

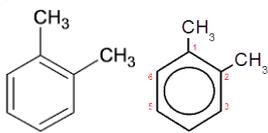
QUÍMICA – Ficha 15

1. SOLUCIONES A LOS EJERCICIOS DE LOS EXÁMENES DE LA FICHA 14

ACCESO UNIVERSIDAD Y CICLOS CFGS

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

a) 1,2-dicloroetano

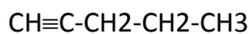


b) 1,2-Dimetilbenceno

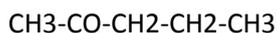
c) 1-Buteno



d) 1-Pentino



e) 2-Pentanona



f) Ácido clorhídrico



g) Butanal



h) Carbonato de calcio



i) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$



j) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$



k) $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$



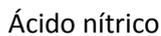
l) CH_4



m) HCl



n) HNO_3



o) Ioduro de cobre (II)



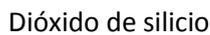
p) Metano



q) Metanol



r) SiO_2



s) SO_2



t) Sulfuro de hierro (II)



u) Trifluoruro de fósforo



ACCESO UNIVERSIDAD

2019

a) Predigueu la geometria i el caràcter polar o apolar de les molècules: BHF_2 , NCl_3 y CHF_3 . (1,5 punts)

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

BHF_2 (similar al BH_3)

Triangular plana

Polar (porque no son iguales: H y F)

NCl_3 (similar al NH_3)

Pirámide trigonal

Polar

CHF_3 (similar al CH_4)

Tetraédrica

Polar (porque no son iguales: H y F)

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)

a)

O(Z=8): 1s² 2s² 2p⁴

F(Z=9): 1s² 2s² 2p⁵

Na(Z=11): 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹

b)

O(Z=8): 1s² 2s² 2p⁴ O²⁻

F(Z=9): 1s² 2s² 2p⁵ F⁻

Na(Z=11): 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹ Na⁺

c) Na > O > F

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 (F₂) y el cloro (Cl₂) son gases, el bromo (Br₂) es líquido y el yodo (I₂) es sólido.

b) La temperatura de ebullición del agua (H₂O) es mayor que la de su homólogo el sulfuro de hidrógeno (H₂S)

a) Las fuerzas que intervienen entre las moléculas son Fuerzas de Van der Waals, que aumentan con la Masa Molecular, aumentando el estado de agregación, así el I₂, de mayor Mr tiene más Fuerzas de Van der Waals y por eso es sólido, más que el Br₂ que es líquido y en el Cl₂ y F₂ son muy pequeñas y por eso son gases.

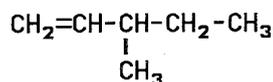
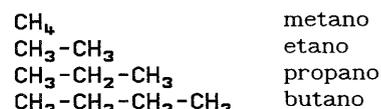
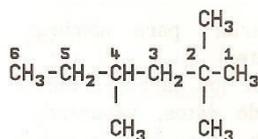
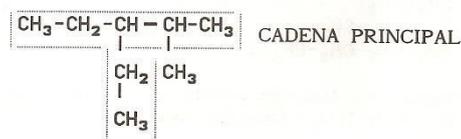
b) El agua H₂O, debido a la diferencia de electronegatividad entre el O y el H y a su estructura angular forma enlaces intermoleculares de puente de hidrógeno, aumentando la atracción entre las moléculas dando lugar a un líquido. En el H₂S no se producen los puentes de hidrógeno, por eso es un gas. Los puentes de H sólo los forman los átomos más electronegativos: F, O y N.

2. FORMULACIÓN DE QUÍMICA ORGÁNICA

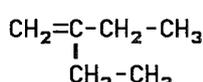
RECORDAD:

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

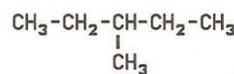
Hidrocarburos



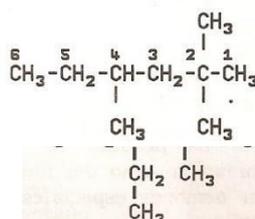
3-metil-1-penteno



2-etil-1-buteno



3-metilpentano



2,2,4-trimetilhexano

CH≡CH

etino

CH≡C-CH₃

propino

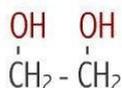
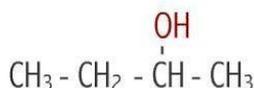
CH≡C-CH₂-CH₃

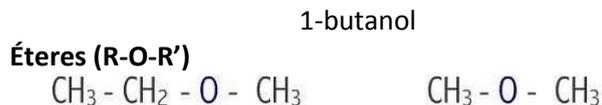
1-butino

CH₃-C≡C-CH₃

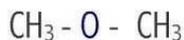
2-butino

Alcoholes (R-OH)





2,2-etanodiol

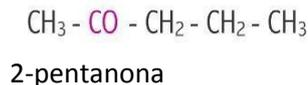
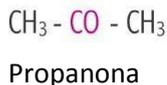


Aldehídos (R-CHO)



Cetonas (R-CO-R')

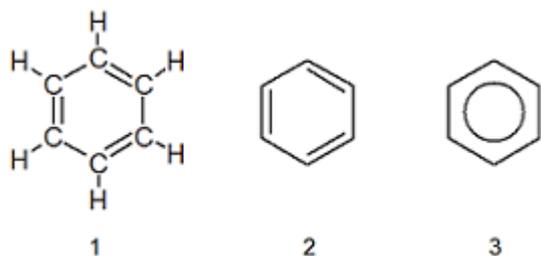
La terminación es -ona.



NUEVO

EL BENCENO Y SUS DERIVADOS. Compuestos aromáticos:

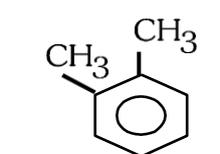
BENCENO: C₆H₆



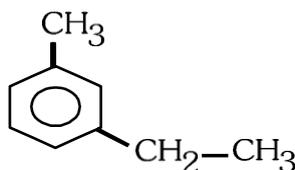
Si actúa como radical se nombra como "fenil".



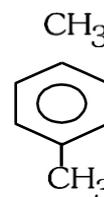
Cuando son dos los radicales que están unidos, existe una forma alternativa de nombrarlos: mediante los prefijos o- (orto), m- (meta) y p- (para).



o-dimetilbenceno
 posición 1,2



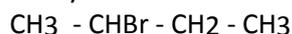
m-etilmetilbenceno
 posición 1,3



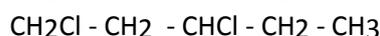
p-dimetilbenceno
 posición 1,4

HALUROS (HALOGENUROS):

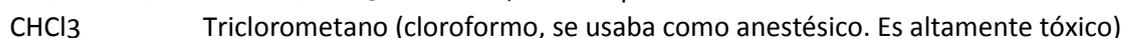
Incluyen uno o varios átomos de elementos halógenos: F, Cl, Br, I, con valencia 1



2-bromobutano



1,3-dicloropentano

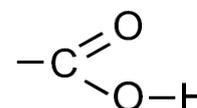


ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Cadenas en las que, en un extremo, aparece un grupo ácido (carboxilo, - COOH.)

Se numera la cadena comenzando por el grupo ácido.

La forma de nombrarlo es la siguiente: Ácido (cadena) + oico Ejemplos:



HCOOH	ácido metanoico (ácido fórmico)
CH ₃ -COOH	ácido etanoico (ácido acético)
CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - COOH	ácido butanoico (ácido butírico)
COOH - CH ₂ - CH ₂ - COOH	ácido butanodioico



ácido benzoico

CH₃ - CHOH - COOH ácido 2-hidroxiopropanoico (ácido láctico)

ÉSTERES

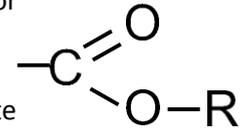
Proviene de ácidos, en los que se ha sustituido el hidrógeno final por un radical. Así, por ejemplo, del ácido etanoico, sustituyendo H por un metil (-CH₃)



Para nombrar estos compuestos, se comienza por la cadena procedente del ácido, de la siguiente forma: (cadena)-ato de (radical)-ilo

CH₃ - COO - CH₃ etanoato de metilo

HCOO - CH₂ - CH₃ metanoato de etilo



3. ESTEQUIOMETRÍA BÁSICA

RECORDAD

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**

Número de Avogadro N_A = 6,022 x 10²³

Nº de moléculas = n · 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

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

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. $M = n / V$

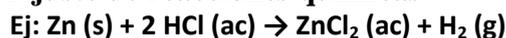
V siempre en litros (L)

Luego $n = M \cdot V$

4. TERMOQUÍMICA (Pág. 97 y siguientes)

RECORDAD

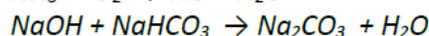
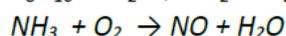
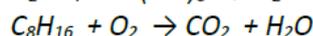
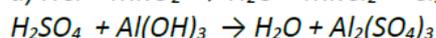
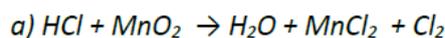
Ajuste de reacciones químicas



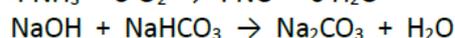
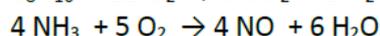
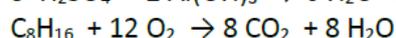
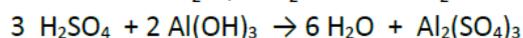
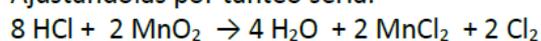
Ajuste de las reacciones:

Ajuste de reacciones químicas

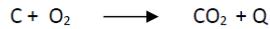
Ajustar las siguientes reacciones químicas:



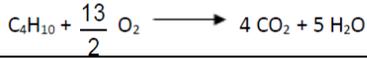
Ajustándolas por tanteo sería:



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



Las reacciones de combustión de hidrocarburos siempre se ajustan en el orden:
C → H → O

Reacciones exotérmicas y 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 → Reacción ENDOTÉRMICA (absorbe calor)

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

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^0 independientemente de la reacción, es un dato que nos dan. Los elementos en su estado natural tienen $\Delta H_f^0 = 0$. 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:

$\Delta H_r = (\text{Suma de las entalpías de formación de los productos multiplicadas por los coeficientes}) - (\text{Suma de las entalpías de formación de los reactivos multiplicadas por los coeficientes})$

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

5. ÁCIDOS Y BASES. El pH

NUEVO

Teoría de Brönsted y Lowry

Los ácidos y bases se suelen diluir en agua. Por eso sus reacciones siempre se hacen con el agua.

Un ácido es aquel que **cede** un protón H^+ al H_2O .

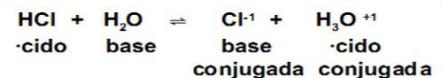
Una base es la que **acepta** un protón H^+ al H_2O .



EN SÍNTESIS....

- ▶ **Ácido:** especie química que dona un protón
- ▶ **Base:** especie química que acepta un protón

Ejemplo:





Fuerza relativa de Ácidos y Bases

Los ácidos y las bases pueden ser fuertes o débiles.

Un ácido será tanto más fuerte cuanto mayor tendencia tenga a ceder el ion H⁺, mientras que una base será tanto más fuerte cuanto mayor tendencia tenga a aceptar el ion H⁺. Esta tendencia a ceder o aceptar iones H⁺ es relativa, depende de frente a quien actúe. Se toma como referencia respecto al agua H₂O.

El agua pura se encuentra disociada, aunque en proporción muy pequeña $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

por cada ion H₃O⁺ que se forme ha de aparecer un ion OH⁻, lo que conduce a que $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$

Los corchetes [] significan "Molaridad" (concentración molar en mol/L)

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ quiere decir que la concentración molar de H₃O⁺ es igual a la de OH⁻

Cualquier disolución acuosa que cumpla esta condición se dice que es **neutra**. En el caso concreto de una disolución a 25 °C de agua $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ mol/L}$

Cuando se disuelve un ácido en agua pura $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] (>10^{-7} \text{ mol/L})$ y estas disoluciones reciben el nombre de **ácidas**.

Si, por el contrario, se disuelve una base, aumentará la concentración de iones [OH⁻] y disminuirá, en la misma proporción la concentración de [H₃O⁺], ($[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$, $[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ mol/L}$) y estas disoluciones reciben el nombre de **básicas**.

Concepto de pH

En disoluciones acuosas las concentraciones de los iones H₃O⁺ y OH⁻ están relacionadas. Siempre se cumple que $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$

Si una aumenta la otra disminuye. Por ello con conocer una de ellas es suficiente. Se utiliza la [H₃O⁺], concentración de iones H₃O⁺

Para poder expresar las concentraciones de iones H₃O⁺ sin tener que utilizar potencias negativas de diez, Sørensen introdujo en 1909 el concepto de **pH**, que se define como el logaritmo decimal cambiado de signo de la concentración de iones [H₃O⁺]

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

Debido al cambio de signo en el logaritmo, la escala de pH va en sentido contrario al de la concentración de iones [H₃O⁺], es decir, el pH de una disolución aumenta a medida que disminuye la concentración de iones [H₃O⁺], o sea la acidez. Así, para una disolución acuosa a 25 °C:

pH < 7 disolución ácida
pH = 7 disolución neutra
pH > 7 disolución básica

De manera análoga, también se define el **pOH** como el logaritmo decimal cambiado de signo de la concentración de iones OH⁻.

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

Siempre se cumple: **pH + pOH = 14**

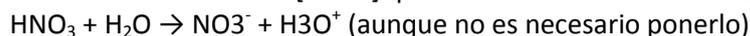
Cálculo de pH de ácidos y bases fuertes

EJEMPLO 1:

Calcular el pH de una disolución acuosa 0'055 M de ácido nítrico (HNO₃)

Los ácidos en agua producen iones hidronio [H₃O⁺] que son los responsables del pH

Como se trata de un ácido fuerte, al disolverlo en agua se disocia totalmente, de modo que proporciona la misma concentración de iones $[H_3O^+]$ que del ácido había. Esto se representa así:



$$[HNO_3] = [H_3O^+] = 0,055 \text{ M}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (0,055) = 1,26 \text{ (Muy ácido)}$$

EJEMPLO 2:

Calcular el pH de una disolución acuosa 0,025 M de hidróxido de potasio (KOH) (Base fuerte)

Las bases en agua proporcionan iones $[OH^-]$.

Se trata de una base fuerte, por lo que se supone que estará totalmente disociada. $[KOH] = [OH^-] = 0,025 \text{ M}$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (0,025) = 1,60. \text{ Pero se debe expresar en función del pH}$$

$$\text{Y como } pH + pOH = 14 \quad pH = 14 - pOH = 14 - 1,60 = 12,40$$

6. PARA RESOLVER

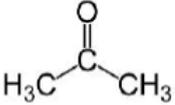
ACCESO UNIVERSIDAD 25

Cuestión 1 (2,5 puntos)

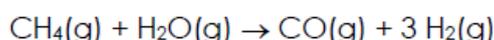
a) Represente la estructura electrónica de Lewis y describa la geometría prevista por el modelo RPECV para las moléculas siguientes: CCl_4 , PCl_3 y Cl_2O . (1,5 puntos)

Datos: Números atómicos, Z: $Z(C) = 6$, $Z(O) = 8$; $Z(P) = 15$; $Z(Cl) = 17$.

b) Formule o nombre, según convenga: (1 punto)

b-1)	$Ca(OH)_2$	
b-2)	Nitrato de amonio	
b-3)	$KMnO_4$	
b-4)	$Fe_2(CO_3)_3$	
b-5)	Óxido de hierro(III)	
b-6)	$CH_2=CH-CH_2-CHCl-CHCl-CH_3$	
b-7)	2-buteno	
b-8)		
b-9)	Dietiléter	
b-10)	$CH_3-COOCH_2CH_3$	

El dihidrógeno, $H_2(g)$ puede utilizarse como un combustible alternativo para los automóviles. Se puede obtener a partir de metano según la reacción:



Calcule la variación de entalpía estándar de la reacción. Indique si se trata de un proceso exotérmico o endotérmico. (1,25 puntos)

Entalpías de formación estándar, ΔH_f° ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$): $CO(g) = -110,5$; $CH_4(g) = -74,8$; $H_2O(g) = -241,8$; $H_2(g) = 0$.

a) El pH de una muestra biológica es 5,8. Calcule cuál es la concentración molar (mol/L) de las especies H_3O^+ y OH^- . (1 punto)

a) Calculeu el pH d'una dissolució aquosa d'hidròxid de sodi (NaOH) que conté 2 g de NaOH en 400 mL de dissolució. (1,25 punts)

Dades: masses atòmiques relatives: H = 1; O = 16; Na = 23; Cl= 35,5

ACCESO CICLOS CFGS

1. Se disuelven 171 gramos de sacarosa ($\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) en 2 litros de disolución. Calcula:
- El número de moles que contiene. (0,6 puntos)
 - La molaridad de la disolución. (0,7 puntos)
 - 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

2. De las siguientes combinaciones de números cuánticos:

i) (2, 1, -1, -1/2) ; ii) (3, 0, -1, -1/2) ; iii) (4, 2, 2, 1/2) ; iv) (3, 0, 0, -1/2)

- ¿Cuáles son posibles? Razona la respuesta. (1 punto)
- En los casos posibles, identifica el orbital que representan. (1 punto)

4. a) Escribe y ajusta la reacción de combustión del propano (C_3H_8). (1 punto)

b) Calcula la entalpía estándar de combustión del propano, a partir de las entalpías de formación estándar del CO_2 , H_2O y C_3H_8 que son, respectivamente -393,5 kJ/mol; -285,8 kJ/mol y -103,852 kJ/mol. (1 punto)