

# FASE ESPECÍFICA



## QUÍMICA

MÓDULO

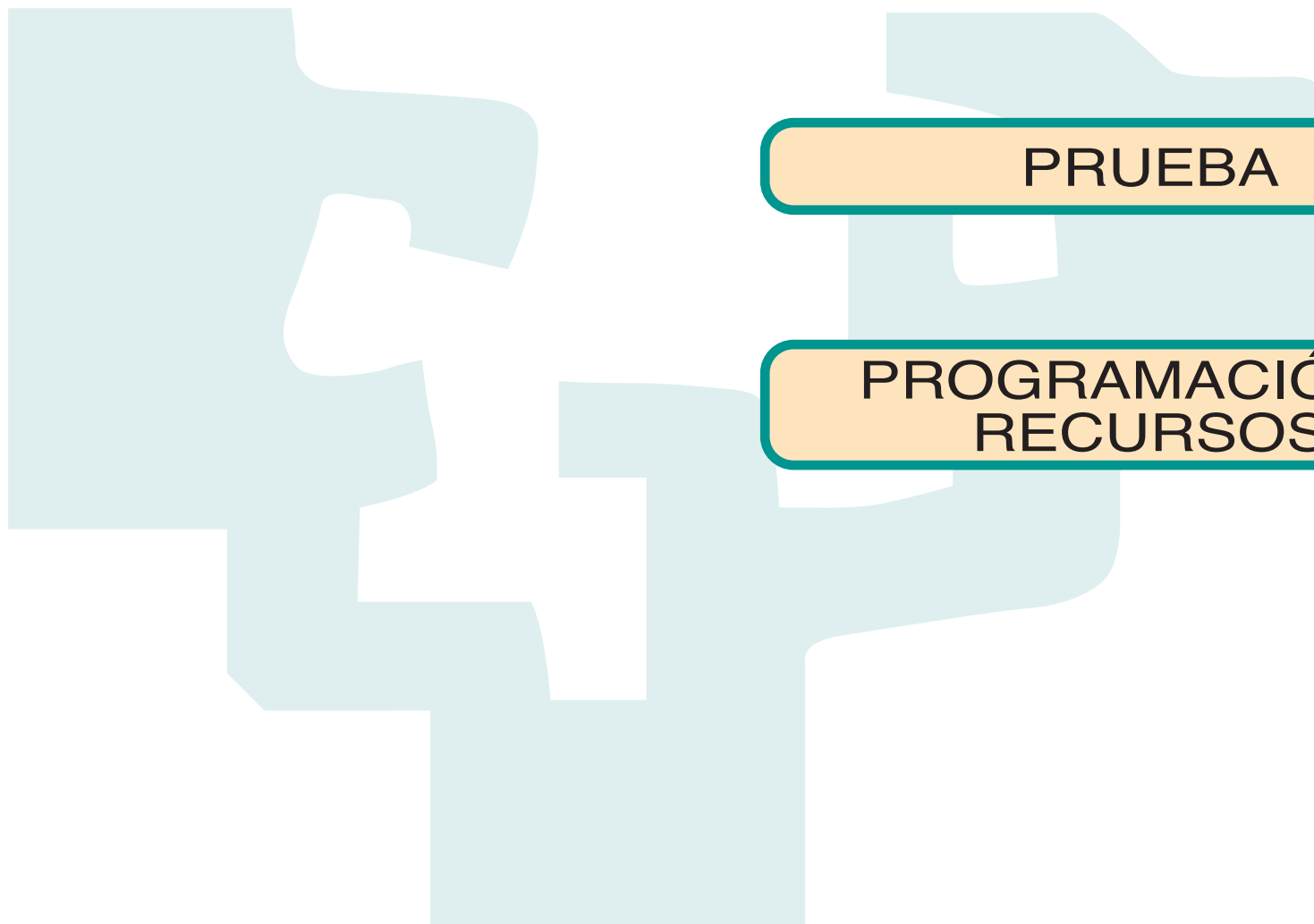
EJERCICIOS

SOLUCIONARIO

PRUEBA

SOLUCIONARIO

PROGRAMACIÓN Y  
RECURSOS





Módulo

**QUÍMICA**

**Prueba de acceso a la universidad: mayores de 25 años**

**Duración orientativa: 90 horas**



## ÍNDICE

1. PRESENTACIÓN Y OBJETIVOS

2. CONTENIDOS

BLOQUE 1: ESTRUCTURA DE LA MATERIA (40 horas)

Indicadores de conocimiento

BLOQUE 2: TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA (35 horas)

Indicadores de conocimiento

BLOQUE 3: QUÍMICA DEL CARBONO (15 horas)

Indicadores de conocimiento



## 1. PRESENTACIÓN Y OBJETIVOS

El ámbito científico constituye un campo explicativo del conocimiento de la naturaleza y de los comportamientos y cambios que en ella se producen. Este módulo, engloba el estudio de dicho conocimiento en la vertiente de los fenómenos químicos y las leyes que los rigen, favoreciendo y posibilitando la comprensión y asimilación de las características y propiedades químicas de la materia y las interacciones y reacciones asociadas a ella.

Dentro de la Química se pueden tratar muchos temas, pero en este ámbito concreto se desarrollarán los siguientes:

- **Estructura de la materia.**
- **Transformación de la materia.**
- **Química del carbono.**

El primer tema hace alusión a todo lo relacionado con el conocimiento íntimo de la materia y de las propiedades esperables en base a la naturaleza de dicha materia. El 2º hace referencia a los cambios en la composición de la materia y por tanto a sus propiedades. El último, por fin, desarrolla todo lo relativo a la química del carbono y la utilización de algunos de sus compuestos.

Debe desarrollarse el módulo utilizando una metodología que combine de forma adecuada contenidos teóricos y prácticos, teniendo presente en todo momento los siguientes objetivos a lograr:

- Comprender y aplicar los conceptos, leyes, teorías y modelos más importantes y generales de la Química en los campos anteriormente expresados.
- Resolver supuestos químicos tanto teóricos como prácticos, mediante el empleo de los conocimientos adquiridos.
- Comprender la terminología científica asociada a la química para emplearla de manera habitual al expresarse, tanto verbalmente como por escrito.

Para cualquier proceso formativo que contemple la oferta de este módulo, su necesaria programación debe basarse en la impartición de los "*contenidos*" que posteriormente se relacionan, con el nivel y extensión que describen los "*Indicadores de conocimiento*". Estos últimos no dejan de ser criterios de evaluación que expresados como las cuestiones y ejercicios-tipo más representativos de cada bloque de contenidos, aspiran a transmitir lo más sustancial y crítico que las personas deben saber o saber hacer.

## 2. CONTENIDOS

### BLOQUE 1: ESTRUCTURA DE LA MATERIA ( 40 horas)

- **La materia: Características:**
  - Magnitudes y unidades más usuales en Química (masa, volumen, densidad, temperatura y presión).
  - Propiedades de la materia. Estados de agregación.
  - Clasificación de las sustancias: Mezclas y sustancias puras. Elementos y compuestos:
  - Teoría atómica de Dalton:
    - ◆ Masas atómicas y moleculares:
  - Concepto de mol. N° de Avogadro.



- Estado gaseoso:
  - ◆ Ecuación de los gases perfectos. Volumen molar.
- Composición centesimal y fórmula de compuestos:
- Mezclas: homogéneas y heterogéneas:
  - ◆ Técnicas de separación de componentes (decantación, filtración, imantación, cristalización, destilación, etc.).
- Disoluciones: tipos:
  - ◆ Formas de expresar la concentración: % en masa, % en volumen, g/l, Molaridad, Fracción molar.
- **Estructura del átomo:**
  - Partículas elementales.
  - Descubrimiento del electrón: modelo atómico de Thomson.
  - Descubrimiento del núcleo: modelo atómico de Rutherford:
    - ◆ N° atómico, n° másico. Isótopos.
  - Espectros atómicos: modelo atómico de Bohr.
  - Orbitales atómicos. Niveles energéticos. Distribución electrónica.
- **Sistema periódico de los elementos:**
  - Tabla periódica: periodos y grupos. Su relación con los electrones externos.
  - Tipos de elementos: metales, no metales, gases nobles, representativos, de transición...
  - Propiedades periódicas (volumen atómico, energía de ionización, electro-negatividad,...).
- **Enlace químico:**
  - Electrones de valencia. Estructura de Lewis.
  - Enlace iónico. Iones:
  - Enlace covalente. Polaridad. Fuerzas intermoleculares.
  - Enlace metálico.
  - Propiedades de las sustancias según su tipo de enlace.

#### **INDICADORES DE CONOCIMIENTO:**

- 1.1. *Conocer y diferenciar los distintos tipos de sustancias según su composición química (mezclas heterogéneas, homogéneas, sustancias puras...), y las principales técnicas de separación que se pueden utilizar.*
- 1.2. *Realizar cálculos basados en el concepto de mol en relación a la masa y n° de moléculas, aplicables a cualquier sustancia.*
- 1.3. *Aplicar la ecuación de los gases perfectos (tanto en condiciones normales como en otras condiciones).*
- 1.4. *Dada una sustancia, calcular su composición centesimal conocida su fórmula molecular o viceversa, la fórmula empírica a partir de su composición centesimal.*
- 1.5. *Calcular la concentración de una disolución en las distintas formas estudiadas (% en masa, % en volumen, g/l, Molaridad).*
- 1.6. *Conocer las características de los distintos modelos atómicos.*
- 1.7. *Conocer las semejanzas y diferencias que tienen dos isótopos.*
- 1.8. *Determinar el n° de partículas elementales que contendrá un átomo, así como su configuración electrónica, conocido su n° atómico y su n° másico, y viceversa.*
- 1.9. *Solo para elementos representativos: a partir de su configuración electrónica predecir su posición en la tabla periódica, el tipo de ión que tenderá a formar, y los posibles enlaces que formará.*
- 1.10. *Representar la estructura de Lewis de átomos y moléculas.*
- 1.11. *Según el tipo de enlace que tengan, relacionar las sustancias con las propiedades que les corresponden (conductividad eléctrica, solubilidad, punto de fusión...).*



## BLOQUE 2: TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA ( 35 horas)

- **Formulación y nomenclatura inorgánica (tradicional, sistemática y de Stock) de:**
  - Compuestos binarios (excepto peróxidos).
  - Compuestos ternarios más sencillos: hidróxidos.
- **Reacción química:**
  - Ecuación química. Ajuste. Principio de conservación de la masa.
  - Clasificación de reacciones químicas: neutralización, redox, combustión, de equilibrio.
  - Cálculos estequiométricos. Cálculos con masas, con volúmenes de gases, con reactivos en disolución. Reactivo limitante.
- **Reacciones de transferencia de protones. Ácidos y bases:**
  - Concepto de ácido y base según las teorías de Arrhenius y la de Brønsted-Lowry.
  - Fuerza de ácido y bases. Grado de disociación. Constantes de acidez y basicidad.
  - Disociación iónica del agua.
  - Concepto de pH. Indicadores.
  - Reacciones de neutralización.

### INDICADORES DE CONOCIMIENTO:

- 2.1. *Nombrar y formular compuestos inorgánicos sencillos según las nomenclaturas tradicional, sistemática y de Stock.*
- 2.2. *Ajustar y realizar cálculos estequiométricos en reacciones químicas sencillas.*
- 2.3. *Identificar las sustancias como ácidos o bases según las dos teorías estudiadas.*
- 2.4. *En ácidos o bases débiles calcular la concentración inicial, concentración de iones hidronio,  $\alpha$ ,  $K_a$ ,  $K_b$  ... (Para disociaciones de ácidos y bases débiles se supondrá  $1-\alpha \oplus 1$ , para simplificar los cálculos).*
- 2.5. *En cualquier ácido o base (fuerte o débil), calcular el pH dada la concentración, o calcular la concentración conocido el pH. (En ácidos y bases débiles se utilizará la aproximación indicada en el apartado anterior).*
- 2.6. *Calcular la concentración de un ácido o una base utilizando las reacciones de neutralización.*

## BLOQUE 3: QUÍMICA DEL CARBONO (15 horas)

- **Química del carbono:**
  - Los compuestos de carbono y su estructura: Atomo de carbono. Enlaces de carbono. Cadenas carbonadas.
  - Hidrocarburos:
    - ◆ Saturados y no saturados. Radicales.
    - ◆ Hidrocarburos cíclicos: benceno.
    - ◆ Los hidrocarburos combustibles: utilización y problemas derivados de su uso.
  - Otros grupos funcionales:
    - ◆ Oxigenados: Alcoholes, ácidos, aldehidos, cetonas, éteres y ésteres. Los ácidos y alcoholes de uso doméstico.
    - ◆ Nitrogenados: aminas, amidas y nitrilos.
  - Formulación y nomenclatura según reglas de la IUPAC de estos compuestos. Isomería.

### INDICADORES DE CONOCIMIENTO:

- 3.1. *Nombrar y formular compuestos de carbono sencillos de cadena abierta.*



- 3.2. *Nombrar y formular los posibles isómeros de cadena y de posición de un compuesto sencillo.*
- 3.3. *Relacionar los productos químicos orgánicos con la vida diaria y el ambiente.*
- 3.4. *Conocer la principal fuente natural de los hidrocarburos, su papel en la producción de energía, y los problemas que se derivan de su combustión.*



## EJEMPLOS DE EJERCICIOS CORRESPONDIENTES A LOS INDICADORES DE CONOCIMIENTO DE LOS BLOQUES DE CONTENIDOS

BLOQUE	INDICADORES DE CONOCIMIENTO	EJEMPLOS
1	1.1. Conocer y diferenciar los distintos tipos de sustancias según su composición química (mezclas heterógenas, homogéneas, sustancias puras...), y las principales técnicas de separación que se pueden utilizar.	1
	1.2. Realizar cálculos basados en el concepto de mol en relación a la masa y nº de moléculas, aplicables a cualquier sustancia.	2
	1.3. Aplicar la ecuación de los gases perfectos (tanto en condiciones normales como en otras condiciones).	3
	1.4. Dada una sustancia, calcular su composición centesimal conocida su fórmula molecular o viceversa, la fórmula empírica a partir de su composición centesimal.	3
	1.5. Calcular la concentración de una disolución en las distintas formas estudiadas (% en masa, % en volumen, g/l, Molaridad).	4
	1.6. Conocer las características de los distintos modelos atómicos.	5
	1.7. Conocer las semejanzas y diferencias que tienen dos isótopos.	6
	1.8. Determinar el nº de partículas elementales que contendrá un átomo, así como su configuración electrónica, conocido su nº atómico y su nº másico, y viceversa.	6
	1.9. Solo para elementos representativos: a partir de su configuración electrónica predecir su posición en la tabla periódica, el tipo de ión que tenderá a formar, y los posibles enlaces que formará.	7
	1.10. Representar la estructura de Lewis de átomos y moléculas.	8
	1.11. Según el tipo de enlace que tengan, relacionar las sustancias con las propiedades que les corresponden (conductividad eléctrica, solubilidad, punto de fusión...).	9
2	2.1. Nombrar y formular compuestos inorgánicos según las nomenclaturas tradicional, sistemática y de Stock.	10
	2.2. Ajustar y realizar cálculos estequiométricos en reacciones químicas sencillas.	11
	2.3. Identificar las sustancias como ácidos o bases según las dos teorías estudiadas.	12
	2.4. En ácidos o bases débiles calcular la concentración inicial, concentración de iones hidronio, $\alpha$ , $K_a$ , $K_b$ ... (Para disociaciones de ácidos y bases débiles se supondrá $1 - \alpha \oplus 1$ , para simplificar los cálculos).	13
	2.5. En cualquier ácido o base (fuerte o débil), calcular el pH dada la concentración, o calcular la concentración conocido el pH. (En ácidos y bases débiles se utilizará la aproximación indicada en el apartado anterior).	14
	2.6. Calcular la concentración de un ácido o una base utilizando las reacciones de neutralización.	15





3	3.1. Nombrar y formular compuestos de carbono sencillos de cadena abierta.	16
	3.2. Nombrar y formular los posibles isómeros de cadena y de posición de un compuesto sencillo.	17
	3.3. Relacionar los productos químicos orgánicos con la vida diaria y el ambiente.	3,13,19
	3.4. Conocer la principal fuente natural de los hidrocarburos, su papel en la producción de energía, y los problemas que se derivan de su combustión.	18



1. Explica las diferencias entre mezclas y compuestos. Cita alguna técnica de separación de componentes de una mezcla.

2. Completa el cuadro:

	Nº de moles	Nº de moléculas	Masa (g)
a) Na Cl			200 g
b) NH <sub>3</sub>		$7 \cdot 10^{23}$	
c) Na	6,65		

Masas atómicas: Na = 23 ; Cl = 35,5 ; N = 14 ; H = 1 . Nº de Avogadro =  $6,022 \cdot 10^{23}$

3. Se tienen 10 litros de gas propano (C<sub>3</sub> H<sub>8</sub>) en condiciones normales. Calcula:

- Su masa
- Su densidad
- Su composición centesimal
- ¿Para que sirve el propano?

Masas atómicas: C = 12 ; H = 1

4. Se disuelven 12 g de etanol (C<sub>2</sub> H<sub>6</sub> O) en agua formando 200 mL de disolución. Calcular su concentración en:

- Gramos por litro
- Molaridad
- % en volumen

Datos: Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; densidad<sub>etanol</sub> = 0,78 g/cm<sup>3</sup>

d) Escribe la fórmula desarrollada del etanol.

e) ¿Qué utilidades tiene el etanol ?

5. Describir los modelos de Thomson, Rutherford y Bohr, y los descubrimientos que les llevaron a enunciarlos.

6. Deducir el nº de protones, neutrones y electrones de dos átomos de Cloro (Z = 17), uno con nº másico 35 y el otro con nº másico 37.

- ¿Cómo se llaman a este tipo de átomos?
- Escribir su configuración electrónica.

7. Dados dos átomos: el A y el B de nº atómicos 19 y 9 respectivamente.

Completa el cuadro:

	Z	a) configuración electrónica	b) periodo y grupo	c) tipo de ión que formará
A	19			
B	9			

d) En el caso de unirse, ¿qué tipo de enlace formarían entre ellos? Razona la respuesta.

8. Representa la estructura de Lewis de los átomos de N e H, y de la molécula de NH<sub>3</sub> que forman, explicando el tipo de enlace por el que se unen.

Nº atómicos: Nitrógeno (Z=14) ; Hidrógeno (Z=1)



9. **Clasifica las siguientes sustancias en iónicas, covalentes moleculares o metales, según el enlace que forman: Cloro ( $\text{Cl}_2$ ) - Sodio (Na) – Cloruro sódico (NaCl)**  
En función de dicho enlace indica cuál o cuales sustancias se puede prever que:
- Serán solubles en agua
  - Conduzcan la corriente eléctrica
  - Estén en estado sólido
10. **Nombrar los siguientes compuestos:**  
 $\text{Cu}_2\text{O}$  -  $\text{I}_2\text{O}_7$  -  $\text{FeH}_2$  - HF -  $\text{MgCl}_2$  - CaS - KOH  
En los compuestos binarios e hidróxidos utilizar la nomenclatura tradicional, sistemática y de Stock.
11. **El carbonato de sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) reacciona con cloruro cálcico ( $\text{CaCl}_2$ ) formándose carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) y cloruro de sodio (NaCl).**
- Escribir la ecuación correspondiente y ajustarla.
  - ¿Cuántos gramos de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  son necesarios para obtener 225 g de  $\text{CaCO}_3$ ?  
Datos: Masas atómicas: Na = 23 ; C = 12 ; O = 16 ; Ca = 40
12. **Se dispone de las siguientes especies químicas:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Cl}^-$ , HCl**  
Indicar cuales pueden actuar como ácidos, cuales como bases y cuales como ácidos y bases, según la teoría de Brønsted-Lowry.
13. **En una disolución 0,01 M de ácido etanoico ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ), calcular:**
- La concentración de iones hidronio que tendrá
  - El grado de disociación  
Dato:  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$  (Utilizar la aproximación para ácidos débiles)
  - ¿Cuál es el nombre vulgar del ácido etanoico y para que se emplea en el uso doméstico ?
14. **Calcular el pH:**
- de la disolución anterior
  - de una disolución 0,01M de HCl
15. **Para neutralizar 25 cm<sup>3</sup> de una disolución de ácido sulfúrico se han gastado 37,5 cm<sup>3</sup> de una disolución 0,5 M de NaOH. Calcular la molaridad del  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .**
16. **Escribir la fórmula de los siguientes compuestos: propeno, octano, 2,3 dimetil butano, ácido pentanoico, etanodiol.**
17. **Escribir y nombrar todos los isómeros posibles del  $\text{C}_5\text{H}_{12}$**
18. **Enumerar algunos de los principales componentes que se pueden extraer del petróleo, indicando sus aplicaciones más importantes.**
19. **Nombra cuatro objetos cotidianos (por ejemplo de tu habitación: mesa, alfombra, cortinas, puertas, ventanas, papel de la pared...) e indica su relación con la química orgánica.**



## SOLUCIONARIO DE LOS EJEMPLOS DE EJERCICIOS CORRESPONDIENTES A LOS INDICADORES DE CONOCIMIENTO DE LOS BLOQUES DE CONTENIDOS

1. Explica las diferencias entre mezclas y compuestos. Cita alguna técnica de separación de componentes aplicables a unos y otros.

**Respuesta:**

**Mezclas** = sistemas materiales formados por dos o más componentes que pueden tener las mismas propiedades en todos los puntos (mezclas homogéneas) o tener las mismas propiedades (mezclas heterogéneas).

La proporción de sus componentes es variable, y pueden separarse mediante procedimientos físicos: filtración, decantación, destilación, cristalización, etc.

**Compuestos** = Son sustancias que pueden descomponerse en otras más simples mediante procesos químicos. Su composición y propiedades son constantes.

2. Completa el cuadro:

	Nº de moles	Nº de moléculas	Masa (g)
a) Na Cl			200 g
b) NH <sub>3</sub>		$7 \cdot 10^{23}$	
c) Na	6,65		

Masas atómicas: Na = 23 ; Cl = 35,5 ; N = 14 ; H = 1 . Nº de Avogadro =  $6,022 \cdot 10^{23}$

**Respuesta:**

	Nº Moles	Nº Moléculas	Masa (gr)
<b>NaCl</b>	$N = \frac{m}{Mm} = \frac{220g}{58,5g/mol} = 6'03$	$N = n \cdot N_A = 6'03 \cdot 6'022 \cdot 10^{23} = 3'63 \cdot 10^{24}$	220 g
<b>NH<sub>3</sub></b>	$n = \frac{N}{N_A} = \frac{7 \cdot 10^{23}}{6'022 \cdot 10^{23}} = 1'16$	$7 \cdot 10^{23}$	$m = n \cdot Mm = 1'16 \text{ mol} \cdot 17g/mol = 19'72 \text{ g}$
<b>Na</b>	6'65	$N = n \cdot N_A = 6'65 \cdot 6'022 \cdot 10^{23} = 4 \cdot 10^{24}$	$m = n \cdot Mm = 6'65 \cdot 23 = 152'95 \text{ g}$

3. Se tienen 10 litros de gas propano (C<sub>3</sub> H<sub>8</sub>) en condiciones normales. Calcula:

- Su masa
- Su densidad
- Su composición centesimal
- ¿Para que sirve el propano?

Masas atómicas: C = 12 ; H = 1



**Respuesta:**

$$a) n = \frac{V}{V_m} = \frac{10}{22'4} = 0'45 \text{ moles} \quad m = n \cdot M_m = 0'45 \text{ moles} \cdot 44 \text{ g/mol} = \underline{19'8 \text{ g}}$$

$$b) d = \frac{m}{V} = \frac{19'8 \text{ g}}{10 \text{ L}} = \underline{1'98 \text{ g/l} = 1'98 \cdot 10^{-3} \text{ g/ml}}$$

$$c) \% \text{ de C} = \frac{36 \text{ g de C}}{44 \text{ g de } C_3H_8} \cdot 100 = \underline{82\%}$$

$$\% \text{ de H} = \frac{8 \text{ g de H}}{44 \text{ g de } C_3H_8} \cdot 100 = \underline{18\%}$$

d) Como gas combustible en calderas y quemadores de uso doméstico e industrial.

**4. Se disuelven 12 g de etanol ( $C_2H_6O$ ) en agua formando 200 mL de disolución. Calcular su concentración en:**

a) Gramos por litro

b) Molaridad

c) % en volumen

Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; densidad  $_{\text{etanol}} = 0,78 \text{ g/cm}^3$

d) Escribe la fórmula desarrollada del etanol.

e) ¿Qué utilidades tiene el etanol

**Respuesta:**

Soluto ( $C_2H_6O$ )  $m = 12 \text{ g}$

Disolución  $\rightarrow V = 200 \text{ mL} = 0'2 \text{ L}$

$$a) \text{ g/L} = \frac{m_{\text{soluto(g)}}}{V_{\text{disoluto(L)}}} = \frac{12 \text{ g}}{0'2 \text{ L}} = 60 \text{ g/L}$$

$$b) M = \frac{n}{V} = \frac{m / M_m}{V} = \frac{12 / 46}{0'2} = \frac{0'26 \text{ moles}}{0'2 \text{ L}} = \underline{1'3 \text{ mol/L}}$$

$$c) \text{ Soluto } d = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{12 \text{ g}}{0'78 \text{ g/cm}^3} = \underline{15'38 \text{ cm}^3}$$

$$\% \text{ en volumen} = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{disoluto}}} \cdot 100 = \frac{15'38 \text{ cm}^3}{200 \text{ cm}^3} \cdot 100 = \underline{7'69 \%}$$

d)  $CH_3-CH_2OH$

e) En medicina como desinfectante. En alimentación como conservante y componente de bebidas. En la industria como disolvente. En otras múltiples aplicaciones domésticas e industriales.



5. Describir los modelos de Thomson, Rutherford y Bohr, y los descubrimientos que les llevaron a enunciarlos.

**Respuesta:**

- Descubrimiento del electrón -> Modelo atómico de Thomson.
- Descubrimiento del núcleo -> Modelo atómico de Rutherford.
- Descubrimiento de los espectros atómicos -> Modelo atómico de Bohr.

6. Deducir el nº de protones, neutrones y electrones de dos átomos de Cloro (Z = 17), uno con nº másico 35 y el otro con nº másico 37.

- a) ¿Cómo se llaman a este tipo de átomos?  
b) Escribir su configuración electrónica.

**Respuesta:**

Cloro Z = 17      Z = nº p (= nº e en un átomo neutro = -> 17 p y 17 e  
A = 35      A = nº p + nº n -> 35 - 17 = 18 n

Z = 17      17 p y He  
A = 37      37 - 17 = 20 n

- a) Son isótopos  
b) Configuración electrónica =  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

7. Dados dos átomos: el A y el B de nº atómicos 19 y 9 respectivamente.

Completa el cuadro:

	Z	a) configuración electrónica	b) periodo y grupo	c) tipo de ión que formará
A	19			
B	9			

- d) En el caso de unirse, ¿qué tipo de enlace formarían entre ellos? Razona la respuesta.

**Respuesta:**

	Z	a) Configuración electrónica	b) Periodo y grupo	c) Tipo de ión que formarán
A	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	Periodo = 4 Grupo = 1 (alcalino)	Catión A <sup>+</sup>
B	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	Periodo = 2 Grupo = 17 (halógeno)	Anión B <sup>-</sup>

- d) Se unirán por enlace iónico A<sup>+</sup> + B<sup>-</sup> -> AB

8. Representa la estructura de Lewis de los átomos de N e H, y de la molécula de NH<sub>3</sub> que forman, explicando el tipo de enlace por el que se unen.

Nº atómicos: Nitrógeno (Z=14) ; Hidrógeno (Z=1)

**Respuesta:**



9. Clasifica las siguientes sustancias en iónicas, covalentes moleculares o metales, según el enlace que forman: Cloro (Cl<sub>2</sub>) - Sodio (Na) – Cloruro sódico (Na Cl)

En función de dicho enlace indica cuál o cuales sustancias se puede prever que:

- a) Serán solubles en agua  
b) Conduzcan la corriente eléctrica  
c) Estén en estado sólido



**Respuesta:**

	<b>Tipo de sustancia</b>	<b>a)</b>	<b>b)</b>	<b>c)</b>
Cloro (Cl <sub>2</sub> )	Covalente molecular	NO	NO	NO
Sodio (Na)	Metálica	NO	SI	SI
Cloruro sódico (Na Cl)	Iónica	SI	Disuelta SI Sólida NO	SI

**10. Nombrar los siguientes compuestos:**

Cu<sub>2</sub>O - I<sub>2</sub>O<sub>7</sub> - FeH<sub>2</sub> - HF - Mg Cl<sub>2</sub> - CaS - KOH

En los compuestos binarios e hidróxidos utilizar la nomenclatura tradicional, sistemática y de Stock.

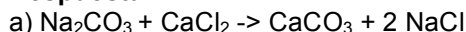
**Respuesta:**

FÓRMULA	NOMBRE		
	Tradicional	Sistemático	Stock
Cu <sub>2</sub> O	Óxido cuproso	Monóxido de dicobre	Óxido de cobre (I)
I <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Anhídrido periódico	Heptóxido de diyodo	Óxido de yodo (VII)
FeH <sub>2</sub>	Hidruro ferroso	Dihidruro de hierro	Hidruro de hierro (II)
HF	Ácido fluorhídrico	Fluoruro de hidrógeno	Fluoruro de
Mg Cl <sub>2</sub>	Cloruro magnésico	Bicloruro de magnesio	hidrógeno
CaS	Sulfuro cálcico	Sulfuro de calcio	Cloruro de calcio
KOH	Hidróxido potásico	Hidróxido de potasio	Hidróxido de potasio

**11. El carbonato de sodio (Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) reacciona con cloruro cálcico (CaCl<sub>2</sub>) formándose carbonato de calcio (CaCO<sub>3</sub>) y cloruro de sodio (NaCl).**

- a) Escribir la ecuación correspondiente y ajustarla.  
b) ¿Cuántos gramos de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> son necesarios para obtener 225 g de CaCO<sub>3</sub>?  
Datos :Masas atómicas: Na = 23 ; C = 12 ; O = 16 ; Ca = 40

**Respuesta:**



b) m = ?                                  225 g

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{225g}{100g/mol} = 2.25 \text{ moles}$$

$$\frac{1 \text{ mol de Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = \frac{x}{2.25} \Rightarrow x = 2.25 \text{ moles de Na}_2\text{CO}_3$$

$$m = n \cdot M_m = 2.25 \text{ moles} \cdot 106 \text{ g/mol} = \mathbf{238.5 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3}$$

**12. Se dispone de las siguientes especies químicas: NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Cl<sup>-</sup>, HCl Indicar cuales pueden actuar como ácidos, cuales como bases y cuales como ácidos y bases, según la teoría de Brönsted-Lowry.**

**Respuesta:**

Sólo ácidos	Sólo bases	Ácidos y bases
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	NH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> O,
HCl	Cl	HSO <sub>4</sub>



13. En una disolución 0,01 M de ácido etanoico ( $\text{CH}_3\text{-COOH}$ ), calcular:

- a) la concentración de iones hidronio que tendrá  
 b) el grado de disociación  
 Dato:  $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$  (Utilizar la aproximación para ácidos débiles)  
 c) ¿Cuál es el nombre vulgar del ácido etanoico y para que se emplea en el uso doméstico ?

Respuesta:

	$\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$	$\text{H}_3\text{O}^+ +$	$\text{CH}_3\text{-COO}^-$
Ci	0'01	0	0
$C_{\text{disociados}}$	x	x	x
$C_{\text{eq}}$	$0'01 - x$	x	x

$$a) K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{-COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]} = \frac{x^2}{0'01 - x} \cong \frac{x^2}{0'01} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow x = \sqrt{0'01 - K_a} = \sqrt{0'01 - 1'8 \cdot 10^{-5}} = 4'24 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l} = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$b) \infty = \frac{C_{\text{disoc.}}}{C_i} = \frac{x}{0'01} = \frac{4'24 \cdot 10^{-4}}{0'01} = 0'0424 \text{ (4'24\%)}$$

c) Acido acético. Es el principal componente del vinagre doméstico, por lo que también recibe dicho nombre y se usa como condimento alimentario.

14. Calcular el pH: a) de la disolución anterior  
 b) de una disolución 0,01M de HCl

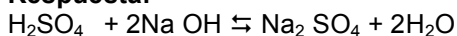
Respuesta:

a)  $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (4'24 \cdot 10^{-4}) = 3'37$

b) En un ácido fuerte  $\text{pH} = -\log c = -\log 0'01 = 2$

15. Para neutralizar 25 cm<sup>3</sup> de una disolución de ácido sulfúrico se han gastado 37,5 cm<sup>3</sup> de una disolución 0,5 M de NaOH. Calcular la molaridad del H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

Respuesta:



$$25 \text{ cm}^3 \quad 37'5 \text{ cm}^3$$

$$M = ? \quad 0'5 \text{ M}$$

$$\frac{1 \text{ molde } \text{H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles de } \text{NaOH}} = \frac{\text{Mac.Vac}}{M_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}}$$

$$\frac{1}{2} = \frac{\text{Mac} \cdot 25}{0'5 \cdot 37'5} \Rightarrow M_{\text{ac}} = 0'375 \text{ M}$$

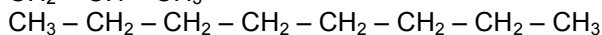
16. Escribir la fórmula de los siguientes compuestos: propeno, octano, 2,3 dimetil butano, ácido pentanoico, etanodiol.

Respuesta:

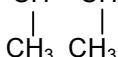
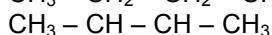
Propeno



Octano



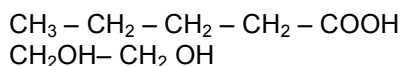
2,3 dimetil butano





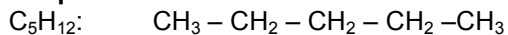


Ácido pentanoico  
Etanodiol

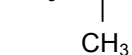
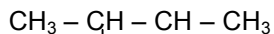


**17. Escribir y nombrar todos los isómeros posibles del  $\text{C}_5\text{H}_{12}$**

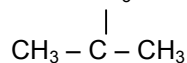
**Respuesta:**



Pentano



2-metil butano



2-dimetil propano

**18. Enumerar algunos de los principales componentes que se pueden extraer del petróleo, indicando sus aplicaciones más importantes.**

**Respuesta:**

- Los gases licuados del petróleo: metano, propano y butano.
- Gasolinas de automoción y keroseno (gasolina de aviación).
- Gasoil, fuel oil y alquitrán.

Son hidrocarburos que se utilizan como medio de calefacción, transporte y energía térmica, así como materia prima para la industria petroquímica: plásticos, materiales de limpieza, fitosanitarios, insecticidas, etc.

**19. Nombra cuatro objetos cotidianos (por ejemplo de tu habitación: mesa, alfombra, cortinas, puertas, ventanas, papel de la pared...) e indica su relación con la química.**

**Respuesta:**

- Mesa: tratamiento químico contra la humedad y contra los parásitos, imprimaciones y pinturas, recubrimientos plásticos.
- Papel: celulosa, cargas químicas, colorantes, tratamientos superficiales.
- Alfombra: fibras acrílicas y tintes.
- Ventana: PVC, poliuretano.



## EJEMPLO DE PRUEBA

### Contesta cuatro de los cinco ejercicios propuestos

(Cada pregunta tiene un valor de 2'5 puntos)

1. **Dados dos átomos, el X (Z = 19 y A = 39) y el Y (Z = 9 y A = 19)**

a) Completar el cuadro:

	nº de protones	nº de neutrones	nº de electrones	Configuración electrónica	periodo	grupo
X						
Y						

b) Explicar el término de isótopo, e indicar un posible isótopo de cada uno de ellos.

c) ¿por medio de qué enlace se unirían estos átomos? Razonar la respuesta.

2. **Ordenar de mayor a menor según el nº de moles las siguientes muestras:**

a)  $1,2 \cdot 10^{24}$  moléculas de agua,

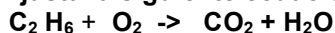
b) 35 litros de  $\text{SO}_3$  (gas) a una presión de 1,25 atm y 150 °C de temperatura.

c) " " " " " en condiciones normales.

d)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  disuelto en 750 ml de una disolución 0,6 M

Datos: Constante de los gases  $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} \cdot ^\circ\text{K}$

3. a) **Ajusta la siguiente ecuación de combustión:**



b) ¿Qué masa de  $\text{CO}_2$  se obtendrá de la combustión de 1 g de  $\text{C}_2\text{H}_6$ ?

c) ¿Qué volumen de oxígeno se consumirá en dicha combustión, si está en condiciones normales?

d) ¿Qué nombre tiene el combustible empleado, qué tipo de compuesto es, y cuál es su fórmula semidesarrollada?

Datos: Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16

$V_m = 22,4 \text{ l/mol}$

4. **Explicar brevemente el concepto de pH y calcular el pH de una disolución 0,3 M:**

a) de HCl;

b) de  $\text{NH}_3$  ( $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ )

Si diluyo más una disolución ácida, ¿su pH aumentará o disminuirá?, ¿y una básica?

5. - **Formular y nombrar todos los posibles compuestos binarios formados por:**

a) H y Cl; b) O y Cl

- **Formular y nombrar todos los posibles compuestos formados por dos átomos de carbono correspondientes a las siguientes funciones orgánicas:**

a) alcano; b) alquino; c) alcohol; d) ácido.



## SOLUCIONARIO DEL EJEMPLO DE PRUEBA

**Contesta cuatro de los cinco ejercicios propuestos**  
(Cada pregunta tiene un valor de 2'5 puntos)

1. **Dados dos átomos, el X (Z = 11 y A = 23) y el Y (Z = 35 y A = 80)**

a) Completar el cuadro:

	nº de protones	nº de neutrones	nº de electrones	Configuración electrónica	periodo	grupo
<b>X</b>						
<b>Y</b>						

b) Explicar el término de isótopo, e indicar un posible isótopo de cada uno de ellos.

c) ¿Por medio de qué enlace se unirían estos átomos? Razonar la respuesta.

**Respuesta:**

a)

	nº de protones	nº de neutrones	nº de electrones	Configuración electrónica	periodo	grupo
<b>X</b>	11	23-11= 12	11	1S <sup>2</sup> 2S <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3S <sup>1</sup>	3	1 (alcalino)
<b>Y</b>	35	80-35= 45	35	1S <sup>2</sup> 2S <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3S <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup> 4S <sup>2</sup> 3d <sup>10</sup> 4p <sup>5</sup>	4	17 (halógeno)

b) Isótopo = átomos de un mismo elemento que teniendo el mismo nº atómico, tienen distinta masa atómica

isótopos del X =>  ${}_{11}^{23}\text{X}$ ;  ${}_{11}^{24}\text{X}$

isótopos del Y =>  ${}_{35}^{80}\text{Y}$ ;  ${}_{35}^{79}\text{Y}$

c) Se unirán por enlace iónico, ya que X tiende a perder su último electrón y convertirse en un ión +, e Y tiende a tomar el electrón que le falta para adquirir la configuración de gas noble y formar un ión.

2. **Ordenar de mayor a menor según el nº de moles las siguientes muestras:**

a)  $1,2 \cdot 10^{24}$  moléculas de agua,

b) 35 litros de SO<sub>3</sub> (gas) a una presión de 1,25 atm y 150 °C de temperatura.

c) " " " " " en condiciones normales.

d) H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> disuelto en 750 ml de una disolución 0,6 M

Datos: Constante de los gases R = 0,082 atm · L /mol·°K

**Respuesta:**

a)  $N = 1'2 \cdot 10^{24}$  molec. de H<sub>2</sub>O

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{1'2 \cdot 10^{24}}{6'022 \cdot 10^{23}} = 1'99 \text{ moles}$$



b)  $V = 35L$  de  $SO_3$   
 $P = 1'25$  atm

$$T = 150^{\circ}C + 273 \Rightarrow 423 K \quad P.V. = nRT \Rightarrow n = \frac{P.V.}{RT} = \frac{1'25 \cdot 35}{0'082 \cdot 423} = 1'26 \text{ moles}$$

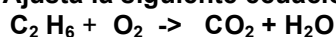
c)  $V = 35 L$  de  $SO_3$   $V = n \cdot V_m \Rightarrow n = \frac{V}{V_m} = \frac{35L}{22'4L/mol} = 1'56 \text{ moles}$

d)  $H_2SO_4$   
 $V = 750 mL = 0'75 L$

$$M = 0'6 \text{ mol/L} \quad M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \cdot V = 0'6 \text{ mol/L} \cdot 0'75L = 0'45 \text{ moles}$$

Nº moles :  $a > c > b > d$

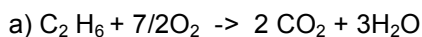
3. a) **Ajusta la siguiente ecuación de combustión:**



- b) ¿Qué masa de  $CO_2$  se obtendrá de la combustión de 1 g de  $C_2H_6$ ?  
c) ¿Qué volumen de oxígeno se consumirá en dicha combustión, si está en condiciones normales?  
d) ¿Qué nombre tiene el combustible empleado, qué tipo de compuesto es, y cuál es su fórmula semidesarrollada?

Datos: Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16  
 $V_m = 22,4 \text{ l/mol}$

**Respuesta:**



b) moles correspondientes a 1g =  $\frac{m}{M_m} = \frac{1g}{30g/mol} = \frac{1}{30} \text{ moles} = 0,033 \text{ moles}$

$$\frac{1 \text{ mol de } C_2H_6}{2 \text{ moles de } CO_2} = \frac{0,033}{x} ; x = 0,067 \text{ moles de } CO_2$$

$$m = n \cdot M_m = 0,067 \cdot 44 = 2,948 \text{ g}$$

c)  $\frac{1 \text{ mol de } C_2H_6}{7/2 \text{ moles de } O_2} = \frac{0,033}{x} ; x \sim 0,116 \text{ moles}$

en c.n.  $V = n \cdot V_m = 0,116 \cdot 22,4 \sim 2,6$  litros de oxígeno

d) Etano. Es un hidrocarburo saturado, de fórmula semidesarrollada:  $CH_3 - CH_3$

4. **Explicar brevemente el concepto de pH y calcular el pH de una disolución 0,3 M:**

- a) de HCl;  
b) de  $NH_3$  ( $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ )

Si diluyo más una disolución ácida, ¿su pH aumentará o disminuirá?, ¿y una básica?

**Respuesta:**



a) El HCl es un ácido fuerte, totalmente disociado  
 $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0'3 = -(-0'52) = 0'52$

b) El  $\text{NH}_3$  es una base débil  
 $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$   
 $[\text{OH}^-] = x = \sqrt{C \cdot K_b} = \sqrt{0'3 \cdot 1'8 \cdot 10^{-5}} = 2'32 \cdot 10^{-3}$   
 $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 2'32 \cdot 10^{-3} = -(-2'63) = 2'63$   
 $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2'63 = 11'37$

- Si diluyo más una disolución ácida, la concentración disminuirá, será por tanto menos ácida y su pH aumentará.
- Si diluyo más una disolución básica, la concentración disminuirá, su pOH aumentará y por tanto su pH disminuirá.

5. - **Formular y nombrar todos los posibles compuestos binarios formados por:**  
a) H y Cl ; b) O y Cl
- **Formular y nombrar todos los posibles compuestos formados por dos átomos de carbono correspondientes a las siguientes funciones orgánicas:**  
a) alcano; b) alquino; c) alcohol; d) ácido.

Respuesta:

	FORMULA	NOMBRE
a) H y Cl	HCl	Cloruro de hidrógeno; ácido clorhídrico
b) O y Cl	$\text{Cl}_2\text{O}$	Monóxido de dicloro; anhídrido hipocloroso
	$\text{Cl}_2\text{O}_3$	Trióxido de dicloro; anhídrido cloroso
	$\text{Cl}_2\text{O}_5$	Pentóxido de dicloro; anhídrido clórico
	$\text{Cl}_2\text{O}_7$	Heptóxido de dicloro; anhídrido perclórico

- Compuestos de carbono
- a) alcano  $\Rightarrow$   $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$  Etano
  - b) alquino  $\Rightarrow$   $\text{CH} \equiv \text{CH}$  Etino
  - c) alcohol  $\Rightarrow$   $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$  Etanol
  - d) ácido  $\Rightarrow$   $\text{CH}_3 - \text{COOH}$  Ácido etanoico



**CORRESPONDENCIA ENTRE LAS PREGUNTAS DE LA PRUEBA Y LOS INDICADORES DE CONOCIMIENTO**

<b>Pregunta</b>	<b>Indicador de conocimiento</b>
1	1.8., 1.9.
2	1.2., 1.3., 1.5.
3	2.2., 2.3., 2.4.
4	2.9., 2.10
5	2.1., 3.2.



## PROGRAMACIÓN Y RECURSOS PARA EL APRENDIZAJE

### • PROGRAMACIÓN

#### VISIÓN GLOBAL DEL MÓDULO

Esta asignatura consta de 3 bloques de contenidos que recogen temas considerados básicos dentro de Química.

Los dos primeros bloques estudian sus fundamentos generales como son la naturaleza de la materia y sus transformaciones, mientras que en el último se hace referencia expresa a la química del carbono, sus aplicaciones y el riesgo que implican para la salud y el medio ambiente el uso de productos y residuos químicos.

De esta forma, se hace una aproximación a las dos grandes finalidades de La Química hoy en día: la teórica y la práctica.

La asignatura está estructurada en 8 unidades de aprendizaje (U.A.), que se detallan brevemente a continuación.

Bloques de contenidos	Unidades de Aprendizaje	Denominación	Tiempo estimado
1. Estructura de la materia	U.A. 1	La materia	11 horas
	U.A. 2	Estructura del átomo	12 horas
	U.A. 3	Sistema periódico	5 horas
	U.A. 4	Enlace químico	12 horas
2. Transformaciones de la materia	U.A. 5	Formulación y nomenclatura inorgánica	10 horas
	U.A. 6	Reacciones químicas: clases. Cálculos estequiométricos	11 horas
	U.A. 7	Reacciones de transferencia de protones	14 horas
3. Química del carbono	U.A. 8	Química del carbono	15 horas

#### Unidad de Aprendizaje 1: LA MATERIA (11 horas)

En esta primera U.A. se recuerdan las propiedades más características de la materia, así como la clasificación de las sustancias según su composición.

Previamente se recuerdan las magnitudes más utilizadas en La Química para poder aplicarlas posteriormente a la resolución de ejercicios.

Las actividades más representativas serán ejercicios y cuestiones relacionadas con la determinación del nº de moles, aplicación de la ecuación de los gases perfectos o el cálculo de la concentración de una disolución.

#### Unidad de Aprendizaje 2: ESTRUCTURA DEL ATOMO (12 horas)

Lo más significativo de esta U.A. es que conozcan las características de las partículas atómicas y los conceptos básicos relacionados con la estructura del átomo : nº atómico, nº másico, isótopo...



Sin necesidad de estudiar de una forma exhaustiva los modelos atómicos, si es conveniente que conozcan las ideas básicas y apoyándose en todo ello que puedan conocer la configuración electrónica para los primeros elementos.

Las actividades a desarrollar están relacionadas con la determinación del nº de partículas de un átomo y su estructura electrónica.

### **Unidad de Aprendizaje 3: SISTEMA PERIODICO (5 horas)**

Lo más relevante de esta U.A. es que conozcan el fundamento de la ordenación de los elementos químicos en la tabla periódica y la periodicidad de algunas de sus propiedades.

Las actividades a desarrollar serán cuestiones relacionadas con la interpretación de la configuración electrónica, que le permita conocer el tipo de elemento y su posición en la tabla periódica.

### **Unidad de Aprendizaje 4: ENLACE QUÍMICO (12 horas)**

En esta U.A., lo más importante es que conozcan las características básicas de los tres tipos de enlaces y sus diferencias, así como las principales propiedades de los compuestos que forman.

Esta U.A. está muy relacionada con las anteriores, ya que la formación de un tipo u otro de enlace va a depender de la estructura atómica y la posición en la tabla periódicas de los elementos.

Las actividades a desarrollar serán relativas a predecir a partir de su configuración electrónica, el tipo de enlace que formarán, o bien las propiedades que le corresponderán según el tipo de sustancia.

### **Unidad de Aprendizaje 5: FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA INORGÁNICA (10 horas)**

En esta U.A. se recuerdan, en primer lugar, los símbolos de los elementos y sus valencias más utilizadas, para poder utilizarlas a la hora de escribir y nombrar los compuestos binarios y los terciarios más sencillos.

Las actividades más representativas serán el nombrar y/o formular compuestos químicos inorgánicos binarios y terciarios (los más sencillos en los tres sistemas de nomenclaturas).

### **Unidad de Aprendizaje 6: REACCIONES QUÍMICAS: CLASES. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS (11 horas)**

En esta U.A. se introduce el concepto de reacción química, siendo necesario que conozcan cómo se representan, cómo se clasifican y cómo se ajustan de una forma sencilla, así como la realización de cálculos estequiométricos. Así mismo se estudiarán las principales clases de reacciones químicas: combustión, de equilibrio, neutralización, redox,...

Las cuestiones a desarrollar estarán relacionadas con el ajuste o clasificación de reacciones químicas

### **Unidad de Aprendizaje 7: REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES (14 horas)**

En esta U.A. se estudia un tipo de reacciones muy significativo en La Química: las reacciones ácido-base





Los ejercicios estarán relacionados con el cálculo de la concentración de una disolución ácida o básica, o de su pH.

### **Unidad de Aprendizaje 8: QUÍMICA DEL CARBONO (15 horas)**

En esta U.A. se hace una introducción al estado de las características de los compuestos orgánicos, para lo cual habrá que recordar la estructura del átomo de carbono, y a partir de ella conocer los posibles enlaces, cadenas y radicales que forma. Todo esto se ha de aplicar después en la formulación y nomenclatura de los compuestos de carbono.

Así mismo se hará hincapié en las principales aplicaciones domésticas e industriales de La Química del Carbono, y su incidencia en el ambiente.

Las actividades a desarrollar consistirán en escribir y nombrar compuestos de los grupos estudiados, y cuestiones relativas a algún compuesto de carbono importante

### **Correspondencia entre las Unidades de Aprendizaje y los indicadores de conocimiento**

<b>Unidades de Aprendizaje</b>	<b>Denominación</b>	<b>Indicadores de conocimiento</b>
U.A. 1	La materia	1.1.; 1.2.; 1.3.; 1.4.; 1.5.
U.A. 2	Estructura del átomo	1.6.; 1.7.; 1.8.
U.A. 3	Sistema periódico	1.9.
U.A. 4	Enlace químico	1.9.; 1.10.; 1.11.
U.A. 5	Formulación y nomenclatura inorgánica	2.1.
U.A. 6	Reacciones químicas: clases. Cálculos estequiométricos	2.2.
U.A. 7	Reacciones de transferencia de protones	2.3.; 2.4.; 2.5.; 2.6.
U.A. 8	Química del carbono	3.1.; 3.2.; 3.3.; 3.4.

### **Metodología a aplicar**

Dado que no se pretende que tengan un conocimiento exhaustivo de los temas, sino más bien que conozcan sus campos de aplicación, se debe evitar descripciones memorísticas y dar prioridad fundamentalmente a la resolución de cuestiones y ejercicios.



## • RECURSOS PARA EL APRENDIZAJE

Para ayudarse en la preparación de estos temas (de forma autodidacta o dirigida) resulta imprescindible el uso de medios y soportes didácticos, de los cuales los libros son los más representativos, pero no se debe prescindir de la presencia cada vez mayor de los materiales audiovisuales e informáticos.

Este módulo responde básicamente a contenidos estudiados en Bachillerato, por lo que cualquier libro de texto de estos niveles puede resultar válido para la preparación de las U.A. anteriormente descritas. Dada la síntesis que de dichos temas se hace y el perfil del alumnado, puede resultar más operativo la utilización de libros específicamente diseñados para superar la prueba de acceso a la universidad para mayores de 25 años.

En base a esto, se proponen los siguientes textos y apoyos al aprendizaje:

- Física y Química. Prueba común:  
Pruebas de acceso a la Universidad para mayores de 25 años.  
Editorial MAD

Este libro puede ser válido para una preparación autodidacta de aquellos temas de Química que coinciden con los de acceso a la Universidad ya que hace un desarrollo teórico de los temas muy conciso, tiene ejercicios resueltos y trae al final del libro soluciones de las cuestiones y ejercicios propuestos. Tiene además gran cantidad de preguntas de test, que no es habitual en otros textos, y que pueden servir de repaso o autoevaluación.

- Química  
2º Bachillerato  
Editorial Anaya

Este libro se ajusta al programa de Química de 2º de Bachillerato pero puede ser muy útil en aquellos temas que coincidan con los de la prueba de acceso, haciendo una síntesis de los contenidos y una adecuación al nivel de las pruebas de acceso. Por ello este libro resulta más adecuado si se dispone de apoyo externo o para un curso de preparación de dichas pruebas, que para prepararlas de forma autodidacta.

- Física y Química  
1º curso de Bachillerato  
Editorial Edebé

En este libro, sus temas se ajustan a la programación de Física y Química de 1º de Bachillerato, pero algunos de los temas coinciden con los contenidos de las pruebas, por lo que puede servir para prepararlas, haciendo una adaptación del nivel y los contenidos a dichas pruebas.

- Problemas resueltos de química: la ciencia básica  
Autor: Domínguez Reboiras, Miguel Ángel  
ISBN: 978-84-9732-541-7 (Año 2007)

El objetivo de ésta obra es ayudar al estudiante a desarrollar su propio método de trabajo en el aprendizaje de la resolución de los problemas con los que se pueda encontrar en las clases y los exámenes; por esta razón todos los problemas propuestos se resuelven de forma pormenorizada, abarcando todos los programas de química general.



**[www.panreac.es](http://www.panreac.es) o [www.panreac.com](http://www.panreac.com)**

Es una página en donde podemos encontrar todo lo relativo a la peligrosidad y riesgos de los productos químicos, pues están las fichas de seguridad de todos ellos, así como otra serie de informaciones de interés: datos, prácticas, manual de seguridad...