol} * 3 \text{ L}} = \frac{8 \text{ g}}{109,5 \text{ g/(mol} * \text{L)}} = 0,075 \text{ mol/L}$$



Molalidad (mol/kg o m)

$$m = \frac{\text{mol soluto}}{\text{Kg solvente}}$$

(Si la relacionamos con masa y masa molar)

$$M = \frac{g \text{ soluto}}{M. \text{ molar soluto} * \text{Kg solvente}}$$

Ejemplo: Calcule la molalidad de una disolución de 5 mol de KF (masa molar 58,1g/mol) disueltos en 800mL de Agua (densidad 1g/mol).

$$m = \frac{\text{mol soluto}}{\text{Kg solvente}} = \frac{5 \text{ mol}}{800 \text{ g}} = 0,00625 \text{ molal}$$

Fracción molar (x)

1. $x_{\text{soluto}} = \frac{\text{mol soluto}}{\text{mol totales}}$
2. $x_{\text{solvente}} = \frac{\text{mol solvente}}{\text{mol totales}}$
3. $x_{\text{soluto}} + x_{\text{solvente}} = 1$
4. $\text{Mol totales} = \text{Mol soluto} + \text{mol solvente}$



Ejemplo: Calcule la fracción molar del solvente de una disolución compuesta de 3 mol de KOH (masa molar 56,1g/mol) disueltos en 300mL de agua (densidad 1g/mol, masa molar 18g/mol).

$$x_{\text{solvente}} = \frac{\text{mol solvente}}{\text{mol totales}}$$

$$\begin{aligned} \text{Mol totales} &= \text{Mol soluto} + \text{Mol solvente} \\ &= 3 \text{ mol KOH} + (300\text{g} / 18\text{g/mol}) \text{ mol Agua} \\ &= 3 \text{ mol KOH} + 16,67 \text{ mol Agua} = 19,67 \text{ mol totales} \\ x_{\text{solvente}} &= \frac{\text{Mol solvente}}{\text{Mol totales}} = \frac{16,67 \text{ mol Agua}}{19,67 \text{ mol totales}} = 0,85 \times \text{solvente} \end{aligned}$$

Propiedades coligativas

Disminución de la presión de vapor: $P = P^{\circ} * X_{\text{solvente}}$ P° = presión del solvente puro

Aumento ebulloscópico: $\Delta T = K_e * m$ K_e = Constante ebulloscópica m = molalidad

Descenso crioscópico: $\Delta T = K_c * m$ K_c = Constante crioscópica m = molalidad

Presión osmótica: $\Pi = MRT$

M = molaridad

T = Temperatura (en Kelvin)

R = constante de los gases ideales $[0,082 (\text{atm} * \text{L}) / (\text{mol} * \text{K})]$



Ejemplo n° 1: Calcula la presión de vapor final de la disolución, sabiendo que la P° del agua a 20°C es $17,54\text{mmHg}$ y la molalidad de la disolución de glucosa es de $0,85\text{m}$.

$$P = P^\circ * X_{\text{solvente}}$$
$$P = 17,54\text{mmHg} * 0,85\text{m}$$
$$P = 14,91\text{ mmHg}$$

Ejemplo n° 2: Diez gramos de una sustancia, de masa molar 266 g/mol , fueron disueltos en 500 g de tetracloruro de carbono. ¿Cuál es la variación de T° de ebullición? (Datos relativos al tetracloruro de carbono: Constante ebulloscópica $K_e = 5,32$; Temperatura de ebullición = 77°C bajo presión normal).

$$\Delta T = K_e * m$$
$$\Delta T = 5,32 * \left(\frac{10\text{ g}}{266\frac{\text{g}}{\text{mol}} * 0,5\text{ kg}} \right)$$
$$\Delta T = 5,32 * 0,075\text{m}$$
$$\Delta T = 0,4^\circ$$

Ejemplo n° 3: ¿Cuál es la variación de temperatura de congelación de una disolución conteniendo 17 g de antraceno ($\text{C}_{14}\text{H}_{10}$) en 256 g de benceno? (temperatura congelación del benceno puro = $5,42^\circ\text{C}$; K_c benceno = $5,12$; masa molar antraceno = 178 g/mol).

$$\Delta T = K_c * m$$
$$\Delta T = 5,42 * \left(178\frac{\text{g}}{\text{mol}} * 0,256\text{ Kg} \right)$$
$$\Delta T = 5,32 * 0,22\text{m}$$
$$\Delta T = 1,17^\circ$$

Ejemplo n° 4: Determine la presión osmótica a 300K de una disolución $0,27\text{M}$.

$$\Pi = MRT$$
$$\Pi = 0,27\text{mol/L} * 0,082 (\text{atm} * \text{L} / \text{mol} * \text{K}) * 300\text{L}$$
$$\Pi = 6,642\text{ atm}$$

