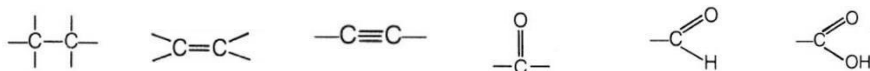


QUÍMICA – Ficha 14

Formulación de Química Orgánica

RECORDAD:



El carbono siempre tiene cuatro valencias en todos los tipos de compuestos que pueden estar distribuidas de varias formas:

Prefijos para todos los compuestos según el número de átomos de carbono:

Met-: 1C (-C-), Et-: 2C (-C-C-), Prop-: 3C (-C-C-C-), But-: 4C (-C-C-C-C-), Pent-: 5C (-C-C-C-C-C-), etc

Los sufijos (“terminaciones”) dependen del tipo de compuesto.

Cuando hay radicales (“ramas”) o funciones orgánicas se debe indicar la posición delante de cada sustituyente o radical (el carbono dónde está) con un número o localizador.

Cuando hay radicales o funciones iguales se utilizan los prefijos di-, tri-, etc.

Los radicales se nombran en orden alfabético. En el orden alfabético de los prefijos de los grupos funcionales y radicales no se tienen en cuenta los prefijos numéricos de cantidad (di, tri, tetra,...)

Los numerales que se refieren a la misma función repetida varias veces se separan con comas. Los numerales se separan de las letras con un guión. El resto del nombre se escribe de forma continua.

Una vez que se han puesto las ramas o las funciones todo carbono debe tener sus 4 valencias. Se completan con H.

Hidrocarburos

Si sólo tienen simples enlaces acaban en -ano.

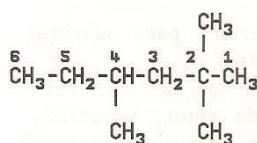
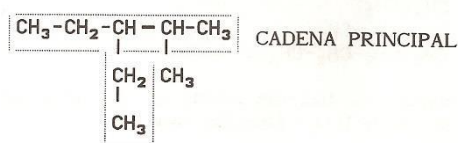
Si hay algún doble enlace en -eno.

Si hay algún triple enlace en -ino.

La fórmula general de los de simple enlace es C_nH_{2n+2}

Para nombrar un hidrocarburo ramifi

CH_4	metano
CH_3-CH_3	etano
$CH_3-CH_2-CH_3$	propano
$CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$	butano

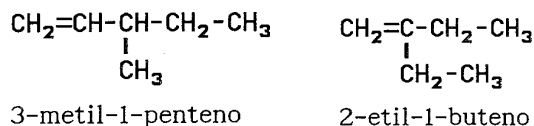


Elección de la cadena principal, que será: la más larga, la que contenga más ramificaciones, etc.

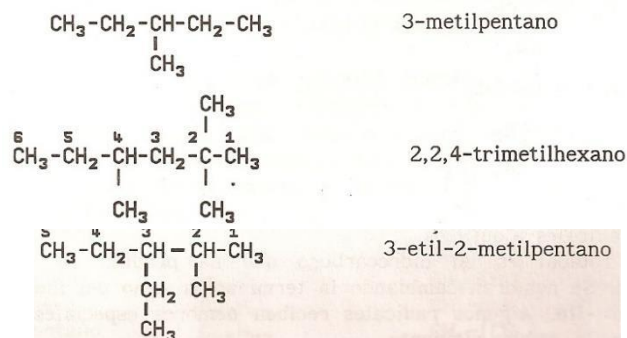
Se numera desde el lado donde caigan más cerca las ramas (igual para otras funciones).

Las cadenas secundarias se nombran como radicales, precedidos por el localizador de la cadena principal en que se encuentran.

A los radicales (ramificaciones) se les nombra cambiando el sufijo -ano o el que corresponda por -il o -ilo.

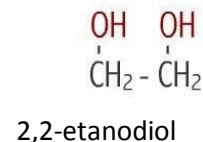
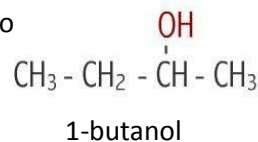


$CH\equiv CH$	etino
$CH\equiv C-CH_3$	propino
$CH\equiv C-CH_2-CH_3$	1-butino
$CH_3-C\equiv C-CH_3$	2-butino



Alcoholes (R-OH)

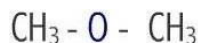
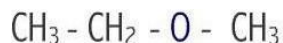
Se nombra la cadena hidrocarbonada con la terminación -ol, anteponiendo un número que indica la posición del grupo alcohólico.



NUEVO:

Éteres (R-O-R')

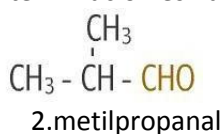
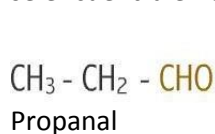
Se nombran los dos sustituyentes seguidos de la palabra éter.



Etilmetiléter (o etanooximetano) Dimetiléter (o metanooximetano)

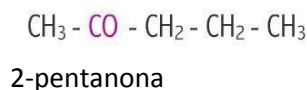
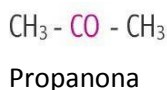
Aldehídos (R-CHO)

El grupo aldehído siempre se va a localizar en el extremo de la cadena carbonada, mientras que un grupo cetona siempre se encuentra en el interior. La terminación es -al.



Cetonas (R-CO-R')

La terminación es -ona.



ESTEQUIOMETRÍA BÁSICA

Masa atómica (Ar): Es un dato que nos dan siempre. No tiene unidades (o en todo caso "u").

Ej.: Ar(H) = 1, Ar(N) = 14, Ar(Na)=23)

Masa molecular (Mr): Es para moléculas. Se suman las Ar de todos los átomos de la molécula. No tiene unidades ("u").

Datos: Ar: H=1, O=16, S=32.

Mr(H₂SO₄) = 2 . 1 + 32 + 4 . 16 = 98 u

El mol

Si usamos la palabra "mol" la Ar y la Mr se expresan en gramos.

Ar(N) = 14 u 1 mol de N = 14 g

Ar(Na)= 23 u 1 mol de Na = 23 g

Mr(H₂SO₄) = 98 u 1 mol de H₂SO₄ = 98 g

Así, en todos los problemas en que nos den la masa en gramos de cualquier átomo o sustancia la debemos pasar a mol. **SIEMPRE**

Ejemplo:

Datos: Ar C=12, Ca = 40, O = 16

Expresa en mol una masa de 20 g de CaCO₃

Mr (CaCO₃) = 40 + 12 + 3 . 16 = 100

1 mol de CaCO₃ son 100 g

nº de moles (n):

Para elementos:	$n = m / Ar$
Para compuestos:	$n = m / M$

La masa m siempre en gramos (g)

$$n(\text{CaCO}_3) = 25 \text{ g} / 100 = 0,25 \text{ mol de CaCO}_3$$

Mediante el "mol" también podemos contar cuántas especies hay de lo que nos pidan (átomos, moléculas, iones, electrones,...)

$$\text{Número de Avogadro } N_A = 6,022 \times 10^{23}$$

En 1 mol siempre hay $6,022 \times 10^{23}$ "cosas"

En 1 mol de amoníaco NH_3 existen $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de NH_3

En 1 mol de N existen $6,022 \times 10^{23}$ átomos de N

En 1 mol de electrones hay $6,022 \times 10^{23}$ electrones

Primero siempre tendremos que hallar el nº de moles $n = m/M$ y después aplicar:

$$N^\circ \text{ de moléculas} = n \cdot N_A$$

Concentración de una disolución

Una forma muy usada para expresar la concentración de una disoluciones son los g/L :

$$\text{Concentración en g/L} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Observar que en la definición se dice **litro de disolución** (conjunto de disolvente y soluto) no de disolvente.

Otra forma de expresar la concentración, quizás la más característica, es la **molaridad**.

Se define molaridad (M) como moles de soluto por litro de disolución.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litro de disolución}}$$

Molaridad (**M**) = n / V donde "n" es el número de moles y "V" el volumen total de toda la disolución en litros.

Aunque la molaridad sea la forma más común de expresar la concentración de una disolución en química, también se usa bastante el **tanto por ciento en peso**. Se define el **tanto por ciento en peso** como los gramos de soluto que hay por 100 g de disolución.

$$\text{Tanto por ciento en peso (\%)} = \frac{\text{g soluto}}{100 \text{ g disolución}}$$

Ecuación de los gases ideales

Volumen molar

Un mol de cualquier gas, en condiciones normales de presión (1 atm) y temperatura ($0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$) ocupa siempre un volumen de 22,4 litros y a este volumen se le llama volumen molar.

Ecuación de los gases ideales

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

RESUMEN

Formas de hallar el número de moles (n)

Compuestos de los que nos dan masa (m) en gramos

Normalmente son sólidos que se pueden pesar, a veces también líquidos... o sea si conocemos su masa m

$$n = m/M_r \quad m \text{ (masa en g), } M_r \text{ (masa molecular, la suma de las } A_r)$$

Si necesitamos hallar la masa (m) a partir del número de moles (n): $m = n \cdot M_r$

Gases

Los gases no se suelen pesar por lo que normalmente no conocemos su masa, sin embargo solemos conocer la presión P, la temperatura T y el volumen V.

Sólo para gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

P = presión en atm, (1 atm = 760 mm Hg)

V = volumen de la vasija que contiene el gas o volumen del gas (en litros, L)

n = número de moles

R = constante de los gases, que nos darán, (R = 0,082 atm.L / mol.K)

T = temperatura en K (K = °C + 273)

$$n = P \cdot V / R \cdot T$$

De la fórmula general $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ se podría despejar el V, la P o la T, si es que nos las pidieran.

Disoluciones

Normalmente conoceremos la concentración expresada en molaridad (M)

Molaridad. **$M = n / V$**

V siempre en litros (L)

Luego **$n = M \cdot V$**

Caso especial y muy, muy, muy importante

En las disoluciones es necesario conocer la molaridad M, para despejar el número de moles; pero en muchas ocasiones, especialmente en los ácidos no nos dan la molaridad, sino la riqueza y la densidad de la disolución. Esto es lo normal y se repite en todos los problemas. A partir de esos datos debemos deducir el número de moles "n". Ya lo veremos.

REPASO: EJERCICIOS DE LOS EXÁMENES

ACCESO UNIVERSIDAD Y CICLOS CFGS

Escribe el nombre o la fórmula, según corresponda, de los siguientes compuestos:

- | | |
|--|---------------------------|
| a) 1,2-dicloroetano | l) CH ₄ |
| b) 1,2-Dimetilbenceno | m) HCl |
| c) 1-Buteno | n) HNO ₃ |
| d) 1-Pentino | o) Ioduro de cobre (II) |
| e) 2-Pentanona | p) Metano |
| f) Ácido clorhídrico | q) Metanol |
| g) Butanal | r) SiO ₂ |
| h) Carbonato de calcio | s) SO ₂ |
| i) CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₃ | t) Sulfuro de hierro (II) |
| j) CH ₃ CH ₂ OH | u) Trifluoruro de fósforo |
| k) CH ₃ -CO-CH ₃ | |

ACCESO UNIVERSIDAD

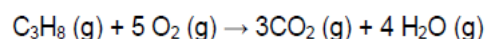
2019

a) Prediguen la geometría i el carácter polar o apolar de les molècules: BHF₂, NCl₃ y CHF₃. (1,5 punts)

Dades: Números atòmics: Z(H) = 1; Z(B) = 5; Z(C) = 6; Z(N) = 7; Z(F) = 9; Z(Cl) = 17.

2015 (RESUELTO)

Por combustión de propano, C₃H₈, con suficiente cantidad de oxígeno, se obtienen 300 litros de CO₂ medidos a 0,96 atm y 285 K según la reacción de combustión:



Datos: masas atómicas relativas: C = 12; H = 1; R = 0,082 atm·L/(K·mol); N_A = 6,023·10²³.

Calcule el número de moles y de moléculas de dióxido de carbono

La reacción era para otro apartado

Datos: $V(\text{CO}_2) = 300 \text{ L}$, $P = 0,96 \text{ atm}$, $T = 285 \text{ K}$

Lo primero pasarlo a moles

Como es un gas, Ley de los gases: $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ $n = (P \cdot V) / (R \cdot T) = (0,96 \cdot 300) / (0,082 \cdot 285) = 12,32 \text{ mol}$

Como 1 mol tiene el N° de Avogadro de moléculas $12,32 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 7,4 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$

2014 (RESUELTO)

Qüestió 3 (2,5 punts)

Es dissolen 252,8 g de permanganat de potassi (KMnO_4) en 1747,2 cm^3 d'aigua.

3-a) Calculeu la concentració molar (mol/L) de la dissolució. (1 punt)

Dades:

Masses atòmiques: O = 16; K = 39; Mn = 55.

Densitat de la dissolució de $\text{KMnO}_4 = 1,25 \text{ g/mL}$. Densitat del $\text{H}_2\text{O} = 1,00 \text{ g/mL}$.

La concentració molar es la molaridad (M o mol/L)

Datos: $m(\text{KMnO}_4) = 252,8 \text{ g}$ $V = 1747,2 \text{ cm}^3$ (siempre a L) = 1,7472 L

Siempre a moles

$M_r(\text{KMnO}_4) = 39 + 55 + 4 \cdot 16 = 158$

$n = m/M_r = 252,8 / 158 = 1,6 \text{ mol}$

$M = n/V = 1,6 / 1,7472 = 0,2 \text{ M}$ (o mol/L)

ACCESO CICLOS FGS

2018

3. Los números atómicos del oxígeno, el flúor y el sodio son, respectivamente 8, 9 y 11.

a) Escribe sus configuraciones electrónicas. (0,7 puntos)

b) Justifica qué ion estable forma cada uno de ellos. (0,6 puntos)

c) Ordena los elementos anteriores de mayor a menor radio atómico. (0,7 puntos)

2015

13. Identifica el tipo de fuerzas intermoleculares de cada una de las especies que se nombran y explica las siguientes observaciones:

a) A temperatura ambiente el flúor (F_2) y el cloro (Cl_2) son gases, el bromo (Br_2) es líquido i el iodo (I_2) es sólido.

b) La temperatura de ebullición del agua (H_2O) es mayor que la de su homólogo el sulfuro de hidrógeno (H_2S)

2018 (RESUELTO)

1. Se disuelven 171 gramos de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en 2 litros de disolución. Calcula:

a) El número de moles que contiene. (0,6 puntos)

b) La molaridad de la disolución. (0,7 puntos)

c) De esta disolución se toman 100 mL a los que se les añade agua hasta medio litro de disolución. ¿Cuál será la molaridad de la nueva disolución? (0,7 puntos)

M: C =12, H=1 y O= 16

Datos:

$m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 171 \text{ g}$

$V(\text{disolución}) = 2 \text{ L}$

a) $M_r(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 342$

n° moles. $n = m/M = 171/342 = 0,5 \text{ mol}$

b) Molaridad: $M = n/V = 0,5 / 2 = 0,25 \text{ M}$ (molar) o mol/L

c) Ahora tenemos la disolución 0,25 M y de ella tomamos 100 mL (siempre en L): $V = 0,1 \text{ L}$

Tenemos M y V , que por la definición de molaridad $M = n/V$. En la molaridad calculada antes hemos empleado las 0,5 moles, pero como ahora hemos tomado una parte (0,1 L) no estarán todas las moles. Las moles que hay en esos 0,1 L de la disolución 0,25 M serán: $M = n/V$ $n = M \cdot V = 0,25 \cdot 0,1 = 0,025$ moles (como veis es una parte de todas las moles iniciales). Y ahora estas moles las disolvemos en medio litro, con lo que la nueva molaridad será: $M = n/V = 0,025/0,5 = 0,05 \text{ M}$ (o mol/L)

NUEVO TERMOQUÍMICA (Pág. 97 y siguientes)

Las reacciones químicas

Las sustancias que hay antes de producirse el cambio y que desaparecen se llaman **REACTIVOS**.

Ej: $\text{Zn (s)} + 2 \text{HCl (ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \text{ (ac)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$

Las sustancias que hay después de producirse el cambio y que aparecen o se generan se llaman **PRODUCTOS**.

Ajuste de las reacciones:

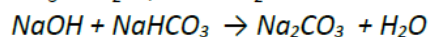
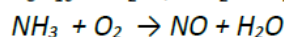
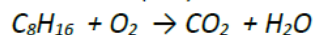
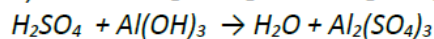
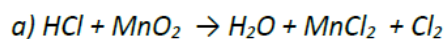
El proceso de ajustar (o igualar) la ecuación de la reacción consiste en colocar números delante de las fórmulas (coeficientes) para garantizar que exista el mismo número de átomos en los reactivos que en los productos, ya que en una reacción química no pueden desaparecer o crearse átomos. O lo que es lo mismo:

En una reacción química la masa permanece constante (Ley de Conservación de la Masa o Ley de Lavoisier).

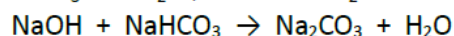
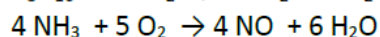
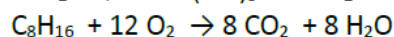
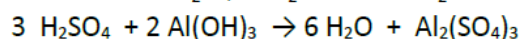
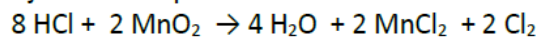
Con ello garantizamos que los reactivos están en las proporciones justas (*cantidades estequiométricas*) para reaccionar.

Ajuste de reacciones químicas

Ajustar las siguientes reacciones químicas:



Ajustándolas por tanteo sería:



Reacciones de combustión. Químicamente son oxidaciones, pero al contrario que éstas son reacciones que transcurren muy rápidamente y con un desprendimiento notable de energía



Siempre que se queme un hidrocarburo (compuesto que contiene únicamente carbono e hidrógeno) se obtiene CO_2 y agua:



Reacciones exotérmicas y endotérmicas

Algunas reacciones ocurren con desprendimiento de calor del sistema hacia el exterior; son las reacciones **exotérmicas**; en otras reacciones sucede el proceso inverso; y son las reacciones **endotérmicas**.

La entalpía

Las reacciones químicas pueden desprender calor (exotérmicas) o absorber calor (endotérmicas).

El calor desprendido o absorbido en una reacción se mide con la función “**ENTALPÍA**” o mejor “**VARIACIÓN DE ENTALPÍA**” que se representa mediante ΔH .

Si el resultado de la entalpía ΔH es positivo \rightarrow Reacción ENDOTÉRMICA (absorbe calor)

Si el resultado de la entalpía ΔH es negativo \rightarrow Reacción EXOTÉRMICA (desprende calor)

Aunque la entalpía puede medirse, de hecho, a cualquier temperatura y presión, se ha tomado el acuerdo de considerar condiciones estándar a 25 °C (298 K) y 1 atm. Cuando la entalpía se mide en estas condiciones de presión y temperatura se habla de entalpía estándar y se denota con el símbolo H°

Cálculo de la entalpía de una reacción

Mediante las entalpías estándar de formación

Cada compuesto tiene por sí mismo una llamada **entalpía estándar de formación ΔH_f°** independientemente de la reacción, es un dato que nos dan. Los elementos en su estado natural tienen $\Delta H_f^\circ = 0$. Por ello no nos darán la entalpía de formación de los elementos, ya que debemos saber que es 0.

Para calcular la entalpía de una reacción:

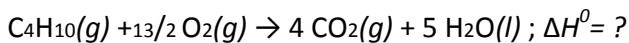
$\Delta H_r =$ (Suma de las entalpías de formación de los productos multiplicadas por los coeficientes) – (Suma de las entalpías de formación de los reactivos multiplicadas por los coeficientes)

$$\Delta H^\circ = \sum n_p \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum n_r \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

EJEMPLO

Conocidas las entalpías estándar de formación del butano (C_4H_{10}), agua líquida y CO_2 , cuyos valores son respectivamente -124,7, -285,8 y -393,5 kJ/mol, calcular la entalpía estándar de combustión del butano (entalpía molar).

La reacción de combustión del butano es:



$$\Delta H^\circ = \sum n_p \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum n_r \Delta H_f^\circ (\text{reactivos}) = 4 \text{ mol}(-393,5 \text{ kJ/mol}) + 5 \text{ mol}(-285,8 \text{ kJ/mol}) - 1 \text{ mol}(-124,7 \text{ kJ/mol}) \\ = -2878,3 \text{ kJ}$$