

# PRESENTACIÓN

En el mundo en que vivimos el impacto de la ciencia y la tecnología sobre la vida humana es profunda, por lo que se requiere de profesionales competentes en las diversas disciplinas científicas para enfrentar este reto.

La química en particular, en sus diversas áreas, tiene la misión de desarrollar el potencial de los recursos naturales, la creatividad y la utilización de los recursos humanos.

Con ese propósito, presentamos el presente resumen teórico del curso de Química que consta de 16 temas básicos, con sus respectivos ejercicios de aplicación, el cual es un material de estudio complementario a los conocimientos que se impartirán en el presente ciclo.

CEPREVI

## Índice

UNIDAD 1	Materia .....	3
UNIDAD 2	Modelo Atómico Actual .....	9
UNIDAD 3	Nube Electrónica .....	15
UNIDAD 4	Tabla Periódica Actual .....	22
UNIDAD 5	Enlace Químico I .....	30
UNIDAD 6	Enlace Químico II .....	37
UNIDAD 7	Formulación y Nomenclatura Inorgánica I .....	41
UNIDAD 8	Formulación y Nomenclatura Inorgánica II .....	47
UNIDAD 9	Unidades Químicas de Masa .....	53
UNIDAD 10	Estado Gaseoso .....	59
UNIDAD 11	Reacciones Químicas .....	65
UNIDAD 12	Estequiometría .....	73
UNIDAD 13	Soluciones .....	79
UNIDAD 14	Química Orgánica – Carbono .....	86
UNIDAD 15	Hidrocarburos .....	93
UNIDAD 16	Funciones Oxigenadas .....	99

# Materia

## Introducción

Es evidente que la química es una ciencia que ha alterado el rumbo de la civilización, desde la época de la alquimia hasta la química moderna; los efectos de esta ciencia en el desarrollo de la civilización han sido muy importantes, porque gran parte de las cosas necesarias para el bienestar y progreso de la sociedad han sido desarrolladas por químicos.

El desarrollo de esta ciencia a través de los siglos no se ha interrumpido, ya que día a día se añaden nuevos descubrimientos a los ya existentes como las fibras textiles artificiales, el caucho artificial, polímeros, plásticos, medicinas para curar diversas enfermedades, etc., que hacen de la química una ciencia dinámica en constante evolución, y su expansión en las áreas científica y económica de nuestra sociedad seguirá muchos años.

## ¿Qué es la Química?

La química es una ciencia experimental que estudia a la materia, describiendo sus propiedades, composición, estructura y transformaciones que experimenta.

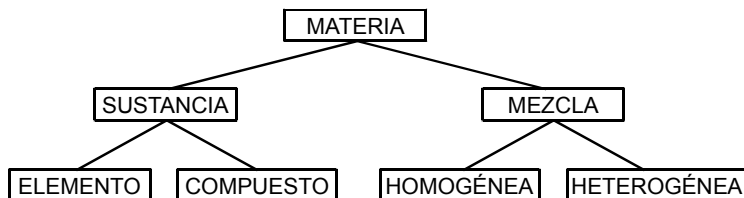
## ¿Qué es la materia?

Es toda realidad objetiva que constituye el universo; tiene masa y extensión, y su existencia es independiente de nuestros sentidos.

### **EJEMPLO:**

Agua, sal de mesa, aire, alcohol, azúcar, etc.

## Clasificación de la materia



## QUÍMICA

Elemento o sustancia simple

Es la materia conformada por átomos del mismo tipo.

**Ejemplo:**

Na, C, S, Al, Ag, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, etc.

Compuesto o sustancia compuesta

Es la materia conformada por átomos de diferentes elementos.

**Ejemplo:**

H<sub>2</sub>O, NaCl, NaOH, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, etc.

Mezcla homogénea o solución

Es la unión de dos o más sustancias puras, las cuales conforman una sola fase.

**Ejemplo:**

Agua salada (H<sub>2</sub>O+NaCl), bronce (Cu+Sn), aire (N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub>, etc.)

Mezcla heterogénea

Es la unión de dos o más sustancias puras, las cuales conforman varias fases.

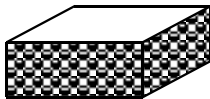
**Ejemplo:**

Agua + cocoa, humo, arena + sal de mesa, etc.

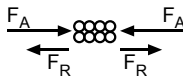
## FASES DE LA MATERIA

La materia se representa en el universo en 4 fases: sólido, líquido, gaseoso y plasmático.

### 1. Fase sólida



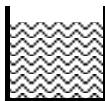
Hierro (Fe)



$$F_A > F_R$$

- Tienen volumen y forma definidos.
- Las partículas sólo experimentan movimiento vibratorio.
- Los sólidos son incompresibles.

### 2. Fase líquida



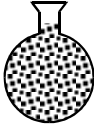
Agua líquida (H<sub>2</sub>O)



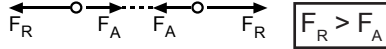
$$F_A = F_R$$

- Tienen volumen definido y forma variable.
- Las partículas experimentan movimiento vibratorio y de traslación.
- Los líquidos son incompresibles.

### 3. Fase gaseosa



Oxígeno gaseoso ( $O_2$ )



- Tienen volumen y forma variable.
- Las partículas tienen mayor separación que en los líquidos debido a la  $F_R$  predominante, y experimentan un movimiento caótico.
- Los gases tienen alta compresibilidad.

### 4. Fase plasmática

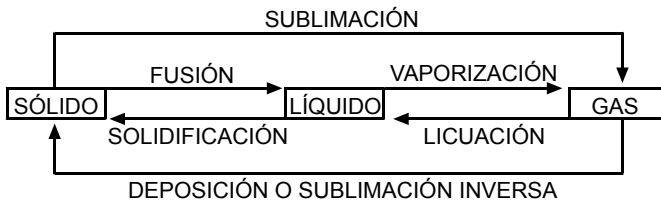
- Es la fase que requiere de altas temperaturas (superiores a  $20\,000^\circ C$ ) por lo que se constituye en el estado más energético que los anteriores.
- Está conformado de una mezcla de moléculas y átomos ionizados, así como también de electrones.
- La fase plasmática es habitual en el sol y demás estrellas, así como también en la formación de los volcanes.

#### Notas:

- $F_A$  = Fuerza de atracción intermolecular.
- $F_R$  = Fuerza de repulsión intermolecular.
- Las fases sólida, líquida y gaseosa son las más comunes a condiciones ambientales y por lo tanto de mayor importancia.

## CAMBIOS DE FASE

La materia por efecto de variación de temperatura y presión puede cambiar de fase.



## PROPIEDADES DE LA MATERIA

Son aquellas que caracterizan a cada sustancia y permiten su diferenciación e identificación con relación a otras sustancias.

### Propiedades físicas

Son aquellas propiedades que se manifiestan sin alterar la estructura o composición de la sustancia. Pueden ser:

## a) PROPIEDADES EXTENSIVAS

Cuando la magnitud de dicha propiedad depende de la cantidad de sustancia presente.

Ejemplo:

Masa, volumen, peso, calor, etc.

## b) PROPIEDADES INTENSIVAS

Cuando la magnitud de dicha propiedad es independiente de la cantidad de sustancia presente.

**EJEMPLO:**

Densidad, temperatura, color, dureza, etc.

## Propiedades químicas

Son aquellas propiedades que se manifiestan alterando la estructura o composición de la sustancia por acción de otra(s) o de un agente energético. Las propiedades química están referidas fundamentalmente a la reactividad química de las sustancias.

### EJEMPLOS:

El hierro (Fe) se oxida con el oxígeno (O<sub>2</sub>) del aire, mientras que el oro (Au) no se oxida.

El gas propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) es un combustible porque reacciona con el O<sub>2</sub> del aire, mientras que el dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) no es combustible.

## Problemas

1. Indique la verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:

I. Los gases forman mezclas homogéneas.

II. El diamante es una sustancia simple.

III. Las mezclas tienen composición química definida.

IV. Los compuestos se pueden descomponer en elementos.

A) VVVV    B) VVVF    C) FVfV

D) VFFF    E) VVfV

2. Indicar el número de sustancias puras según:

I. Ozono

II. Glucosa

III. Salmuera

IV. Aire seco

V. Benceno

VI. Dióxido de carbono

A) 2                      B) 3                      C) 4

D) 5                      E) 6

3. Indicar cual de las siguientes alternativas es incorrecta:

A) Sustancia simple : N<sub>2</sub>

B) Mezcla : Formol

C) Compuesto químico: Amoniaco

D) Solución : Bronce

E) Sustancia pura : Acero

4. ¿Cuál de las siguientes mezclas no es una solución?

A) Agua oxigenada.

B) Latón

C) Suero comercial

D) Gas natural

E) Humo

5. Determine el número de sustancias simples, sustancias compuestas y mezclas respectivamente:

I. Ozono

II. Hielo seco

III. Ácido Muriático

IV. Gas natural

V. Grafito

VI. Petróleo

- VII. Platino  
 VIII. Oro de 24 kilates  
 IX. Etanol  
 X. Bronce  
 A) 5, 3 y 2    B) 3, 3 y 4    C) 4, 4 y 2  
 D) 3, 2 y 6    E) 4, 2 y 4
6. Señale la verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:  
 I. Las propiedades extensivas dependen de la cantidad de sustancia.  
 II. La magnitud de las propiedades intensivas son aditivas.  
 III. Las propiedades intensivas no dependen de la cantidad de sustancia.  
 A) VVV    B) VVF    C) VFV  
 D) FFV    E) FFF
7. Identifique cuales son propiedades intensivas y físicas a la vez.  
 I. Peso  
 II. Volumen  
 III. Color  
 IV. Densidad  
 V. Temperatura de ebullición  
 VI. Masa  
 VII. Oxidabilidad  
 A) IV, V, VI    B) IV, V, VII  
 C) III, V, VII    D) III, IV, V  
 E) I, II, VI
8. Determine si los siguientes eventos corresponden a un fenómeno físico (F) o fenómeno químico (Q) respectivamente.  
 I. Dilatación de un metal.  
 II. Evaporación de alcohol.  
 III. La formación de herrumbre  
 IV. Fermentación del jugo de manzana  
 A) FQFQ    B) QFQF    C) FFQQ  
 D) FQFF    E) QQFF
9. Relacione correctamente:  
 I. Agua oxigenada.  
 II. Ácido fosfórico
- III. Diamante  
 a. Compuesto  
 b. Sustancia simple  
 c. Mezcla  
 A) Ia, IIb, IIIc    B) Ic, IIb, IIIa  
 C) Ib, IIa, IIIc    D) Ic, IIa, IIIb  
 E) Ia, IIc, IIIb
10. Una especie química o sustancia química pura necesariamente:  
 A) Posee forma y volumen definido  
 B) Posee propiedades variables según su composición  
 C) Tiene composición y propiedades definidas y constantes.  
 D) Se puede separar en sus componentes mediante procesos físicos.  
 E) Esta formado por un solo tipo de elemento químico.
11. Respecto a los alótropos del carbono, indique la alternativa incorrecta.  
 A) El diamante presenta mayor densidad que el grafito.  
 B) El grafito presenta brillo metálico y es buen conductor eléctrico.  
 C) El diamante es utilizado en herramientas para cortar vidrios, metales, etc., debido a su alta dureza.  
 D) En el grafito los átomos de carbono están dispuestos tetraedricamente.  
 E) El diamante no conduce la electricidad.
12. Con respecto a los cambios de estados físicos de la materia, indique lo incorrecto.  
 A) Sólido – líquido: fusión  
 B) Gas – sólido : deposición  
 C) Líquido – gas : vaporización  
 D) Líquido – sólido : solidificación  
 E) Gas líquido : condensación

## QUÍMICA

13. Respecto a la materia, indicar la proposición incorrecta:
- A) Se manifiesta como cuerpo físico y energía.
  - B) Es todo aquello que tiene como cualidad al movimiento.
  - C) Tiene masa y ocupa un lugar en el espacio.
  - D) Es todo aquello que tiene composición química definida.
  - E) El aire es materia.
14. Indicar verdadera (V) o falso (F) las siguientes proposiciones:
- I. Las sustancias puras tienen propiedades físicas fijas e invariables a ciertas condiciones.
  - II. El ozono (O<sub>3</sub>) es una sustancia compuesta.
  - III. Las propiedades físicas de una mezcla heterogénea son constantes.
  - IV. El kerosene es una sustancia pura.
- A) VVFF    B) VFVF    C) VFFF  
D) FVFF    E) FVVF
15. Determine el número de propiedades físicas y químicas respectivamente, del siguiente grupo.
- I. Densidad
  - II. Dureza
  - III. Solubilidad
  - IV. Combustibilidad
  - V. Punto de fusión
- A) 4 y 1    B) 1 y 4    C) 3 y 2  
D) 2 y 3    E) 0 y 5
16. Respecto a las propiedades de la materia, indique la verdad (V) o falsedad (F) de las proposiciones:
- I. Pueden ser físicas o químicas.
  - II. Las propiedades físicas son intensivas o extensivas.
  - III. Todas las propiedades químicas son intensivas.
- A) VVV    B) VFV    C) VFF  
D) FVV    E) FVF
17. ¿Cuál no es una propiedad intensiva de la materia?
- A) Acidez
  - B) Densidad
  - C) Corrosión
  - D) Temperatura de fusión
  - E) Calor ganado o calor perdido
18. Son fenómenos químicos:
- I. Sublimación del hielo seco.
  - II. Fermentación de la glucosa.
  - III. Dilatación de un metal.
  - IV. Crecimiento de una planta.
  - V. Disolución del zinc en el ácido muriático.
- A) II, III, V  
B) I, II, IV  
C) II, IV, V  
D) III, IV, V  
E) I, III, IV
19. ¿Cuál no es un fenómeno físico?
- A) Disolución de azúcar en agua
  - B) Licuación del oxígeno
  - C) Combustión de la gasolina
  - D) Fundición del hierro
  - E) Sublimación de la naftalina
20. ¿En qué proceso se absorbe energía para su realización?
- A) Solidificación
  - B) Condensación
  - C) Sublimación regresiva
  - D) Vaporización
  - E) Licuación

### Claves

1 E	2 C	3 E	4 E	5 E
6 C	7 D	8 C	9 D	10 C
11 D	12 E	13 D	14 C	15 A
16 A	17 E	18 C	19 C	20 D

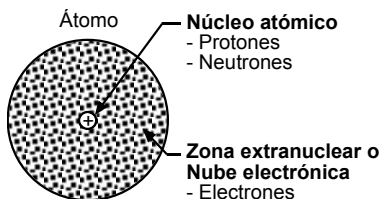
# Modelo Atómico Actual

## Estructura atómica

El desarrollo de la teoría atómica actual se logró luego de una serie de investigaciones que se realizaron desde los inicios del siglo XIX, lo que permitió descubrir a las partículas que conforman los átomos.

## Concepto actual del átomo

Es la porción de materia más pequeña de un elemento químico, que conserva las propiedades de dicho elemento. Considerado como un sistema energético en equilibrio, está constituido por una región central denominado núcleo atómico, de pequeña dimensión pero de gran masa, donde están ubicados los protones y neutrones; y una región extranuclear, también denominada nube electrónica, que es el espacio prácticamente vacío de gran dimensión que envuelve al núcleo atómico, donde se encuentran los electrones en movimiento en torno al núcleo.



## PARTÍCULAS SUBATÓMICAS

Partícula	Masa (kg)	Masa (uma)	Carga eléctrica (C)	Carga eléctrica relativa	Descubridor
Electrón (e <sup>-</sup> )	$9,110 \cdot 10^{-31}$	0,0005	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1	J. J. Thomson
Protón (p <sup>+</sup> )	$1,672 \cdot 10^{-27}$	1,007	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	+1	E. Rutherford
Neutrón (n <sup>0</sup> )	$1,675 \cdot 10^{-27}$	1,008	0	0	J. Chadwick

### Notas importantes:

1. En el núcleo atómico existen otras partículas subatómicas (mesones, neutrinos, hiperones, etc.), pero los de mayor importancia química son los protones y neutrones.
2. Los quarks son las porciones más pequeñas de la materia y son los que conforman algunas partículas subatómicas.
3. En los átomos eléctricamente neutros, la cantidad de carga eléctrica positiva (+) es igual a la cantidad de carga eléctrica negativa (-), es decir se cumple:

$$\# \text{ protones} = \# \text{ electrones} \quad (\text{átomo neutro})$$

## PROPIEDADES IMPORTANTES

### 1. Número Atómico (Z)

Es una propiedad característica de cada elemento químico, cuyo valor indica el número de protones existentes en el núcleo de un átomo.

$$Z = \# \text{ protones} = \# p^+$$

Para átomos eléctricamente neutros se cumple:

$$Z = \# p^+ = \# e^-$$

#### EJEMPLO:

Para átomos neutros.

- Para el carbono:  $Z = 6$  ; entonces tiene:  $6 p^+$  y  $6 e^-$
- Para el calcio:  $Z = 20$  ; entonces tiene:  $20 p^+$  y  $20 e^-$
- Para el hierro:  $Z = 26$  ; entonces tiene:  $26 p^+$  y  $26 e^-$

### 2. Número de masa (A)

Propiedad de cada átomo que indica el número de partículas fundamentales del núcleo atómico.

$$A = \# \text{ protones} + \# \text{ neutrones} \Rightarrow A = Z + n$$

#### NOTACIÓN DE UN ÁTOMO NEUTRO



Donde:

E : Símbolo del elemento correspondiente

Z : Número atómico o carga nuclear

A : Número de masa o número de nucleones

#### EJEMPLO:

Completar:

NOTACIÓN	ÁTOMO DE	Z	A	$p^+$	$e^-$	n
${}_{11}^{23}\text{Na}$	Sodio	11	23	11	11	12
${}_{20}^{40}\text{Ca}$	Calcio	20	40			
${}_{26}^{56}\text{Fe}$						
${}_{33}^{75}\text{As}$						

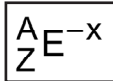
## IONES

Son átomos con carga eléctrica positiva o negativa, que se obtienen por ganancia o pérdida de electrones durante las transformaciones químicas.

### 1. Ión negativo o anión

Se obtiene por ganancia de electrones:

**Notación:**

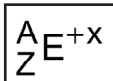


$$(\# e^{-} = Z + x)$$

### 2. Ión positivo o catión

Se obtiene por pérdida de electrones.

**Notación:**



$$(\# e^{-} = Z - x)$$

**EJEMPLO:**

Completar:

NOTACIÓN	ÁTOMO DE	Z	A	p <sup>+</sup>	e <sup>-</sup>	n
${}_{11}^{23}\text{Na}^{1+}$	Catión monovalente	11	23	11	10	12
${}_{16}^{32}\text{S}^{2-}$	Anión divalente	16	32	16	18	16
${}_{20}^{40}\text{Ca}^{++}$						
${}_{33}^{75}\text{As}^{3-}$						

### Especies isoelectrónicas

Son aquellas especies químicas diferentes que tienen la misma configuración electrónica y por consiguiente la misma cantidad de electrones.

## TIPOS DE ÁTOMOS

### 1. Isótopos o hílidos

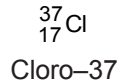
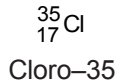
Son átomos del mismo elemento que tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones y diferente número de masa ( $Z$ ;  $\neq A$ ;  $\neq n$ ). Cada elemento tiene un conjunto de isótopos.

**EJEMPLO:**

Isótopos del hidrógeno (H):

${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$
Protio	Deuterio	Tritio
99,98%	0,018%	0,002%

Isótopos del cloro (Cl):



## 2. Isóbaros

Son átomos de diferentes elementos, que tienen igual número de masa pero diferente número atómico y diferente número de neutrones.

( $\neq Z$  ;  $= A$  ;  $\neq n$ ).

**EJEMPLO:**



$\Rightarrow$

isóbaros

## 3. Isótonos

Son átomos de diferentes elementos, que tienen igual número de neutrones pero diferente número atómico y diferente número de masa.

( $\neq Z$  ;  $\neq A$  ;  $= n$ ).

**EJEMPLO:**



$\Rightarrow$

isótonos

$6 n^\circ$

$6 n^\circ$

$6 n^\circ$

## Problemas

1. Respecto a las partículas subatómicas, determine si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).

I. La magnitud de la cantidad de carga eléctrica del protón y del electrón son iguales.

II. La masa del neutrón es mucho mayor que la del protón y del electrón.

III. Las únicas partículas subatómicas son el protón, neutrón y electrón.

- A) VVV    B) VVF    C) VFV  
D) FFV    E) VFF

2. ¿Cuál de las siguientes alternativas se cumple?

A) El número de masa y la masa atómica son lo mismo.

B) El protón y neutrón tiene la misma estabilidad fuera del núcleo.

C) En un elemento siempre el isótopo mas ligero es el más abundante.

D) En todo átomo se cumple:  $z = \# p^+ = \# e^-$

E) Generalmente en un átomo el número de neutrones es mayor que el número de protones.

3. Con respecto a los isótopos del hidrógeno, señale la alternativa incorrecta.

A) El protio es el más abundante.

B) El deuterio forma el agua pesada.

C) El isótopo mas liviano no tiene neutrones.

D) El tritio tiene dos protones y un neutrón.

E) Los tres isótopos tienen las mismas propiedades químicas.

4. Señale la verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:
- La presencia de mesones, justifica la interacción nuclear intensa.
  - Los isóbaros no tienen las mismas propiedades físicas.
  - El isótopo C -14 es más estable que el isótopo C -12
- A) VVV      B) VVF      C) VFV  
D) FVV      E) FFF

5. Las siguientes especies:  ${}^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$  y

${}^{39}_{19}\text{K}^{1+}$  son entre si:

- A) Isótopos  
B) Isótonos  
C) Isóbaros  
D) Isóbaros e isoelectrónicos  
E) Isótonos e isoelectrónicos
6. Al ionizarse el átomo de azufre (z=16) hasta adquirir una cantidad de carga absoluta de  $-3,2 \times 10^{-19}\text{C}$ , se convierte en una especie isoelectrónica del ión  $x^{3+}$  que contiene 24 neutrones. Hallar el número de masa de ión  $x^{1+}$ .
- A) 42      B) 43      C) 44  
D) 45      E) 46
7. Para el ión  $E^{3+}$  se cumple la siguiente relación:

$$\frac{\#e^{-}}{\#n^0} = \frac{5}{6}$$

Hallar la carga nuclear de E, si el número de nucleones fundamentales el 135.

- A) 60      B) 62      C) 63  
D) 64      E) 66
8. Respecto a los isótopos del hidrógeno señale la verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:
- El agua pesada está constituido de deuterio y oxígeno.
  - El isótopo más pesado tiene 2 neutrones.
  - El protio, deuterio y tritio tienen las mismas propiedades físicas.
  - El único átomo que no tiene neutrones es el protio.
- A) VVVV      B) VVVF      C) VVVFV  
D) FVFFV      E) VFVF

9. Indique la verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:

- Los isótopos del mismo elemento son átomos idénticos.
- Los protones, neutrones y electrones son partículas elementales.
- Los isóbaros son especies químicas diferentes que necesariamente tienen diferente número de electrones.

- A) VVV      B) VVF      C) FVV  
D) FVF      E) FFF

10. Para las siguientes especies:



Determine la alternativa correcta.

- A) El anión posee 18 protones y tiene igual número de electrones que el catión.  
B) El catión tiene 5 neutrones más que el anión.  
C) Sus respectivos átomos neutros tienen el mismo número de protones.  
D) La suma de electrones de ambos iones es 36.  
E) Los nucleones fundamentales de ambos iones suman 78.

11. El átomo  ${}^{59}_{27}\text{Co}$  es isótono con un átomo E de número de masa 61. Si el catión divalente de E es isoelectrónico con un átomo Q, determine el número de electrones del catión trivalente del último átomo.

- A) 23      B) 24      C) 27  
D) 29      E) 30

12. Un átomo neutro es isóbaro con

${}^{40}_{20}\text{Ca}$  e isoelectrónico con  ${}^{24}\text{Cr}^{2+}$ . Si el primer átomo se oxida transfiriendo 2 electrones, hallar su número de electrones y neutrones.

- A) 22 y 20      B) 22 y 22      C) 24 y 18  
D) 20 y 18      E) 20 y 20

## QUÍMICA

13. La suma de los números de masa de dos isótopos es 26 y la diferencia es 2. Hallar la cantidad de neutrones del isótopo más pesado, si el número atómico es la mitad del menor de los números de masa.  
A) 4            B) 6            C) 8  
D) 9            E) 10
14. En 2 átomos que son isóbaros, la suma de número de nucleones fundamentales es 240, en uno de ellos los neutrones exceden en un 40% a sus protones y en 5 unidades a los neutrones del otro isóbaro. ¿Cuál es el número de electrones del catión tetravalente de este último isóbaro?  
A) 45            B) 50            C) 51  
D) 53            E) 55
15. Dos isótonos tienen su número de neutrones igual al número atómico del más pesado. Sus números de masa están en progresión aritmética de razón 2. El más liviano tiene por número de masa 14, determine el número de electrones del anión divalente del isótono más pesado.  
A) 6            B) 8            C) 10  
D) 14            E) 16
16. La relación entre los números de electrones de  $x^{2-}$  e  $y^{3+}$  es como 4 es a 2. Si la diferencia de sus cargas nucleares es 30. Determine la suma de sus números atómicos.  
A) 68            B) 70            C) 76  
D) 86            E) 106
17. Un catión heptavalente y un anión monovalente de dos elementos consecutivos tienen en total 127 electrones. Determine el número total de protones de ambos iones.  
A) 127            B) 130            C) 132  
D) 133            E) 134
18. El catión pentavalente de un átomo y el anión trivalente de otro átomo son isóbaros e isoelectrónicos. Determine la diferencia de sus cantidades de neutrones.  
A) 3            B) 5            C) 8  
D) 11            E) 16
19. En el catión hexavalente de un átomo, el número de electrones es al número de protones como 7 es a 9. Hallar el número de electrones de catión.  
A) 18            B) 21            C) 24  
D) 27            E) 33
20. Un catión divalente tiene el mismo número de electrones que un anión divalente cuya carga nuclear es 28. Determine la carga nuclear absoluta del catión divalente.  
A)  $1,6 \times 10^{-19}C$             B)  $4,8 \times 10^{-19}C$   
C)  $5,12 \times 10^{-19}C$             D)  $4,8 \times 10^{-18}C$   
E)  $5,12 \times 10^{-18}C$

### Claves

1 E	2 E	3 D	4 B	5 E
6 D	7 C	8 C	9 E	10 D
11 B	12 D	13 C	14 C	15 C
16 E	17 D	18 C	19 B	20 E

# Nube Electrónica

La teoría cuántica fue propuesta, en primer lugar, por Max Planck en 1900, para explicar la radiación de un cuerpo caliente. Unos pocos años después, en 1905, fue utilizado por Albert Einstein para tratar el efecto fotoeléctrico. En 1913, Neils Bohr utilizó la teoría cuántica para desarrollar el modelo del átomo de hidrógeno. Hoy en día, la teoría cuántica se aplica a todas las interacciones de la materia con la energía para el estudio de los átomos.

El modelo cuántico del átomo se basa en los siguiente principios:

## 1. PRINCIPIO DUAL DE LA MATERIA

(Louis de Broglie, 1924): Toda partícula en movimiento, al igual que la energía, lleva asociada una onda en su desplazamiento.

## 2. PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE

(Werner Heisemberg, 1927): No se puede conocer simultáneamente y con exactitud la posición y la cantidad de movimiento de un electrón.

## DESCRIPCIÓN DE LA NUBE ELECTRÓNICA

### 1. Orbital o REEMPE

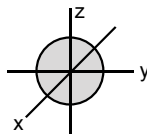
Son regiones espaciales energéticas que conforman la nube electrónica, donde existe la más alta probabilidad de encontrar, como máximo, 2 electrones con sentido de giro contrarios.

$$\boxed{\# \text{ max } e^- = 2}$$

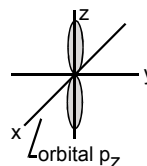
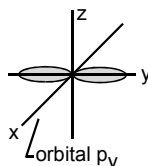
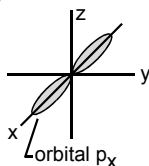
(Orbital)

Según la forma espacial, los orbitales son:

– Orbital "s"

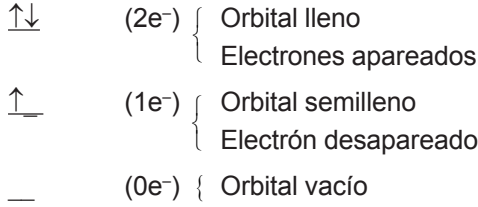


– Orbitales "p"



# QUÍMICA

Según el número de electrones, los orbitales son:



## 2. Subnivel o subcapa de energía ( $\ell$ )

Son regiones espaciales conformados por un conjunto de orbitales del mismo tipo.

Subnivel	Nombre	$\ell$	Número de electrones	Número de orbitales
s	sharp	0	1 ó 2	1
p	principal	1	1, 2, ... ó 6	3
d	difuso	2	1, 2, ... ó 10	5
f	fundamental	3	1, 2, ... ó 14	7

## REGLAS PRÁCTICAS

a) Número máximo de electrones:

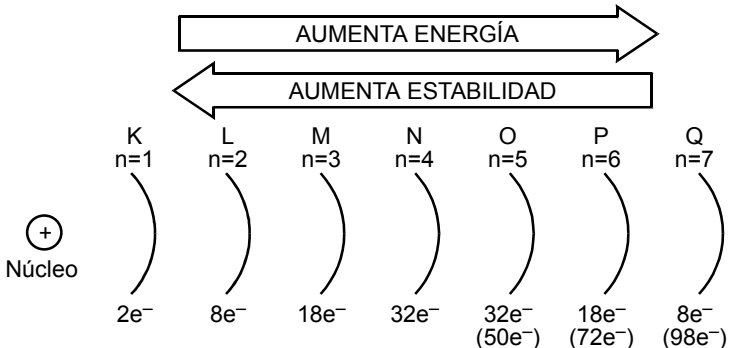
$$\boxed{\# \max e^- = 2(2\ell + 1)} \quad (\text{subnivel})$$

b) Número de orbitales:

$$\boxed{\# \text{ orbitales} = 2\ell + 1} \quad (\text{subnivel})$$

## 3. Nivel o capa de energía (n)

Son regiones que rodean al núcleo atómico.



( ) : Capacidad máxima de electrones.

## REGLAS PRÁCTICAS

a) Número máximo de electrones:

$$\boxed{\# \max e^- = 2 \cdot n^2} \quad (\text{nivel})$$

b) Número de subniveles:

$$\boxed{\# \text{ subniveles} = n} \quad (\text{nivel})$$

c) Número de orbitales:

$$\boxed{\# \text{ orbitales} = n^2} \quad (\text{nivel})$$

Notación cuántica

$$\boxed{n\ell^x}$$

$n$  : Nivel (1, 2, ..., 7)

$\ell$  : Subnivel (s, p, d, f)

$x$  : Número de electrones

Energía Relativa (E.R.)

Indica el estado energético del electrón:

$$E.R. = n + \ell$$

**Ejemplos:**

Notación Cuántica	Nivel ( $n$ )	Subnivel ( $\ell$ )	Número de $e^-$	Energía Relativa
$2s^1$	2 ( $n = 2$ )	s ( $\ell = 0$ )	1	2
$4p^5$	4 ( $n = 4$ )	p ( $\ell = 1$ )	5	5
$4d^6$				
$4f^3$				

## CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

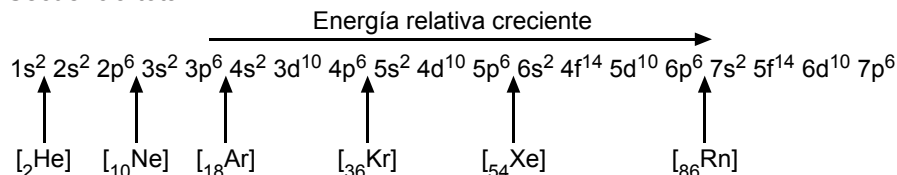
Es la representación simbólica de la distribución de los electrones en la nube electrónica, en orden de menor a mayor energía relativa.

1. Regla de Mollier (Regla del serrucho)

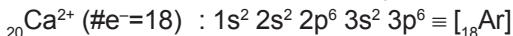
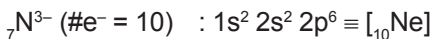
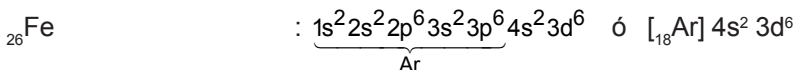
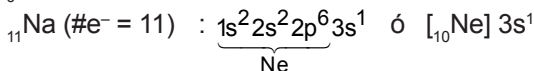
Determina la distribución de electrones en niveles y subniveles:

Nivel	Subniveles
1	s <sup>2</sup>
2	s <sup>2</sup> p <sup>6</sup>
3	s <sup>2</sup> p <sup>6</sup> d <sup>10</sup>
4	s <sup>2</sup> p <sup>6</sup> d <sup>10</sup> f <sup>14</sup>
5	s <sup>2</sup> p <sup>6</sup> d <sup>10</sup> f <sup>14</sup>
6	s <sup>2</sup> p <sup>6</sup> d <sup>10</sup>
7	s <sup>2</sup> p <sup>6</sup>

Secuencia total:



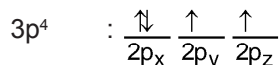
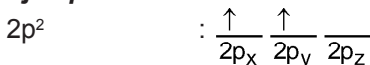
**Ejemplo:**



## 2. Principio de máxima multiplicidad (Regla de Hund)

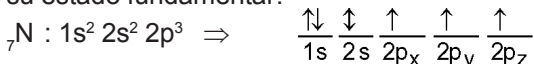
Determina la distribución de electrones en orbitales: "Al distribuir electrones en orbitales del mismo subnivel, primero se ubica un electrón en cada orbital y luego, de ser posible, se procede a aparearlos.

**Ejemplos:**



**Ejercicio:**

¿Cuántos orbitales llenos y semillenos tiene el átomo de nitrógeno ( $z = 7$ ) en su estado fundamental?



2 orbitales llenos

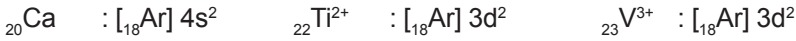
3 orbitales semillenos

### Especies Isoelectrónicas

Son aquellas especies químicas diferentes que tienen la misma configuración electrónica.

#### Ejercicio:

De las siguientes especies químicas: Ca ( $z = 20$ ),  $Ti^{2+}$  ( $z = 22$ ),  $V^{3+}$  ( $z = 23$ ), ¿cuáles son isoelectrónicas?



⇒ son isoelectrónicas el  $Ti^{2+}$  y el  $V^{3+}$ .

### Problemas

1. Con relación a la configuración electrónica, determine la verdad (V) o falsedad (F) de las proposiciones:
  - I. Se basa en el principio de AUFBAU.
  - II. Se distribuyen todos los electrones que tiene la especie química.
  - III. Conforme aumenta el nivel aumenta la energía y disminuye la estabilidad del electrón.

A) VVV    B) VVF    C) VFV  
D) FVV    E) VFF
2. Con respecto a la zona extranuclear indique la verdad (V) o falsedad (F) de las proposiciones:
  - I. Es la que determina el tamaño de un átomo.
  - II. Esta conformado por niveles, subniveles y orbitales.
  - III. Contiene a electrones con la misma energía.

A) VVV    B) VVF    C) VFV  
D) FVV    E) FVF
3. Determine la alternativa incorrecta:
  - A) La capa energética "N" puede admitir 18 electrones.
  - B) El tercer nivel de energía tiene 3 subniveles.
  - C) El subnivel "principal" tiene 3 orbitales.
  - D) Todo orbital lleno tiene 2 electrones.
  - E) La capa energética "M" tiene 18 orbitales.
4. Con respecto a la Mecánica Cuántica, señale la verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:
  - I. El electrón en su desplazamiento en torno al núcleo tiene un comportamiento corpuscular y ondulatorio.
  - II. La posición del electrón en la zona extranuclear está preferentemente definido.
  - III. El comportamiento del electrón está determinado por 4 parámetros numéricos denominados números cuánticos.

A) VVV    B) VVF    C) VFV  
D) FVV    E) FFF
5. Señale la verdad (V) o falsedad (F) de las proposiciones:
  - I. El cuarto nivel de energía se llena con 32 electrones.
  - II. Un subnivel "difuso" con  $8e^-$  tiene 4 orbitales llenos.
  - III. Un orbital "principal" admite como máximo 6 electrones.

A) VVV    B) VVF    C) VFV  
D) VFF    E) FFF

6. Señale las proposiciones correctas:
- Todos los orbitales tienen la misma forma y el mismo tamaño.
  - Los subniveles de energía están conformados por orbitales del mismo tipo.
  - Los electrones de un mismo orbital tienen el mismo sentido de giro.
- A) I y II      B) II y III      C) I y III  
D) Sólo II      E) I, II y III
7. Señale la verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:
- Todos los elementos cumplen las reglas de distribución electrónica.
  - La regla de Hund permite distribuir electrones en orbitales del mismo subnivel.
  - Especies químicas diferentes que tengan la misma configuración electrónica son isoelectrónicas.
- A) VVV      B) VVF      C) FVF  
D) FVV      E) FFF
8. Para la configuración electrónica mostrada:
- $$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$$
- Indique el nivel de valencia y el número de electrones de valencia.
- A) 3 y 3      B) 4 y 3      C) 4 y 15  
D) 4 y 5      E) 4 y 13
9. Respecto al cuarto nivel de energía, indique las proposiciones correctas:
- Admite a lo más 32 electrones.
  - Contiene 4 subniveles de energía.
  - Tiene 16 orbitales
  - Se le denomina capa "N".
- A) Solo I      B) I y II      C) III y IV  
D) I, II y IV      E) Todas
10. Señale el subnivel con menor estabilidad, si pertenecen al mismo átomo.
- A) 1s      B) 3d      C) 2p  
D) 4p      E) 3p
11. La configuración electrónica de un elemento termina en  $4s^2$ . Si posee 22 neutrones, determine la cantidad de partículas fundamentales del átomo neutro.
- A) 60      B) 61      C) 62  
D) 63      E) 64
12. Si un átomo neutro presenta 5 electrones en el cuarto nivel de energía, determine el número de orbitales semilleros que presenta dicho átomo.
- A) 0      B) 1      C) 2  
D) 3      E) 4
13. Señale la configuración electrónica mal representada:
- ${}^{24}\text{Cr}$  :  $[\text{}_{18}\text{Ar}] 4s^1 3d^5$
  - ${}^{30}\text{Zn}^{2+}$  :  $[\text{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^8$
  - ${}^{33}\text{As}^{3-}$  :  $[\text{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$
- A) Sólo I      B) I y II      C) II y III  
D) I y III      D) I, II y III
14. Un átomo neutro tiene 42 neutrones y 15 electrones en subniveles "principal" de su configuración electrónica. Determinar la alternativa que no corresponde para dicho átomo.
- Su número atómico es 33.
  - Tiene 18 electrones en su tercer nivel energético.
  - Tiene 3 electrones desapareados en su capa de valencia.
  - Tiene 75 nucleones fundamentales.
  - En su configuración electrónica de su anión trivalente hay 4 niveles de energía llenos.
15. Determine el mayor número atómico de un átomo neutro que tiene 3 subniveles "sharp" llenos en su configuración electrónica.
- A) 12      B) 18      C) 19  
D) 24      E) 29

16. Determine el número de masa de un átomo E que tiene 8 orbitales difuso ocupados y que además es isótono

con el ión  ${}_{38}^{88}\text{M}^{2+}$

- A) 88      B) 91      C) 93  
D) 95      E) 96

17. Se tiene un catión trivalente cuya configuración electrónica termina en  $3d^5$ . Hallar su número de masa, si tiene 30 neutrones en su núcleo.

- A) 51      B) 53      C) 56  
D) 57      E) 59

18. La razón entre el número de protones y el número de nucleones de un átomo es  $7/16$ . Si presenta el máximo número atómico con dos subniveles principales llenos, hallar el número de neutrones.

- A) 40      B) 45      C) 55  
D) 60      E) 65

19. Un átomo neutro tiene en su capa energética "N" 14 electrones y en su núcleo el número de neutrones es mayor en doce unidades que el de protones. Determine su número de masa.

- A) 96      B) 98      C) 100  
D) 102      E) 104

20. Halle el átomo de mayor número de masa posible que solamente tiene 4 orbitales llenos en la capa energética "M". Además su número de protones es menor en 5 que su cantidad de neutrones.

- A) 41      B) 45      C) 50  
D) 53      E) 55

Claves

1 A	2 A	3 E	4 C	5 D
6 D	7 D	8 D	9 E	10 D
11 C	12 D	13 C	14 E	15 E
16 B	17 C	18 B	19 C	20 E

## Tabla Periódica Actual

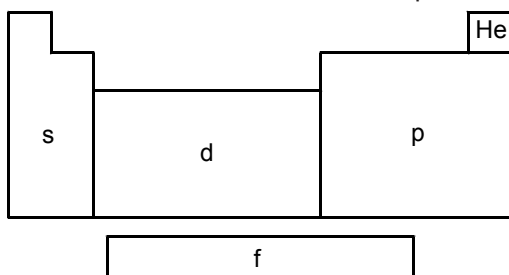
Luego de muchos intentos de clasificar a los elementos químicos según sus propiedades, el físico inglés Henry Moseley descubrió la relación entre la frecuencia de los rayos x emitidos por los elementos con sus respectivos números atómicos, lográndose con ello, explicar la repetición periódica de sus propiedades físicas y químicas.

### Ley periódica actual (Henry Moseley)

Las propiedades físicas y químicas de los elementos son función periódica de sus respectivas cargas nucleares, razón por la cual, ellos se ordenan en la Tabla Periódica según su número atómico creciente.

### Clasificación de los elementos según su configuración electrónica

Los elementos químicos cuya configuración electrónica termina en el mismo subnivel, se ubican en un mismo sector de la tabla periódica.



### Nota:

El Helio (He) es una excepción a esta clasificación, su configuración electrónica es  $1s^2$ .

Sector	Denominación
s y p	Elementos representativos
d	Elementos de transición
f	Elementos de transición interna

## DESCRIPCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

### 1. Periodos

- Son las filas horizontales que están enumeradas del 1 al 7.
- Cada periodo contiene una cantidad determinada de elementos.
- El número de periodo indica el número de niveles de energía de la configuración electrónica.

$$\boxed{\# \text{ Periodo} = \# \text{ Niveles}}$$

### 2. Grupos

- Son las columnas verticales que contienen a elementos de propiedades químicas similares.
- Son 16 grupos, de los cuales 8 tienen la denominación "A" y 8 la denominación "B".
- Cada grupo constituye una familia química.
- Para los elementos representativos (grupos "A") se cumple:

$$\boxed{\# \text{ Grupo} = \# e^- \text{ de valencia}}$$

### Principales familias químicas

Grupo	Familia química	Capa de valencia	Elementos
IA	Alcalinos	ns <sup>1</sup>	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
IIA	Alcalinos térreos	ns <sup>2</sup>	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
IIIA	Terreos o boroides	ns <sup>2</sup> np <sup>1</sup>	B, Al, Ga, In, Tl
IVA	Carbonoides	ns <sup>2</sup> np <sup>2</sup>	C, Si, Ge, Sn, Pb
VA	Nitrogenoides	ns <sup>2</sup> np <sup>3</sup>	N, P, As, Sb, Bi
VIA	Calcógenos o anfígenos	ns <sup>2</sup> np <sup>4</sup>	O, S, Se, Te, Po
VIIA	Halógenos	ns <sup>2</sup> np <sup>5</sup>	F, Cl, Br, I, At
VIIIA	Gases nobles	ns <sup>2</sup> np <sup>6</sup> (*)	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn
IB	Metales de acuñación	ns <sup>1</sup> (n-1)d <sup>10</sup>	Cu, Ag, Au
IIB	Elementos puente	ns <sup>2</sup> (n-1)d <sup>10</sup>	Zn, Cd, Hg

(\*) La configuración electrónica del Helio (He) es: 1s<sup>2</sup>

### Ejemplo de aplicación:

Hallar el grupo y periodo al que pertenece el fósforo (z = 15) y el calcio (z = 20).





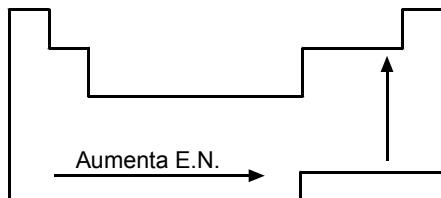
- A la temperatura ambiental presentan los siguientes estados físicos:  
Gases: H, N, O, F, Cl, He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn  
Líquido: Br  
Sólidos: Los demás (C, S, I, ...)
- En las interacciones químicas, ganan electrones, convirtiéndose en iones negativos o aniones.
- Son oxidantes (se reducen).

### 3. Metaloides o semimetales

- Están ubicados en el límite de los metales y no metales.
- Son 8 elementos: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At.
- Poseen propiedades físicas, como la conductividad eléctrica que es intermedia al de los metales y no metales.

### Electronegatividad (E.N.)

- Es una propiedad periódica de los elementos, cuyo valor varía según la ubicación en la T.P.A.
- Es una fuerza relativa que tienen los átomos para atraer electrones que participan en la formación de un enlace químico.
- Según la escala de Linus Pauling:  
Valor máximo: E.N. (F) = 4,0  
Valor mínimo: E.N. (Fr) = E.N. (Cs) = 0,7
- Variación general en la Tabla Periódica:



- En un periodo aumenta de izquierda a derecha.
- En un grupo aumenta hacia arriba.
- Los no metales tienen mayor "E.N." que los metales.



Problemas

1. Respecto a la Tabla Periódica Actual, señale las proposiciones correctas:
  - I. Hay 7 periodos y 8 grupos A.
  - II. Los elementos están dispuestos según el orden creciente de sus números atómicos.
  - III. La mayoría de elementos son no metales.
  - IV. Los alcalinos son elementos de transición.

A) I y II      B) III y IV      C) II y IV  
D) I, II y IV      E) Todas
2. ¿Cuántas proposiciones son correctas?
  - I. Elemento representativo: bloque "p"
  - II. Grupo : fila horizontal.
  - III. Alcalino :  $ns^1$
  - IV. Metal : perder electrón
  - V. Metaloides : gas noble
  - VI. Orden de elementos: masa atómica

A) 2              B) 3              C) 4  
D) 5              E) 6
3. Complete el siguiente concepto:
 

"..... es la facilidad para perder electrones, es decir para ....., que presentan los átomos.

A) El carácter no metálico – reducirse.  
B) La electronegatividad – oxidarse.  
C) El carácter metálico – oxidarse.  
D) La electronegatividad – reducirse.  
E) La electroafinidad – reducirse.
4. Si la configuración electrónica de un átomo es:  $[Ar] 4s^2 3d^{10} 4p^3$   
¿Cuál de las siguientes afirmaciones no es correcta?
  - A) Es del cuarto periodo.
  - B) Es un elemento de transición.
  - C) Presenta 5 electrones de valencia.
  - D) Corresponde a los nitrogenoides.
  - E) Es del grupo VA (15)
5. ¿Qué familias químicas no tienen correcto su nivel de valencia?
  - I. Alcalinoterreos :  $ns^2$
  - II. Carbonoides :  $ns^2np^6$
  - III. Boroides :  $ns^2np^3$
  - IV. Halógenos :  $ns^2np^5$
  - V. Gases nobles :  $ns^2np^6$

A) II y V      B) II y III      C) I y III  
D) II y IV      E) II, III y IV
6. En los elementos de transición:
  - A) La configuración electrónica finaliza en orbitales p.
  - B) Son metales livianos
  - C) Corresponden al bloque S de la tabla periódica.
  - D) Tiene electrones en su nivel externo, a pesar que en el anterior no esta completo.
  - E) Son de grupos A.
7. Sobre la Tabla Periódica de los elementos señale si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F).
  - I. Hay 8 grupos A de elementos representativos.
  - II. El periodo 5 consta de 18 elementos y el periodo 6 de 32 elementos.
  - III. Los elementos pesados de alta densidad se encuentran en el bloque "d".

A) VVV      B) VVF      C) VFV  
D) FVV      E) FVF
8. No es una característica general de los metales:
  - A) Poseen brillo característico.
  - B) Son buenos conductores del calor y la corriente eléctrica.
  - C) Se oxidan con facilidad, al perder electrones para formar cationes.
  - D) Presentan valores altos de potencial de ionización.
  - E) Presentan altos puntos de fusión y de ebullición.

## QUÍMICA

9. Señale la verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:
- Carácter metálico :  $K > Na > Li$
  - Carácter no metálico :  $F > Cl > Br$
  - Metales pesados : Ag, Au, Pt
  - Elementos líquidos: Br y Hg
- A) VVVV    B) VVFF    C) FFVV  
D) VFVF    E) FVfV
10. Respecto a los metales es incorrecto:
- En su mayoría son de color plateado al estar pulidos, excepto el oro y el cobre principalmente.
  - Después de los alcalinos, los alcalinos terrosos son los de mayor actividad química frente del agua.
  - Los lantanidos son metales más densos que el agua y su estado de oxidación característico es +4.
  - El metal más abundante en la tierra es el aluminio y el metaloide más abundante es el silicio.
  - La conductividad eléctrica de los metales depende de la temperatura y a 20°C la plata es mejor conductor que el cobre.
11. Respecto a los no metales no se puede afirmar
- Se ubican a la derecha incluye a los gases nobles
  - Todos ellos no conducen la corriente eléctrica.
  - Algunos de ellos poseen el fenómeno de alotropía.
  - Por lo general son los más electronegativos.
  - Son formadores de ácidos
12. No se cumple; para los no metales:
- No conducen calor y la corriente eléctrica
  - Ganan electrones con facilidad (se reducen)
  - Presentan bajo potencial de ionización
  - Presentan afinidades electrónicas más negativas que los metales.
- E) No tienen brillo característico y presentan estado físico variable.
13. Señale el grupo de elementos que poseen propiedades intermedias entre metales y no metales.
- C, O, Se
  - Al, Po, At
  - Sb, Po, P
  - B, Si, Ge
  - As, Sn, Bi
14. De las proposiciones:
- La mayoría de elementos artificiales es del periodo 6 y grupo IIIB
  - El helio está en el sector "p" de la T.P.A.
  - Más del 80% de elementos son metales.
  - El cuarto periodo se inicia con el rubidio y termina con el Kriptón.
- Es (son) correcta (s):
- II y III    B) I y III    C) II y IV  
D) II, III y IV    E) Todas
15. Determine el menor periodo y grupo correspondiente, para un elemento de transición cuyo átomo muestra el máximo paramagnetismo.
- 4; VIIB    B) 4; VIIIB    C) 4; VB  
D) 3; VIIB    E) 4; IVB
16. Indique cuántas proposiciones son correctas.
- En un periodo cuando aumenta "Z" disminuye el carácter no metálico.
  - La energía de ionización del "Be" es mayor que del "B".
  - Para los Halógenos al disminuir "Z" aumenta la fuerza oxidante.
  - En el quinto periodo empieza el llenado de orbitales 5d.
  - La segunda afinidad electrónica del  $O^{-1}$  es endotérmico.
- 1    B) 2    C) 3  
D) 4    E) 5

17. Respecto a las propiedades periódicas no corresponde:

- A) Presenta el mismo radio:  $\text{Na}^{+1}$  y  $\text{F}^{-1}$ .
- B) La energía de ionización para el Cesio es tan baja, que puede perder electrones con una cierta intensidad de luz.
- C) El cromo presenta mayor paramagnetismo que el Hierro.
- D) El silicio, presenta mayor E.N. que el litio, de acuerdo a su configuración, pero menos que el fluor.
- E) Los gases nobles, presentan electronegatividad.

18. Un átomo "E" tiene el mismo número de electrones que un catión de carga tres de otro átomo y a su vez este isóbaro con el átomo  $^{59}\text{x}$  e isotono

con  $^{60}_{27}\text{Co}$ . Determinar a que grupo de la T.P.A. pertenece "E".

- A) IIA            B) VB            C) IIIB
- D) IIIA          E) VA

19. Respecto a la variación de las propiedades de los elementos, indicar si es verdadero (V) o falso (F):

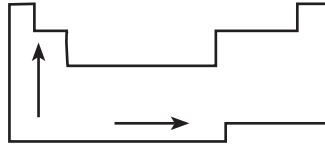
- I. En un grupo, a mayor numero atómico, menor radio atómico.

II. En un periodo a mayor carácter metálico, mayor energía de ionización.

III. En un periodo, a mayor radio atómico, menor electronegatividad.

- A) FFV    B) FVV    C) VFV
- D) VVF    E) FVF

20. ¿Qué propiedad periódica disminuye en los sentidos señalados?



- A) Energía de ionización.
- B) Radio atómico.
- C) Carácter no metálico.
- D) Electronegatividad.
- E) Poder oxidante.

Claves

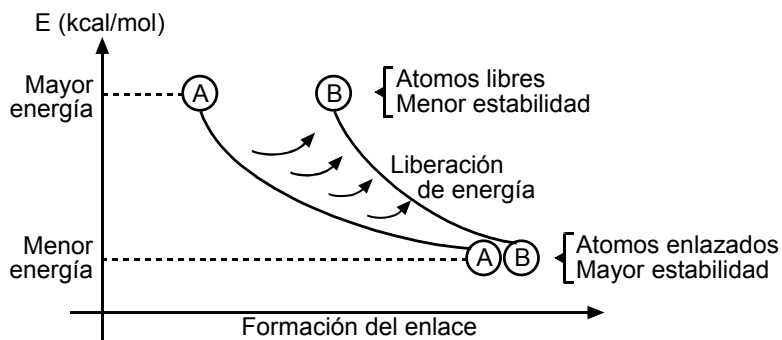
1	A	2	B	3	C	4	B	5	B
6	D	7	A	8	D	9	A	10	C
11	B	12	C	13	D	14	A	15	A
16	C	17	A	18	B	19	A	20	B

# Enlace Químico I

## Concepto

Son fuerzas de atracción de carácter electrostático y magnético que mantienen unidos a los átomos o las moléculas de las sustancias químicas. Las especies químicas enlazadas disminuyen sus energías y aumentan su estabilidad. En el proceso de formación de enlaces químicos se produce liberación de energía.

### REPRESENTACIÓN GRÁFICA DE LA FORMACIÓN DE UN ENLACE:



## Notación de Lewis

Es la representación simbólica de un átomo con sus electrones de valencia (electrones de la última capa energética), los cuales se colocan alrededor del símbolo correspondiente representados mediante puntos o aspas.

Para los elementos representativos (grupos A) se cumple:

Grupo	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
e- de valencia	1e <sup>-</sup>	2e <sup>-</sup>	3e <sup>-</sup>	4e <sup>-</sup>	5e <sup>-</sup>	6e <sup>-</sup>	7e <sup>-</sup>	8e <sup>-</sup>
Notación de Lewis	E·	·E·	·E·	·E·	·E·	·E·	·E·	·E·

### NOTA:

El helio (grupo VIIIA) tiene 2 electrones de valencia, por lo que su notación de Lewis es: He:

## Regla del octeto

Se dice que un átomo cumple con la regla del octeto, si luego de formar enlace químico ganando, perdiendo o compartiendo electrones adquiere 8 electrones en su última capa energética.

### I. Enlace iónico o electrovalente

- Ocurre entre un metal y un no metal.
- Se produce transferencia de electrones:  
 Metal: pierde  $e^- \Rightarrow$  ión positivo o catión  
 No metal: gana  $e^- \Rightarrow$  ión negativo o anión
- La fuerza de atracción entre el catión y el anión es el enlace iónico.
- Generalmente la diferencia de electronegatividad ( $\Delta EN$ ) entre los átomos que forman enlace iónico es elevada:

$$\Delta EN \geq 1,7$$

#### EJEMPLO:

Cloruro de sodio, NaCl.



### Compuestos Iónicos

Son aquellos compuestos en cuya estructura existen metales y no metales en forma de iones, los cuales se unen mediante enlace iónico generando redes cristalinas. Los compuestos iónicos no forman moléculas.

#### EJEMPLO:

KCl ; CaO ; AgCl ; NaOH ; etc.

### PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

- A condiciones ambientales se encuentran en estado sólido.
- Poseen alta temperatura de fusión.

#### EJEMPLO:

NaCl ;  $T_f = 801^\circ\text{C}$

- Son solubles en agua y en otros solventes polares mediante el proceso de solvatación iónica.
- Al estado sólido no conducen la corriente eléctrica, pero sí son buenos conductores cuando están disueltos en agua o cuando están fundidos.

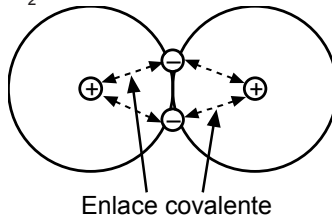
II. Enlace Covalente

- Ocurre entre átomos no metálicos.
- Se produce compartición de uno o más pares de electrones.
- La fuerza de atracción entre los núcleos atómicos y los electrones compartidos es el enlace covalente.
- Generalmente se cumple:

$$0 \leq \Delta EN < 1,7$$

**EJEMPLO:**

Molécula de hidrógeno, H<sub>2</sub>:



TIPOS DE ENLACE COVALENTE

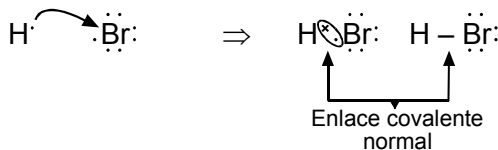
1. Según el número de electrones aportados

**A) ENLACE COVALENTE NORMAL**

Cada átomo aporta un electrón para el enlace.

**EJEMPLO:**

Bromuro de hidrógeno, HBr.

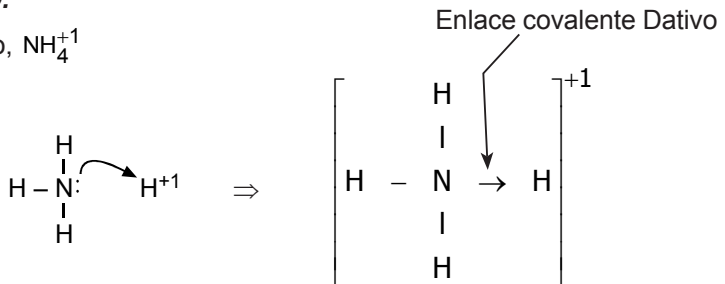


**B) ENLACE COVALENTE O DATIVO**

Ocurre entre un átomo que está dispuesto a donar un par de electrones (donador) y otro dispuesto a aceptar dicho par (aceptor).

**EJEMPLO:**

Ión amonio, NH<sub>4</sub><sup>+1</sup>



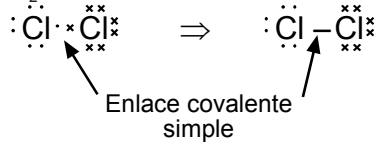
2. Según el número de electrones compartidos

**A) ENLACE COVALENTE SIMPLE**

Se comparte un par de electrones.

**EJEMPLO:**

Molécula de cloro, Cl<sub>2</sub>.

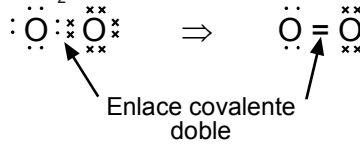


**B) ENLACE COVALENTE DOBLE**

Se comparte dos pares de electrones.

**EJEMPLO:**

Molécula de oxígeno, O<sub>2</sub>.

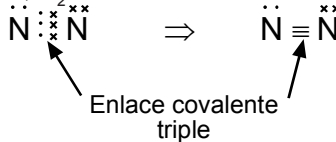


**C) ENLACE COVALENTE TRIPLE**

Se comparte tres pares de electrones.

**EJEMPLO:**

Molécula de nitrógeno, N<sub>2</sub>.



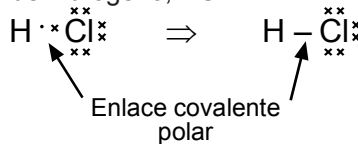
3. SEGÚN LA POLARIDAD DEL ENLACE

**A) ENLACE COVALENTE POLAR**

Ocurre entre átomos distintos.

**EJEMPLO:**

Molécula de cloruro de hidrógeno, HCl

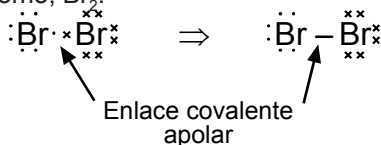


**B) ENLACE COVALENTE APOLAR O NO POLAR**

Ocurre entre átomos iguales.

**EJEMPLO:**

Molécula de bromo, Br<sub>2</sub>.



**Compuestos Covalentes:**

En su gran mayoría están conformados por átomos no metálicos, los cuales se encuentran unidos mediante enlace covalente.

**PROPIEDADES DE COMPUESTOS COVALENTES**

- Son sólidos, líquidos o gaseosos con punto de fusión bajos.
- Los compuestos polares se disuelven en el agua, y los compuestos apolares se disuelven en solventes apolares.
- No conducen la corriente eléctrica ni el calor.

**Problemas**

1. Indique la alternativa incorrecta.

- A) En un enlace químico, los electrones de valencia participan en forma parcial o total.
- B) El elemento fósforo (Z=15) tiene el mismo número de electrones de valencia que el azufre (Z=16)
- C) La notación de Lewis es la representación de los e<sup>-</sup> de valencia que presenta el átomo.
- D) Los átomos que se enlazan para formar compuestos tienden a alcanzar el octeto electrónico.
- E) La electronegatividad es mayor en los no metales.

2. ¿Qué elemento no está acompañado correctamente de su notación de Lewis?

- A) •Ca•      B) •B•      C) Rb•
- D) ••I••      E) •Al•

3. Indique lo incorrecto respecto al enlace iónico:

- A) Se da entre átomos muy electropositivos y muy electronegativos.
- B) Sabiendo que EN(H) = 2,1 y EN(F)=4,0; entonces el enlace entre ambos átomos no es iónico.
- C) Para que el enlace sea iónico, es necesario que los elementos que se combinan deben ser metales y no metales.
- D) Es una fuerza electrostática que se da en todas las direcciones.
- E) El enlace entre Mg y Cl tiene menor carácter jónico que el enlace entre Na y Cl.

4. ¿Cuántos de los siguientes compuestos son iónicos?

- NH<sub>4</sub>OH, BeI<sub>2</sub>, BaCl<sub>2</sub>, Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, PH<sub>3</sub>
- A) 1                      B) 2                      C) 3
  - D) 4                      E) 5

5. Indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las proposiciones.

- I. El enlace iónico es polidireccional.
  - II. De los siguientes compuestos: NaF, NaBr y NaCl; el NaBr tiene mayor temperatura de fusión.
  - III. Al disolverlos en agua, conducen la electricidad.
  - IV. Su unidad estructural es denominada unidad fórmula.
- A) VVVV    B) FFFV    C) VVFFV  
D) VFVV    E) VVFF

6. Determine cuántos de los siguientes compuestos son covalentes

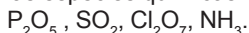
- BeCl<sub>2</sub>, BF<sub>3</sub>, (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CS<sub>2</sub>, CHCl<sub>3</sub>
- A) 1            B) 2            C) 3  
D) 4            E) 5

7. El tolueno es un compuesto muy utilizado para la elaboración del explosivo TNT (2,4,6 - Trinitrotolueno). Determine el número de enlaces sigma ( $\sigma$ ) y pi ( $\pi$ ) que presenta el tolueno cuya estructura es:



- A) 15  $\sigma$  y 3  $\pi$   
B) 14  $\sigma$  y 3  $\pi$   
C) 13  $\sigma$  y 5  $\pi$   
D) 16  $\sigma$  y 3  $\pi$   
E) 15  $\sigma$  y 2  $\pi$

8. Dadas las especies químicas



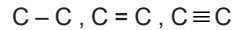
Indique el número total de enlaces dativos que presentan.

- A) 6            B) 9            C) 8  
D) 5            E) 4

9. Sobre las propiedades generales de los compuestos covalentes es incorrecto afirmar que:

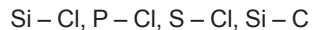
- A) a sus unidades estructurales se les denominan moléculas
- B) se encuentran en estado sólido, líquido y gaseoso a temperatura ambiente.
- C) son malos conductores de la corriente, eléctrica.
- D) presentan bajos puntos de fusión comparado con los compuestos iónicos.
- E) al disolverlos en agua siempre se disocian en iones.

10. Indique la relación correcta entre las energías necesarias para romper los siguientes enlaces:



- A) C - C > C = C > C  $\equiv$  C
- B) C = C > C - C > C  $\equiv$  C
- C) C  $\equiv$  C > C - C > C = C
- D) C  $\equiv$  C > C = C > C - C
- E) C = C > C  $\equiv$  C > C - C

11. Escriba el siguiente conjunto de enlaces en orden ascendente a la polaridad.



Datos:

Elemento	Si	P	Cl	C	S
E.N.	1,8	2,1	3,0	2,5	2,5

- A) S-Cl, Si - C, P-Cl, Si - Cl
- B) Si - C, S-Cl, P-Cl, Si - Cl
- C) P-Cl, S-Cl, Si-C, Si - Cl
- D) Si - Cl, P - Cl, Si - C, S - Cl
- E) S-Cl, P-Cl, Si - C, Si-Cl

12. ¿Cuál de los siguientes elementos tiene el mayor número de electrones de valencia?

- A) Z=20            B) Z=34            C) Z=55
- D) Z=7            E) Z=11

13. ¿Qué tipo de enlace es más probable que se efectúe entre un átomo: X (Z =35), W (Z =37)?

- A) Iónico
- B) Puente hidrógeno
- C) Covalente
- D) Apolar
- E) B y C

## QUÍMICA

14. Indicar que molécula presenta enlace covalente no polar:  
 A)  $\text{CH}_4$       B)  $\text{CO}_2$       C)  $\text{NH}_4\text{Cl}$   
 D)  $\text{H}_2\text{O}_2$       E)  $\text{H}_2\text{O}$
15. ¿Cuántas proposiciones son correctas respecto a los enlaces existentes en la molécula de  $\text{CS}_2$ ?  
 I. Dos enlaces  $\pi$ , dos enlaces coordinados  
 II. Dos enlaces  $\pi$ , dos enlaces sigma ( $\sigma$ )  
 III. Cuatro dobles enlaces  
 IV. Un enlace  $\pi$ , tres enlaces sigma ( $\sigma$ )  
 A) 1              B) 2              C) 3  
 D) 4              E) 0
16. Respecto al ozono ( $\text{O}_3$ ) se puede afirmar:  
 I. Se comparte pares de electrones  
 II. Existen 2 enlaces dativos  
 III. Existe 1 enlace sigma y 1 enlace pi  
 A) Sólo I      B) Sólo II      C) Sólo III  
 D) I y II      E) II y III
17. En la molécula del ácido perclórico existen:  
 $\text{HClO}_4$   
 A) 3 enlaces covalentes dativo  
 B) 5 enlaces covalentes normales  
 C) 1 enlace covalente normal  
 D) 2 enlaces covalentes coordinados  
 E) 3 enlaces covalentes normales
18. Con respecto al enlace iónico, indicar lo verdadero:  
 I. Hay transferencia total de electrones de un átomo a otro  
 II. La diferencia de electronegatividades de los átomos participantes es mayor a 1,7  
 III. Generalmente está formado por elementos de los grupos IA y VII A  
 A) Sólo I      B) Sólo II      C) Sólo III  
 D) I y III      E) Todas
19. A continuación se dan las electronegatividades para los elementos:
- |      |     |     |     |      |     |     |     |
|------|-----|-----|-----|------|-----|-----|-----|
| Ca   | Cl  | Mg  | O   | N    | P   | Be  | F   |
| 1,04 | 3,0 | 1,3 | 3,5 | 3,07 | 2,2 | 1,5 | 4,0 |
- ¿Cuántos de los siguientes compuestos presenta enlace iónico?  
 $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{BeCl}_2$ ,  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ ,  $\text{MgO}$ ,  $\text{PF}_4$ .  
 A) 1              B) 2              C) 3  
 D) 4              E) 5
20. Determinar el número de enlaces covalentes presentes en la molécula del  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (ácido fosfórico)  
 A) 2              B) 3              C) 4  
 D) 5              E) 6

### Claves

1 B	2 D	3 C	4 C	5 D
6 D	7 A	8 B	9 E	10 D
11 A	12 B	13 A	14 D	15 A
16 A	17 A	18 B	19 C	20 E

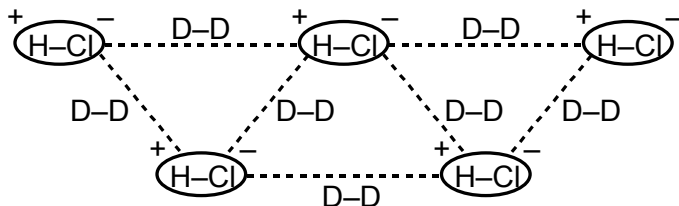
## Enlace Químico II

### Enlaces intermoleculares

Los enlaces intermoleculares constituyen las interacciones entre moléculas individuales de una sustancia; estos enlaces son más débiles que los enlaces interatómicos o enlaces covalentes que existen dentro de cada molécula. A partir de este tipo de interacciones, se puede explicar la variación de las propiedades de los líquidos, como el punto de ebullición, presión de vapor, viscosidad y calor de vaporización. Se relaciona también con algunas propiedades de los sólidos, como el punto de fusión y el calor de fusión. Los enlaces intermoleculares son:

### Enlace Dipolo–Dipolo (D–D)

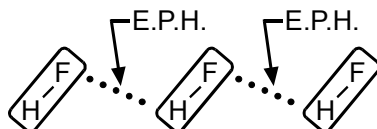
Es una fuerza de atracción eléctrica (electrostática) entre los polos opuestos de moléculas polares. En comparación con la fuerza de atracción electrostática del enlace iónico, es más débil. Se manifiesta con mayor intensidad a distancias muy cortas.



**Nota:** La temperatura de ebullición es directamente proporcional a la intensidad de las fuerzas intermoleculares.

### Enlace Puente de Hidrógeno (E.P.H.)

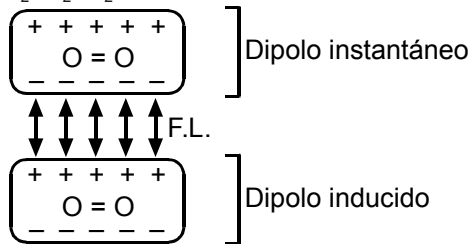
Enlace puente de hidrógeno es un tipo de enlace Dipolo – Dipolo muy fuerte. Los enlaces puente de hidrógeno se forman entre las moléculas polares que contienen "H" unidas a elementos de alta electronegatividad como F, O y N.



### Fuerzas de dispersión o de London

Se denominan así en honor al físico–químico Fritz London. También denominadas fuerzas de dispersión; también fuerzas de Van Der Waals. Son

fuerzas débiles que permiten la unión de moléculas apolares. Esta atracción entre este tipo de moléculas se produce debido a la aparición de Dipolos instantáneos e inducidos. La fuerza de London explica por qué los gases apolares como el  $O_2$ ,  $H_2$ ,  $N_2$ , etc., pueden licuarse.

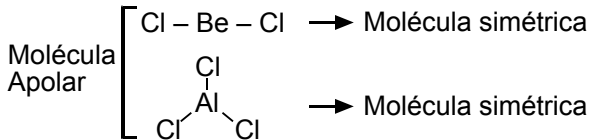


**Nota:** Se puede establecer el siguiente orden respecto a la intensidad de las fuerzas intermoleculares.

Enlace Puente de Hidrógeno > Enlace Dipolo–Dipolo > Enlace por Fuerza de London

### Molécula Apolar

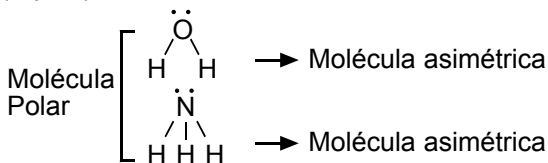
Son aquellas moléculas en las cuales los átomos que rodean al átomo central se disponen en el espacio simétricamente, por lo cual, el centro de carga positiva y negativa coinciden en un punto.



**Nota:** En las moléculas apolares, el átomo central no posee electrones libres; si es diatómico debe de estar formado por átomos iguales.

### Molécula Polar

Son aquellas moléculas en las cuales los átomos que rodean al átomo central se disponen asimétricamente, por lo cual la molécula presenta dos polos de signo opuesto (Dipolo).



**Nota:** En las moléculas polares, el átomo central posee electrones libres, y si es diatómico, debe estar formado por átomos diferentes.

Problemas

- Indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda respecto a los enlaces intermoleculares.
  - Son interacciones eléctricas entre moléculas idénticas o diferentes.
  - En comparación con los enlaces interatómicos, son de menor intensidad.
  - Por su naturaleza se hallan presentes en toda sustancia, como en el cloruro de sodio, NaCl.

A) VVV B) VFV C) FFV D) VVF E) VFF
- Indique las moléculas donde se presenta el enlace dipolo – dipolo.
  - $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$
  - $\text{CH}_3\text{COCH}_3$
  - $\text{H}_2\text{S}$
  - $\text{H}_2$

A) I B) II y III C) I y II  
D) III y IV E) I y IV
- Respecto al enlace puente hidrógeno, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda.
  - Se origina entre moléculas polares donde están presentes enlaces H-O; H-F ó H-N.
  - Es un tipo especial del enlace dipolo – dipolo que se caracteriza por su mayor intensidad respecto a los demás.
  - Los pares no enlazantes del N, O ó F actúan para formar enlace puente de hidrógeno.

A) VFV B) FFV C) VVV D) FVV E) VFF
- Indique las moléculas que formarán líquidos asociados.
  - $\text{H}_2\text{O}_2$
  - $\text{H}_2\text{SO}_4$
  - $\text{CH}_3\text{CHO}$

A) I, II y III B) II C) II y III  
D) I y III E) I y II
- Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda, respecto a las fuerzas de London.
  - Son interacciones de corto alcance, presentes en toda molécula.
  - Son denominadas fuerzas de dispersión debido al movimiento de los electrones en la estructura.
  - Justifican las propiedades físicas de los compuestos electrovalentes.

A) VVF B) VFV C) FFV D) VFF E) VVV
- Señale las especies que entre sus moléculas manifiestan solo fuerzas de London:
  - $\text{CH}_3\text{OH}$
  - $\text{H}_2\text{S}$
  - $\text{CCl}_4$
  - $\text{NH}_3$

A) I B) III C) I y III  
D) IV E) III y IV
- Señale la molécula que no es polar.
 

A)  $\text{AsH}_3$  B)  $\text{NF}_3$  C)  $\text{NO}_2$  D)  $\text{H}_2\text{O}$  E)  $\text{SiH}_4$
- Respecto de la polaridad y solubilidad de las sustancias químicas, ¿qué proposiciones son incorrectas?
  - El  $\text{H}_2\text{O}$  no disuelve a los aceites porque estos son apolares.
  - El  $\text{H}_2\text{O}$  disuelve a la sacarosa y al alcohol etílico porque estos últimos son polares,
  - Si una molécula posee enlaces no polares, entonces en ningún caso será polar.
  - Si una molécula posee enlaces polares, entonces habrá siempre un momento dipolar resultante diferente de cero.

A) III y IV B) I, II y III C) II y III  
D) I y IV E) II, III y IV
- ¿Qué sustancia posee atracciones moleculares dipolo - dipolo, pero no enlaces puente de hidrógeno?
  - HCl;  $\text{SO}_3$
  - $\text{BeCl}_2$ ;  $\text{CCl}_4$
  - $\text{HCHO}$ ;  $\text{CH}_3\text{COCH}_3$
  - $\text{CH}_4$ ;  $\text{BF}_3$
  - HBr;  $\text{AlCl}_3$
- El agua es conocida por ser el disolvente universal. Con respecto a las siguientes sustancias, ¿cuáles son sustancias que se disolverán en el agua?
  - $\text{CH}_3\text{COOH}$  y  $\text{CCl}_4$
  - $\text{CH}_3\text{COCH}_3$  y  $\text{CS}_2$
  - $\text{CCl}_4$  y  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$
  - $\text{C}_6\text{H}_6$  y  $\text{CS}_2$
  - $\text{NH}_3$  y  $\text{CH}_3\text{OH}$
- Indique el orden creciente de fuerza de interacción de enlaces intermoleculares.
  - Enlace dipolo – dipolo
  - Fuerza de London
  - Enlace puente de hidrógeno

A) I < III < II B) II < III < I  
C) I < II < III D) Todos son iguales  
E) II < I < III

12. Señale la alternativa incorrecta respecto de las atracciones moleculares de London.
- Consiste en la atracción de dipolos permanentes que las moléculas forman.
  - Se produce a distancias muy cortas.
  - Estas fuerzas explican la existencia de gases licuados como  $O_{2(l)}$ ,  $C_3H_{8(l)}$ ,  $O_{2(l)}$ , etc.
  - En hidrocarburos, el isómero ramificado posee menor atracción de London que el isómero lineal.
  - Su magnitud es directamente proporcional al peso molecular.
13. La alta polaridad del agua se debe a:
- la polaridad de sus electrones libres.
  - su geometría angular.
  - su geometría lineal.
  - sus 2 enlaces polares.
  - la polaridad de sus electrones libres sumada a la alta polaridad de sus enlaces.
14. Con respecto al enlace puente de hidrógeno, indique las proposiciones incorrectas.
- El acetaldehído  $CH_3 - C(=O) - H$  y la Trimetil amina  $CH_3 - N(CH_3)_2$  son Líquidos asociados.
  - Las sustancias que presentan estos enlaces generalmente poseen baja volatilidad.
  - El ácido acético  $CH_3COOH$  forma enlaces puente de hidrógeno.
  - El diborano,  $B_2H_6$  y el éter etílico  $C_2H_5 - O - C_2H_5$  presentan enlace puente hidrógeno.
- A) I, II y III      B) III y IV      C) II y IV  
D) I y IV      E) Sólo IV
15. Ordene en forma decreciente al punto de ebullición los siguientes compuestos:
- $CH_4$
  - $CH_3CHO$
  - $C_2H_5OH$
  - $HCl$
- I > II > III > IV
  - IV > II > III > I
  - III > I > IV > II
  - III > II > IV > I
  - I > II > IV > III
16. ¿Qué tipo de enlaces permite que los gases apolares puedan ser licuados?
- Enlace puente hidrógeno.
  - Enlace dipolo – dipolo
  - Enlace covalente coordinado
  - Interacciones de London
  - Enlace ion – dipolo
17. Determine la alternativa que complete el siguiente fragmento.  
El enlace ..... es el responsable principal de que el agua tenga mayor punto de ebullición que sus homólogos:  
 $H_2S, H_2Se, H_2Te$
- iónico
  - covalente
  - interatómico
  - puente hidrógeno
  - fuerzas de London
18. De la siguiente lista, señale cuántas moléculas forman líquidos asociados.
- |            |            |
|------------|------------|
| • $HNO_3$  | • $CCl_4$  |
| • $HCHO$   | • $C_6H_6$ |
| • $CH_3OH$ | • $HF$     |
- A) 3      B) 4      C) 5  
D) 6      E) 2
19. Indique el par de sustancias que no se disuelve en agua.
- $CH_3OH; NH_3$
  - $C_2H_5OH; NH_3$
  - $CH_3OH; C_2H_5OH$
  - $C_6H_6; CCl_4$
  - $NH_3; CH_3CH_2OH$
20. De los siguientes solventes, indique uno semejante al agua.
- $CCl_4$
  - $CS_2$
  - $C_6H_6$
  - $CH_3OCH_3$
  - $CH_3OH$

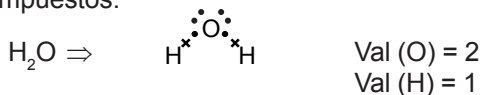
**Claves**

1 A	2 B	3 C	4 A	5 D
6 B	7 E	8 A	9 A	10 E
11 E	12 A	13 E	14 D	15 D
16 D	17 D	18 A	19 D	20 E

# Formulación y Nomenclatura Inorgánica I

## Valencia

Representa la capacidad de combinación que poseen los átomos para formar compuestos.



## Estado de oxidación (E.O.)

Representa la carga relativa que poseen los átomos que forman parte de un compuesto.

### Reglas prácticas de estado de oxidación

- Para sustancias simples o elementos. E.O. = 0
- En compuestos químicos. E.O. (H) = +1  
E.O. (O) = -2
  - E.O. (H) = -1 (en hidruros metálicos)
  - E.O. (O) = -1 (en peróxidos)
  - E.O. (O) = +2 (en el  $\text{F}_2\text{O}$ )
- E.O. (metal IA) = +1 ; Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
- E.O. (metal IIA) = +2 ; Be, Mg, Sr, Ca, Ba, Ra
- En todo compuesto:  $\Sigma \text{E.O. (compuesto)} = 0$
- En iones poliatómicos:  $\Sigma \text{E.O. (ion)} = \text{Carga del ion}$

## ESTADOS DE OXIDACIÓN

METALES	
Au	: +1, +3
Fe, Co, Ni	: +2, +3
Al, Ga	: +3
Sn, Pb, Pt	: +2, +4
Cu, Hg	: +1, +2

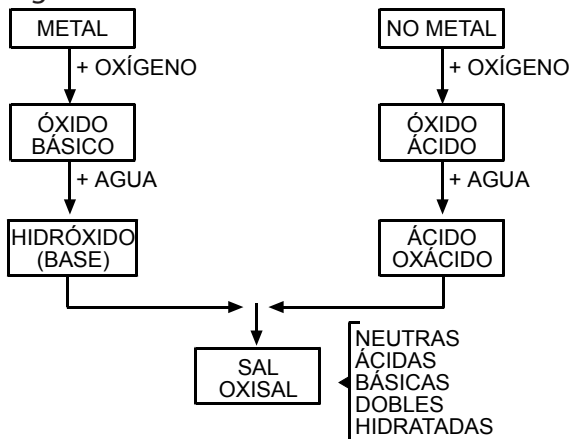
NO METALES	
C	: +2; +4
F	: -1
Cl, Br, I	: +1, +3, +5, +7
S, Se, Te	: +2, +4, +6
B	: +3
N, P	: +1, +3, +5

CASO ESPECIAL

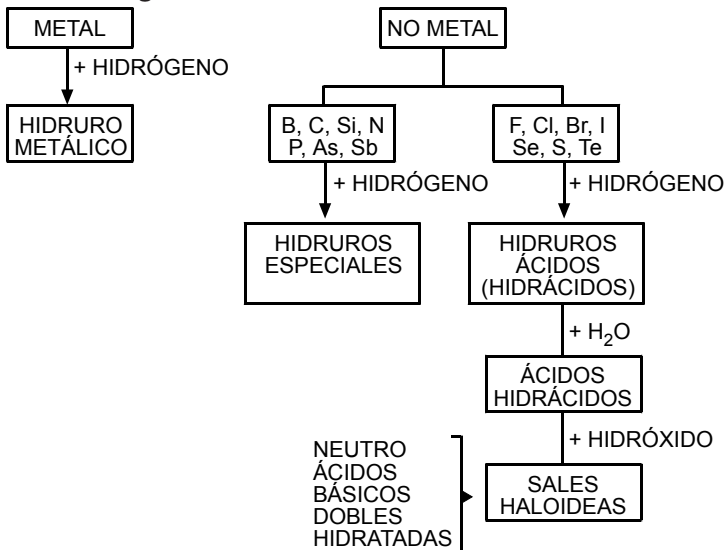
ELEMENTO	EO BÁSICO	EO ÁCIDO
Cr	+2, +3	+3, +6
Mn	+2, +3	+4, +6, +7
V	+2, +3	+4, +5
Bi	+3	+5

FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

Funciones Oxigenadas



Funciones Hidrogenadas



# SISTEMA DE NOMENCLATURA

## 1. Nomenclatura clásica o antigua

PREFIJO	SUFIJO	# DE VALORES DE E.O.			
		1	2	3	4
HIPO ...	OSO			*	*
...	OSO		*	*	*
...	ICO	*	*	*	*
PER ...	ICO				*

↓ Menor E.O.  
 Mayor E.O.

## 2. Nomenclatura stock

Se nombra escribiendo:

 Óxido de **nombre del elemento** (E.O.)

(E.O.): En número romano

## 3. Nomenclatura sistemática (IUPAC)

Se nombra escribiendo:

**PREFIJO** Óxido de **PREFIJO NOMBRE DE ELEMENTO**

El prefijo que se utiliza depende de la cantidad de átomos.

PREFIJO	MONO	DI	TRI	TETRA	PENTA	HEXA	HEPTA	...
# DE ÁTOMOS	1	2	3	4	5	6	7	...

### NOTA:

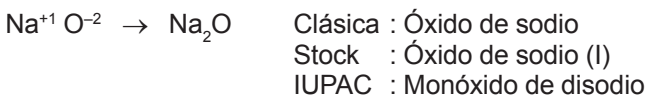
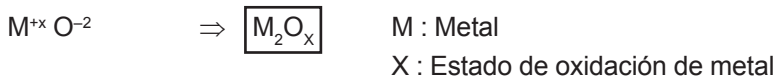
Si en el óxido hay un solo átomo del elemento, se omite el prefijo mono.

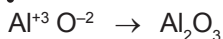
## FUNCIÓN ÓXIDO

Es un compuesto binario que resulta de la combinación de un elemento con el oxígeno. Puede ser óxido básico u óxido ácido (anhídrido).

### A) Óxido Básico (Óxido)

Resulta de la combinación de metal con oxígeno.





Clásica : Óxido de aluminio

Stock : Óxido de aluminio (III)

IUPAC : Trióxido de dialuminio

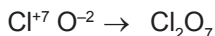
**b) Óxido Ácidos (Anhídrido)**

Resultan de la combinación de un no metal con oxígeno.



E : No metal

X : Estado de oxidación del no metal



Clásica : Anhídrido perclórico

Stock : Óxido de cloro (VII)

IUPAC : Heptóxido de dicloro

**Problemas**

- Indique la veracidad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones.
  - El estado de oxidación de cualquier elemento libre es cero.
  - La valencia puede ser fraccionaria.
  - La valencia y estado de oxidación del nitrógeno en  $\text{NH}_3$  es -3 y +3.

A) VFF    B) FFF    C) FVF  
D) VFV    E) VVF
- Indique la veracidad (V) o falsedad (F) con respecto a las proposiciones.
  - El hidrógeno en los compuestos tiene estado de oxidación + 1
  - El único estado de oxidación del oxígeno es - 2.
  - El sodio tiene estado de oxidación +1 en el NaCl.

A) VVV    B) FVV    C) VFV  
D) FFV    E) VFV
- Indique solo las proposiciones que son correctas.
  - El estado de oxidación del azufre en el  $\text{CaSO}_4$  es +6
  - La valencia del fósforo (P) en  $\text{PH}_3$  es 6.
  - El estado de oxidación del oxígeno (O) en  $\text{H}_2\text{O}_2$  es -1.

A) I y II    B) I y III    C) II y III  
D) Sólo III    E) I, II y III
- ¿Con qué estado de oxidación actúa el cloro en los siguientes compuestos:  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_5$ ?
 

A) - 1; - 3; - 5  
B) +3; +5; +7  
C) +1; +1; +3  
D) - 1; - 3; +7  
E) +1; +7; +5
- Con respecto a los óxidos, marque el concepto más adecuado.
 

A) Son compuestos binarios formados por gases nobles con el oxígeno  
B) Son compuestos formados únicamente por un metal y el oxígeno.  
C) Químicamente es la unión de halógenos con el oxígeno.  
D) Son compuestos obtenidos por la unión directa de los elementos químicos, con el oxígeno.  
E) Son compuestos formados directamente por el hierro con el oxígeno del aire.
- Indique la relación incorrecta de acuerdo con los siguientes compuestos.
 

A) FeO : óxido ferroso  
B)  $\text{Al}_2\text{O}_3$  : óxido de aluminio (II)  
C)  $\text{Cl}_2\text{O}_7$  : anhídrido perclórico  
D)  $\text{CO}_2$  : dióxido de carbono  
E)  $\text{PbO}_2$  : óxido plúmbico

7. Halle la atomicidad para el hidróxido formado con el mayor estado de oxidación del cobre.  
 A) 4                      B) 3                      C) 5  
 D) 6                      E) 12
8. Indique la proposición incorrecta.  
 A) En los hidruros no metálicos, el hidrógeno generalmente tiene estado de oxidación positivo (+1)  
 B) El estado de oxidación puede ser fraccionado  
 C) El oxígeno tiene estado de oxidación - 2, excepto en los peróxidos (-1).  
 D) En los hidruros metálicos, el hidrógeno actúa con E.O. = +1.  
 E) Los elementos en su estado libre tienen estado de oxidación igual a cero.
9. Determine los estados de oxidación del carbono en los siguientes compuestos  $\text{CH}_4$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$   
 A) +3; +1; +4; +4  
 B) +4; +0; +4; +4  
 C) +4; +2; +4; +1  
 D) +3; +3; +2; +4  
 E) +5; +4; +4; +2
10. Con respecto a los números de oxidación, ¿qué proposiciones son incorrectas?  
 I. El hidrógeno actúa con número de oxidación cero en su molécula diatómica.  
 II. El oxígeno tiene número de oxidación -2 cuando se combina con el cloro.  
 III. Los metales actúan con números de oxidación positivos, excepto cuando actúan con el hidrógeno.  
 IV. Los no metales sólo tienen número de oxidación positivo.  
 A) I y II                      B) III y IV                      C) Sólo III  
 D) I y IV                      E) Ninguna
11. Determine los estados de oxidación del carbono, nitrógeno y azufre en los siguientes compuestos

Glucosa:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$   
 Azida de hidrógeno:  $\text{HN}_3$   
 Peroxisulfato de potasio:  $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8$

- A)  $0, -\frac{1}{3}, +7$                       B) 1, 0, 3  
 C) 2, 3, 1                      D)  $\frac{1}{2}, 1, \frac{1}{3}$   
 E)  $-\frac{1}{3}, 0, 2$
12. Determine los estados de oxidación de: Pb, Cu, Fe, K; respectivamente en las siguientes sustancias  
 I.  $\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$   
 II.  $\text{CuClO}_2$   
 III.  $\text{Fe}(\text{SO}_4)_3$   
 IV.  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$   
 A) +3, +3, +4, +1  
 B) +1, +3, +4, +1  
 C) +4, +1, +3, +1  
 D) +1, +3, +4, +4  
 E) +3, +4, +4, +4
13. Determine los estados de oxidación del Na,  $\text{NH}_4$ , Zn, Mg respectivamente en las siguientes sustancias  
 I.  $\text{NaHCO}_3$   
 II.  $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$   
 III.  $\text{Zn}(\text{H}_2\text{BO}_3)_2$   
 IV.  $\text{Mg}(\text{OH})\text{ClO}_3$   
 A) +1, +2, +1, +2  
 B) +1, +1, +1, +1  
 C) +2, +2, +1, +1  
 D) +1, +2, +2, +2  
 E) +1, +1, +2, +2
14. Indique las proposiciones correctas.  
 I. Los hidruros no metálicos de los grupos IIIA, IVA y VA tienen propiedades ácidas  
 II. Los hidruros metálicos son de carácter básico.  
 III. Todos los hidróxidos poseen un metal en su fórmula.  
 IV. El  $\text{H}_2\text{S}$ , sulfuro de hidrógeno, y el HCl enrojecen el papel tornasol.  
 A) II y IV                      B) I, II, III                      C) II, III y IV  
 D) solo IV                      E) I y IV

15. Relacione correctamente nombre fórmula de los siguientes óxidos.

- I. Pentóxido de dicloro
- II. Dióxido de azufre
- III. Óxido de bromo (III)
- IV. Óxido de selenio (IV)

- a)  $\text{SeO}_2$
- b)  $\text{Br}_2\text{O}_3$
- c)  $\text{Cl}_2\text{O}_5$
- d)  $\text{SO}_2$

- A) Ia, IIb, IIIc, IVd
- B) Ib, IIc, IIIa, IVd
- C) Ia, IIb, IIIc, IVd
- D) Ic, IIa, IIIb, IVd
- E) Ic, IIId, IIIb, IVa

16. Indique el nombre de los siguientes compuestos  $\text{N}_2\text{O}_4$  y  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

- A) Óxido de nitrógeno, óxido de fósforo
- B) Tetróxido de nitrógeno, pentóxido de fósforo
- C) Tetróxido de dinitrógeno, pentóxido de difósforo
- D) Dinitruro de oxígeno, difósforo de oxígeno
- E) Oxígeno de nitrógeno (IV), óxido de fósforo

17. ¿Cuál de los siguientes oxácidos posee la formulación incorrecta?

- A) Ácido nitroso:  $\text{HNO}_2$
- B) Ácido ortoperclórico:  $\text{H}_3\text{ClO}_4$
- C) Ácido tetrabórico:  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$
- D) Ácido disulfúrico:  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$
- E) Ácido sulfúrico:  $\text{H}_2\text{SO}_4$

18. Formule los siguientes compuestos:

- I. Decaóxido de tetrafósforo
- II. Pentóxido de dicloro

- A)  $\text{P}_2\text{O}_{10}$ ;  $\text{ClO}_5$
- B)  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ;  $\text{Cl}_2\text{O}_5$
- C)  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ;  $\text{Cl}_5\text{O}_2$
- D)  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ;  $\text{Cl}_2\text{O}_{10}$
- E)  $\text{P}_3\text{O}_9$ ;  $\text{ClO}$

19. ¿Qué compuesto tiene el nombre correcto?

- A)  $\text{CO}$ : Óxido de carbono (IV)
- B)  $\text{Cl}_2\text{O}_5$ : Pentóxido de cloro (II)
- C)  $\text{SO}_3$ : Anhídrido sulfuroso (VI)
- D)  $\text{PbO}$ : Óxido plúmbico
- E)  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ : Heptaóxido de dimanganeso

20. Indique la alternativa que representa al nitrato mercúrico.

- A)  $\text{Hg}(\text{NO}_2)_3$
- B)  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$
- C)  $\text{Hg}_2\text{NO}_3$
- D)  $\text{HgNO}_2$
- E)  $\text{HgNO}_3$

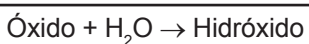
Claves

1 A	2 C	3 B	4 E	5 D
6 B	7 C	8 D	9 B	10 B
11 A	12 C	13 E	14 A	15 E
16 C	17 C	18 B	19 E	20 B

# Formulación y Nomenclatura Inorgánica II

## II. Función Hidróxido

Es un compuesto ternario que posee el grupo funcional hidróxido ( $\text{OH}^-$ ). Se caracteriza por tener sabor amargo. Por lo general se obtiene combinando el óxido básico con el agua.



Formulación:  $\text{M}(\text{OH})_x$

E : Metal

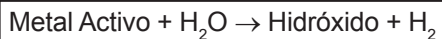
X : Estado de oxidación del metal

### Ejemplo:

Hidróxido de sodio	$\text{Na}(\text{OH})$	Soda cáustica
Hidróxido de potasio	$\text{K}(\text{OH})$	Potasa cáustica
Hidróxido de calcio	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Cal apagada
Hidróxido de magnesio	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	Leche de magnesia

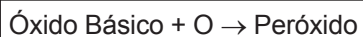
### Nota:

También se obtiene hidróxido según:



## III. Función Peróxido

Es un compuesto binario que posee como grupo funcional al ión peróxido ( $\text{O}_2$ )<sup>-2</sup> donde se puede evaluar que cada átomo de oxígeno actúa con E.O. igual a -1.

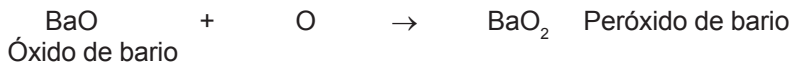


### Ejemplo:

$\text{H}_2\text{O} + \text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$  Peróxido de hidrógeno  
Óxido de hidrógeno

$\text{Na}_2\text{O} + \text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$  Peróxido de sodio  
Óxido de sodio

## QUÍMICA

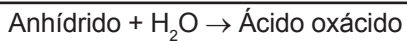


### IV. Función Ácido

Es un compuesto que posee sabor agrio, algunos corroen a los metales activos y neutralizan a los hidróxidos; puede ser de dos tipos: oxácidos e hidrácidos.

#### Ácidos Oxácidos

Son compuestos ternarios que se obtienen por la reacción de anhídridos con agua.



Formulación práctica:



Donde:

X : Estado de oxidación (E.O.) del elemento E.

#### Ejemplo:

Ácido nítrico	$\text{HNO}_3$
Ácido cloroso	$\text{HClO}_2$
Ácido sulfúrico	$\text{H}_2\text{SO}_4$
Ácido carbónico	$\text{H}_2\text{CO}_3$
Ácido fosfórico	$\text{H}_3\text{PO}_4$
Ácido bórico	$\text{H}_3\text{BO}_3$

### V. Función Hidruro

Es un compuesto binario que resulta de la combinación de un elemento con el hidrógeno.

La valencia de los elementos frente al hidrógeno será:

GRUPO	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
VALENCIA	1	2	3	4	3	2	1	0

1. Si el hidrógeno se combina con los metales de los grupos IA y IIA se forman hidruros metálicos.



M : Metal del IA y IIA  
X : Valencia del metal

**Ejemplo:**

NaH : Hidruro de sodio  
CaH<sub>2</sub> : Hidruro de calcio  
KH : Hidruro de potasio

2. Si el hidrógeno se combina con los no metales de los grupos VIA y VIIA, se forman hidruros ácidos o ácidos hidrácidos.



E : No metal VIA y VIIA  
X : Valencia del no metal

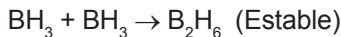
**Ejemplo:**

HCl : Ácido clorhídrico  
H<sub>2</sub>S : Ácido sulfhídrico

3. Si el hidrógeno se combina con los elementos de los grupos IIIA y IVA, se forman hidruros especiales con nombres especiales.

**Ejemplo:**

H <sub>2</sub> O : Agua	CH <sub>4</sub> : Metano
NH <sub>3</sub> : Amoníaco	BH <sub>3</sub> : Borano
SiH <sub>4</sub> : Silano	PH <sub>3</sub> : Fosfina
AsH <sub>3</sub> : Arsina	SbH <sub>3</sub> : Estibina
GeH <sub>4</sub> : Germano	B <sub>2</sub> H <sub>6</sub> : Diborano



**Radicales**

Derivan de ácidos oxácidos o de hidrácidos al perder total o parcialmente sus hidrógenos (H<sup>+</sup>).

Se nombran cambiando:

En el ácido	$\xrightarrow{\text{H}^+}$	En el radical
... OSO		... ITO
... ICO		... ATO
... HÍDRICO		... URO

**Ejemplo:**

	<u>ÁCIDO</u>		<u>RADICAL</u>	
Ácido nitroso	$\text{HNO}_2$	→	$\text{NO}_2^{-1}$	Nitrito
Ácido cloroso	$\text{HClO}_2$	→	$\text{ClO}_2^{-1}$	Clorito
Ácido fosfórico	$\text{H}_3\text{PO}_4$	→	$\text{PO}_4^{-3}$	Fosfato
Ácido sulfúrico	$\text{H}_2\text{SO}_4$	→	$\text{SO}_4^{-2}$	Sulfato
Ácido clorhídrico	$\text{HCl}$	→	$\text{Cl}^{-1}$	Cloruro
Ácido sulfhídrico	$\text{H}_2\text{S}$	→	$\text{S}^{-2}$	Sulfuro

**NOTA:**

Cuando el ácido pierde la mitad de sus hidrógenos se utiliza el prefijo "bi".

**Ejemplo:**

Ácido carbónico  $\text{H}_2\text{CO}_3$  →  $\text{HCO}_3^{-1}$  Bicarbonato

**VI. Función Sal**

Es un compuesto iónico, sólido a temperatura ambiental; por lo general se disuelve en el agua. Obtención:

Por neutralización:  $\text{Ácido} + \text{Hidróxido} \rightarrow \text{Sal} + \text{H}_2\text{O}$

Por corrosión:  $\text{Metal activo} + \text{Ácido} \rightarrow \text{Sal} + \text{H}_2$

Según el tipo de ácido que lo origina, las sales son:

**Sales Oxisales**

Se obtienen a partir de ácidos oxácidos.

**Ejemplos:**

Carbonato de calcio  $\text{CaCO}_3$

Nitrato de Potasio  $\text{KNO}_3$

Bicarbonato de sodio  $\text{NaHCO}_3$

**Sales Haloideas**

Se obtienen a partir de los ácidos hidrácidos; no presentan átomos de oxígeno en su composición.

**Ejemplos:**

Bromuro de sodio  $\text{NaBr}$

Cloruro de sodio  $\text{NaCl}$

Cloruro ferroso  $\text{FeCl}_2$

Problemas

- Indique la relación incorrecta fórmula nombre, respecto a los hidróxidos.
  - $\text{Cu}(\text{OH})_2$ : hidróxido cúprico.
  - $\text{Pb}(\text{OH})_2$ : hidróxido de plomo (II).
  - $\text{Fe}(\text{OH})_3$ : Trihidróxido de hierro.
  - $\text{AgOH}$ : hidróxido argéntico
  - $\text{NaOH}$ : hidróxido sódico (I)
- Señale la relación incorrecta nombre – fórmula, respecto a los ácidos hidrácidos.
  - $\text{H}_2\text{S}_{(g)}$ : sulfuro de hidrogeno.
  - $\text{H}_2\text{Te}_{(ac)}$ : ácido hipoteluroso.
  - $\text{HF}_{(ac)}$ : ácido fluorhídrico.
  - $\text{H}_2\text{Se}_{(ac)}$ : ácido selenhídrico.
  - $\text{HI}_{(ac)}$ : ácido yodhídrico.
- Indique la relación fórmula – nombre incorrecto respecto a los ácidos oxácidos.
  - $\text{HNO}_3$ : ácido nítrico.
  - $\text{HMnO}_4$ : ácido permangánico.
  - $\text{H}_3\text{PO}_4$ : ácido fosfórico.
  - $\text{HClO}$ : ácido hipocloroso.
  - $\text{H}_2\text{SeO}_2$ : ácido selénico.
- Determine la relación incorrecta fórmula-nombre de los siguientes oxoaniones.
  - $\text{SO}_2^{-2}$ : sulfuroso.
  - $\text{NO}_3^{-1}$ : nitrato.
  - $\text{CO}_3^{-2}$ : carbonato.
  - $\text{MnO}_3^{-2}$ : manganato.
  - $\text{HSO}_4^{-1}$ : bisulfato
- Dadas las siguientes especies químicas, indique el número de sales haloideas y de sales oxisales respectivamente.
 

$\text{NH}_4\text{NO}_3$	$\text{KMnO}_4$
$\text{ZnCl}_2$	$\text{Li}_2\text{CO}_3$
A) 0; 4	B) 2; 2
D) 4; 0	E) 3; 1
- Señale la relación incorrecta:
  - $\text{CuSO}_4$ : sulfato de cobre (II)
  - $\text{NaHCO}_3$ : hidrogeno carbonato de sódio
- $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ : nitrato de calcio.
- $\text{Fe}(\text{HS})_2$ : bisulfuro férrico.
- $\text{PbCl}_4$ : tetracloruro de plomo.
- Cierto metal forma un hidróxido cuya atomicidad es 7, determine la atomicidad del óxido que formaría.
  - 4
  - 2
  - 5
  - 6
  - 3
- Seleccione la relación incorrecta.
  - $\text{CaO}$ : cal viva.
  - $\text{NaOH}$ : soda cáustica
  - $\text{NH}_3$ : amoniaco
  - $\text{Fe}_2\text{O}_3$ : halita
  - $\text{SiO}_2$ : cuarzo
- Determine la relación incorrecta, respecto al nombre común – fórmula de las sustancias.
  - hielo seco:  $\text{CO}_{2(s)}$
  - alúmina:  $\text{Al}_2\text{O}_3$
  - leche de magnesia:  $\text{Mg}(\text{OH})_{2(ac)}$
  - gas hilarante:  $\text{N}_2\text{O}_{(g)}$
  - piedra caliza:  $\text{CaO}$
- Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
  - $\text{CO}_2$ : se usa en la fabricación de hielo seco, bebidas gasificadas y también en los extinguidores.
  - $\text{NaOH}$ : se usa en el blanqueo de papel y elaborar jabones.
  - $\text{Mg}(\text{OH})_2$ : se usa como antiácido y laxante.
  - VFF
  - VVV
  - FFV
  - VFV
  - FVF
- Indique la cantidad de hidruros que origina una solución que ponga de color rojo al papel de tornasol.
  - $\text{AlH}_3$
  - $\text{HCl}$
  - $\text{H}_2\text{S}$
  - $\text{CH}_4$
  - $\text{HF}$
  - $\text{BeH}_2$
  - 2
  - 3
  - 4
  - 5
  - 6

# QUÍMICA

12. Indique la relación incorrecta  
Fórmula química-función química  
A)  $\text{H}_2\text{CO}_3$ : oxácido  
B)  $\text{CaH}_2$ : hidruro  
C)  $\text{HCl}$ : ácido hidrácido  
D)  $\text{H}_2\text{SO}_4$ : ácido oxácido  
E)  $\text{CaF}_2$ : hidrácido
13. Indique la relación incorrecta respecto a los cationes:  
A)  $\text{NH}_4^+$ : ion amonio  
B)  $\text{Hg}^{+2}$ : ion mercurico  
C)  $\text{Cr}^{+3}$ : ion monocromato  
D)  $\text{Mg}^{+2}$ : ion magnesio  
E)  $\text{Co}^{+2}$ : ion cobaltoso
14. Determine la relación incorrecta respecto a los aniones.  
A)  $\text{Br}^{-1}$ : ion bromuro  
B)  $\text{CO}_3^{-2}$ : ion carbonato  
C)  $\text{CN}^{-1}$ : ion cianuro  
D)  $\text{N}^{-3}$ : ion nitruro  
E)  $\text{CN}^{-3}$ : ion cianato
15. Indique verdadero (V) o falso (F), respecto a los oxoaniones que forma el cloro.  
I.  $\text{ClO}_4^{-1}$ : ion perclorato  
II.  $\text{ClO}_2^{-1}$ : ion clorito  
III.  $\text{OCl}^{-1}$ : ion hipoclorito  
IV.  $\text{ClO}_3^{-1}$ : ion clorato  
A) V F V F    B) V V V V    C) F F V V  
D) V V F F    E) F V F V
16. Distinga el enunciado incorrecto para la sal obtenida por la siguiente neutralización.  
 $\text{HMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{sal} + \text{agua}$   
A) es un compuesto iónico  
B) el manganeso tiene E.O = +7  
C) es soluble en agua  
D) su atomicidad es 7  
E) es un sólido cristalino
17. Determine la cantidad de sales ácidas de la siguiente lista.  
•  $\text{NaHCO}_3$   
•  $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$   
•  $\text{Na}_2\text{HPO}_3$   
•  $\text{KH}_2\text{PO}_2$   
•  $\text{CaClO}(\text{OH})$   
A) 0                      B) 1                      C) 2  
D) 3                      E) 4

18. Indique lo incorrecto.  
A)  $\text{SiO}_2$ : cuarzo  
B)  $\text{CaCO}_3$ : piedra caliza  
C)  $\text{Al}_2\text{O}_3$ : alúmina  
D)  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ : magnetita  
E)  $\text{CaO}$ : cal viva
19. Indique la alternativa que complete adecuadamente el siguiente fragmento. La atomicidad del bromito de sodio es ..... , y la fórmula del nitrito de amonio es .....  
A) 3,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$   
B) 3,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$   
C) 4,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$   
D) 4,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$   
E) 3,  $\text{NH}_3\text{NO}_2$
20. Señale la relación incorrecta respecto a la nomenclatura de las sales hidratadas.  
A)  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ : cloruro de bario dihidratado.  
B)  $\text{LiCl} \cdot \text{H}_2\text{O}$ : cloruro de litio monohidratado.  
C)  $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ : sulfato de magnesio monohidratado.  
D)  $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ : nitrato de estroncio tetrahidratado.  
E)  $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ; sulfato de cobre (I) trihidratado.

## Claves

1 E	2 B	3 E	4 A	5 C
6 D	7 C	8 D	9 E	10 B
11 B	12 E	13 C	14 E	15 B
16 D	17 E	18 D	19 D	20 E

# Unidades Químicas de Masa

Consiste en el estudio de las unidades químicas que expresan cantidad de materia para las sustancias químicas (elementos y compuestos), las mismas que nos permitirán hacer cálculos de masa, cantidad de átomos o moléculas, composición de las sustancias compuestas, entre otros.

## Unidad de Masa Atómica (u)

Es una unidad de masa que permite expresar la masa de la materia microscópica como átomos, moléculas, protones, neutrones, entre otros.

### Definición:

$$1 \text{ u} = \frac{\text{Masa del isótopo C-12}}{12}$$

### Equivalencias:

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

## Masa Atómica Promedio (MA)

Es una propiedad de cada elemento, cuyo valor es el promedio ponderado de las masas de los isótopos naturales del elemento.

Determinación:

Para el elemento E:	Isótopo	% Abundancia
	${}^{A_1}\text{E}_1$	$P_1\%$
	${}^{A_2}\text{E}_2$	$P_2\%$
	$\vdots$	
	${}^{A_n}\text{E}_n$	$P_n\%$
		100%

$$\text{MA(E)} = \frac{A_1P_1 + A_2P_2 + \dots + A_nP_n}{100}$$

## Masa Molecular ( $\overline{M}$ )

Es la masa promedio de la molécula de una sustancia covalente, la cual se determina sumando las masas atómicas de los elementos que lo conforman multiplicadas por sus respectivas atomicidades.

### **Ejemplos:**

$$\text{H}_2\text{O} : \overline{M} = 2 \text{ MA}(\text{H}) + 1 \text{ MA}(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18 \text{ u}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 : \overline{M} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ u}$$

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 : \overline{M} = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ u}$$

$$\text{O}_2 : \overline{M} = 2 \cdot 16 = 32 \text{ u}$$

### **NOTA:**

Para los compuestos iónicos se determina Masa Fórmula (MF)

$$\text{NaCl} : \text{MF} = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 35,5 = 58,5 \text{ u}$$

$$\text{CaCO}_3 : \text{MF} = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ u}$$

$$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 : \text{MF} = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 3 \cdot 4 \cdot 16 = 342 \text{ u}$$

$$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} : \text{MF} = 63,5 + 32 + 16 \cdot 4 + 5 \cdot 18 = 249,5 \text{ u}$$

## PRINCIPALES UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

### 1. Mol

Es una unidad que indica cantidad de sustancia, la cual contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  unidades estructurales de sustancia.

La mol es la unidad básica de la cantidad de sustancia según el S.I.

1 mol equivale a $6,022 \cdot 10^{23}$ unidades
---

Donde:  $6,022 \cdot 10^{23} = \text{Número de Avogadro} = N_0$

### **Ejemplos:**

1 mol de electrones equivale a  $6,022 \cdot 10^{23}$  electrones.

1 mol de átomos equivale a  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos.

2 mol de moléculas equivale a  $2(6,022 \cdot 10^{23})$  moléculas.

### 2. Átomo Gramo (at-g)

Un átomo gramo es la masa de una mol de átomos ( $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos) de un elemento, el cual equivale a la masa atómica del elemento expresado en gramos.

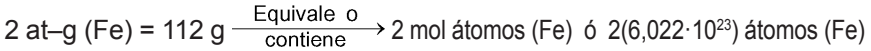
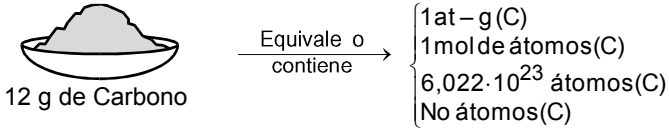
$1 \text{ at-g} = \text{MA}(\text{E})\text{g} \xrightarrow[\text{contiene}]{\text{Equivale o}} 1 \text{ mol de átomos (C) ó } 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos (C)}$
---

E : Elemento químico

**Ejemplos:**

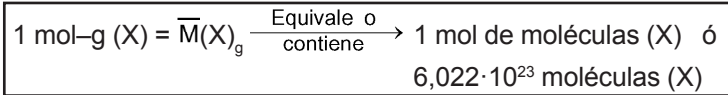


**INTERPRETANDO:**



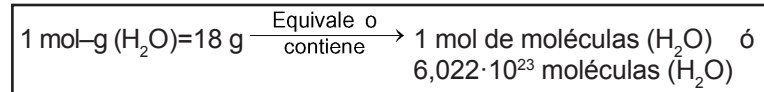
**3. Molécula Gramo (mol-g)**

Una molécula gramo es la masa de una mol de moléculas ( $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas) de una sustancia, la cual equivale a la masa molecular de la sustancia expresada en gramos.

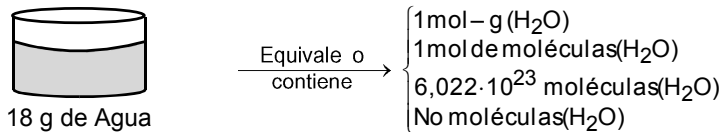


X : Sustancia covalente (elemento o compuesto)

**Ejemplos:**

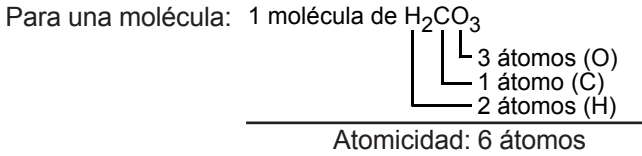


**Interpretando:**

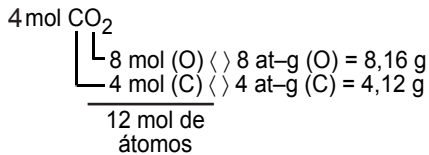
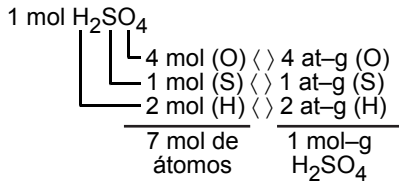


**Interpretación de fórmulas**

Permite relacionar la cantidad de un compuesto con las cantidades de los elementos que lo conforman.



Para una mol de moléculas:



Problemas

01. La unidad, en la cual se expresa el mol-g de una sustancia química es:  
 a) u      b)  $\text{kg}^{-1}$       c) No  
 d)  $\text{mol}^{-1}$       e)  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
02. Respecto a las cantidades de átomos, ordene de menor a mayor, los siguientes casos mostrados:  
 I. 10 at-g de mercurio  
 II. 80 g de peróxido de hidrogeno  
 III. 3,5 mol-g de ozono  
 a) I, II, III      b) II, III, I      c) III, I, II  
 d) II, I, III      e) III, II, I
03. El hierro posee 2 isótopos naturales: Fe-54 y Fe-56. Si la masa atómica del hierro es 55,85 u, ¿cuál es el porcentaje de abundancia del isótopo de menor masa?  
 a) 7,5 %      b) 12,5 %      c) 17,2 %  
 d) 25,5 %      e) 32,5 %
04. El litio presenta dos isótopos cuyas masas atómicas relativas son: 6,02 y 7,02. Si se conoce que sus respectivas abundancias son: 7,6 % y 92,4 %. Halle su masa atómica promedio.  
 a) 7,00      b) 6,94      c) 6,72  
 d) 6,69      e) 6,55
05. Calcular el número de átomos de calcio presentes en 80 gramos de dicho metal.  
 Dato:  $m_A(\text{Ca}) = 40$   
 a)  $6 \times 10^{23}$  átomos  
 b)  $3 \times 10^{23}$   
 c)  $1,2 \times 10^{24}$   
 d)  $10^{23}$   
 e)  $10^{22}$
06. Calcular la masa de un átomo de fósforo.  
 Dato:  $m_A(\text{P}) = 31$   
 a)  $5,15 \times 10^{-23}$  g  
 b)  $10,3 \times 10^{-23}$  g  
 c)  $6,023 \times 10^{23}$  g  
 d)  $6,023 \times 10^{-23}$  g  
 e)  $10,3 \times 10^{23}$  g
07. Una pepita de oro pesa 800 gramos y contiene 3 at-g de oro. Determinar su porcentaje de impurezas.  
 a) 26%      b) 30%      c) 28%  
 d) 20%      e) 80%
08. Las masas de los átomos "X" e "Y" son respectivamente  $5,9 \times 10^{-23}$  y  $2,6 \times 10^{-23}$  gramos. Determinar el peso molecular del compuesto  $\text{X}^2\text{Y}^5$   
 a) 138      b) 149      c) 158  
 d) 180      e) 200
09. Calcular cuántas moléculas existen en 684 g de sacarosa ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ )  
 a) No      b) 2 No      c) 3 No  
 d) 4 No      e) 5 No
10. Un metal "M" forma un hidróxido pentaatómico. Si  $1,8069 \times 10^{24}$  moléculas de dicho hidróxido pesan 222 gramos. ¿Cuántos átomos existen en 120 g del metal "M" ?  
 a) No      b) 2 No      c) 3 No  
 d) 4 No      e) 5 No
11. Determinar el peso de una aleación formada por 4 at-g de cobre y 15 at-g de cinc.  $m_A(\text{Cu}=63,5; \text{Zn}=65)$   
 a) 120g      b) 1229 g      c) 1300 g  
 d) 1238 g      e) 2212 g
12. Una muestra metálica contiene 3 at-g de aluminio y 2 at-g de hierro. Calcular el peso en gramos de dicha muestra.  $m_A(\text{Al}=27; \text{Fe}=56)$   
 a) 12      b) 93      c) 80  
 d) 191      e) 193
13. Cuántos gramos de calcio se encuentran en 800 gramos de  $\text{CaSO}_4$   
 a) 220 g      b) 320      c) 380  
 d) 235      e) 300
14. Cuántos gramos de oxígeno existen en 800g de carbonato de calcio?  
 a) 184 g      b) 224      c) 288  
 d) 384      e) 523

## QUÍMICA

15. Determinar el peso atómico de “y” en el compuesto  $Y_2O_3$ , si 3 mol-g de dicho compuesto pesa 306 g .  
a) 27g      b) 54      c) 36  
d) 42      e) 35
16. La hemoglobina de la sangre contiene 0,35% de hierro. Además existen 2 átomos de hierro por molécula de hemoglobina. Determine la masa molecular aproximada de la hemoglobina.  
Dato:  $MA(Fe) = 56$   
a) 32000      b) 34000      c) 35000  
d) 36550      e) 42000
17. ¿Cuántos protones están contenidos en 2,8 gramos de  $MgO$  ?  
DATOS:  
 $m_A (Mg = 24, O = 16)$   
 $Z (Mg = 12, O = 8)$   
a) 1,4 No      b) 2,8 No      c) 14No  
d) 28 No      e) 56 No
18. ¿Cuántos protones existen en 32g de metano ( $CH_4$ )?  
a)  $1,2 \times 10^{22}$  protones  
b)  $1,20 \times 10^{25}$  protones  
c)  $4,346 \times 10^{23}$  protones  
d)  $6,02 \times 10^{22}$  protones  
e)  $1,2 \times 10^{26}$  protones
19. Se tiene una mezcla de amoníaco y metano gaseosos conteniendo un total de 7 moles de moléculas y 31 moles de átomos. Determine el % en moles de átomos de hidrógeno presentes en la mezcla.  
a) 9,67%      b) 82,67%      c) 74,19%  
d) 38,25%      e) 77,42%
20. Un compuesto tiene la fórmula  $AB_3$  . Si la masa atómica de A es la tercera parte de la masa atómica de B, además la masa molecular de dicho compuesto es 140. Calcular la masa de A en 82 g del compuesto.  
a) 8,2 g      b) 8,8 g      c) 9,2 g  
d) 11,3 g      e) 14,4 g

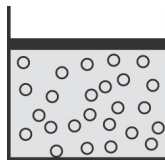
### Clave

01 e	02 d	03 a	04 b	05 c
06 a	07 a	08 b	09 b	10 c
11 b	12 e	13 d	14 d	15 a
16 a	17 a	18 b	19 e	20 a

# Estado Gaseoso

## Concepto de gas

Es uno de los estados de agregación de la materia, donde las moléculas constituyentes están en constante movimiento caótico y conservando alta energía cinética, lo que origina que el gas tenga volumen y forma variable.



Gas

$F_A$  : Fuerza de atracción intermolecular

$F_R$  : Fuerza de repulsión intermolecular

## PROPIEDADES GENERALES DE LOS GASES

### 1. EXPANSIBILIDAD

El gas ocupa el mayor espacio posible debido a la alta energía que poseen las moléculas.

### 2. COMPRESIBILIDAD

El volumen de un gas disminuye al reducir las distancias intermoleculares por aumento de la presión externa.

### 3. DIFUSIÓN

Es el desplazamiento de las moléculas gaseosas a través de algún medio gaseoso o líquido, debido a la alta energía cinética de las moléculas.

### 4. EFUSIÓN

Es el desplazamiento de las moléculas gaseosas a través de materiales porosos, debido al pequeño volumen molecular.

## Variables de estado

Para definir el estado de un gas se debe conocer la presión, el volumen y la temperatura de un gas:

## 1. PRESIÓN (p)

Se origina por los choques moleculares contra las paredes del recipiente. La presión se mide en atmósferas (atm), milímetros de mercurio (mmHg) o pascales (Pa).

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

## 2. VOLUMEN (V)

Es el espacio que ocupa el gas y corresponde al volumen del recipiente que lo contiene.

## 3. TEMPERATURA (T)

Mide el grado de movimiento de los átomos o moléculas, así como también el grado de calor que poseen.

## Teoría cinética molecular de los gases

Se basa en los siguientes postulados:

1. Las moléculas de un gas son masas puntuales, cuyo volumen es despreciable.
2. Las moléculas del gas están en movimiento continuo y caótico, describiendo trayectorias rectilíneas.
3. Las fuerzas de atracción y repulsión intermolecular no existen.
4. Los choques intermoleculares y contra las paredes del recipiente son perfectamente elásticos, lo que garantiza que no hay pérdida en la energía cinética total de las moléculas.
5. La energía cinética media de las moléculas es proporcional a la temperatura absoluta.

## Gas ideal o perfecto

Es un modelo hipotético de gas, que cumple con todos los postulados de la teoría cinética molecular de los gases.

## ECUACIÓN UNIVERSAL DE LOS GASES IDEALES

Relaciona las variables de estado de un gas ideal.

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

Donde:

P : Presión absoluta del gas (atm, mmHg, KPa)

V : Volumen del gas (L)

n : Número de moles (mol)

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow \begin{matrix} g \\ g/mol \end{matrix}$$

T : Temperatura absoluta (K)

$$K = ^\circ\text{C} + 273$$

R : Constante universal de los gases

$$\begin{aligned}
 p &\rightarrow \text{atm} \Rightarrow R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \\
 p &\rightarrow \text{mmHg} \Rightarrow R = 62,4 \frac{\text{mmHg} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \\
 p &\rightarrow \text{KPa} \Rightarrow R = 8,3 \frac{\text{KPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}
 \end{aligned}$$

### Definiciones importantes

#### 1. CONDICIONES NORMALES (C.N.)

Para cualquier gas ideal, Condiciones Normales significa:

$$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$$

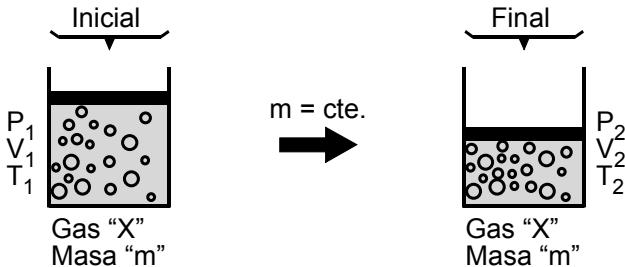
#### 2. VOLUMEN MOLAR NORMAL (Vo)

Es el volumen de 1 mol de gas ideal a las condiciones normales.

$$1 \text{ mol (Gas ideal)} \xrightarrow{\text{C.N.}} V_0 = 22,4 \text{ L}$$

### ECUACIÓN GENERAL DE LOS GASES IDEALES

Para un proceso gaseoso donde la masa del gas permanece constante.



Se cumple:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

### Procesos Restringidos

Son procesos gaseosos donde permanecen constantes la masa del gas y una de las variables de estado.

#### 1. Ley de Boyle–Mariotte

##### PROCESO ISOTÉRMICO (T = cte.)

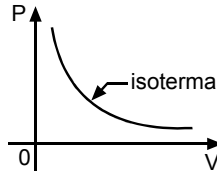
"En un proceso gaseoso donde la temperatura permanece constante; la presión absoluta del gas es inversamente proporcional a su volumen".

$$T_1 = T_2$$

⇒

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Gráfico:



## 2. Ley de Charles

### PROCESO ISOBÁRICO (P = cte.)

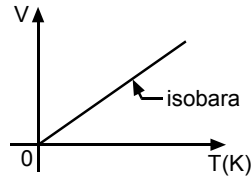
"En un proceso gaseoso donde la presión del gas permanece constante; el volumen del gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta".

$$P_1 = P_2$$

⇒

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Gráfico:



## 3. Ley de Gay-Lussac

### PROCESO ISOCÓRICO O ISOMÉTRICO (V = cte.)

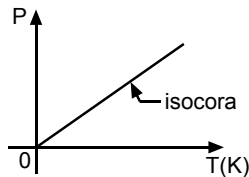
"En un proceso gaseoso donde el volumen del gas permanece constante, la presión absoluta del gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta".

$$V_1 = V_2$$

⇒

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Gráfico:



Problemas

01. Respecto a las propiedades de los gases ideales, indique lo(s) que no corresponde(n).
- Tratan de ocupar el máximo espacio posible.
  - Se puede comprimir hasta licuarlos a cualquier presión y temperatura.
  - Las fuerzas de repulsión son mucho más intensas que las fuerzas de atracción.
  - El choque de sus moléculas son perfectamente elásticos.
- a) Sólo I    b) Sólo II    c) Sólo III  
d) Sólo IV    e) II y III
2. Con respecto a los gases ideales, señale verdadero (V) o falso (F), según corresponda:
- \* Sus moléculas tienen masa despreciable y volumen puntual..
  - \* La energía cinética de sus moléculas es proporcional a su temperatura.
  - \* Un gas real tiende a comportarse como gas ideal a altas presiones y bajas temperaturas.
- a) VVF    b) FFV    c) FVF  
d) VFV    e) VFF
03. Cierta masa gaseosa se encuentra a una presión absoluta de 1,6 atm . A temperatura constante la presión se incrementa en 2,4 atm. Determine la variación, expresado porcentualmente, del volumen del gas respecto del valor inicial.
- Aumenta en 20%.
  - Aumenta en 40%.
  - Disminuye en 40%.
  - Disminuye en 60%.
  - Disminuye en 75%.
04. Isotérmicamente, 12 L de un gas a 3 atm, reduce su volumen a 3 L. Luego, isométricamente se incrementa la presión a 10 atm y la temperatura varía a 327°C. Determine la temperatura inicial de dicha masa gaseosa
- 300 °C    b) 400 °C    c) 550 °C
  - 447 °C    e) 720 °C
05. La densidad de CH<sub>4</sub> con respecto a un gas desconocido es 0,2. Señale cuál de los siguientes corresponde al gas desconocido, si ambos se encuentran a la misma condición de presión y temperatura.
- C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>    b) N<sub>2</sub>    c) SO<sub>3</sub>
  - CO<sub>2</sub>    e) Cl<sub>2</sub>
06. En un recipiente se tiene 126 gramos de nitrógeno gaseoso y en otro recipiente de 41 litros se tiene metano a 127°C. Calcule la presión que ejerce el metano si en ambos recipientes hay igual número de moléculas. m.A. (N = 14).
- 3,6 atm    b) 3,9    c) 4,8
  - 5,1    e) 3,2
07. Un recipiente cuya capacidad es igual a 6 litros contiene aire a 27°C de temperatura y 8,2 atm de presión ¿qué masa de aire se debe expulsar del recipiente, a temperatura constante, para que la presión de este gas disminuya a 4,1 atm?
- Masa molar del aire = 28,8 g/l.
- 28,8 g    b) 57,6 g    c) 86,4 g
  - 144 g    e) 115,2 g
08. Se tiene masas iguales de los siguientes gases, ¿cuál de ellos ocupa mayor volumen en condiciones normales?
- O<sub>2</sub>    b) CO<sub>2</sub>    c) CH<sub>4</sub>
  - N<sub>2</sub>    e) NH<sub>3</sub>
09. Determine el volumen molar del oxígeno a aquellas condiciones en las cuales la densidad de este gas a 1,5 g/L.
- 21,3 L    b) 22,4 L    c) 21,8 L
  - 24,2 L    e) 24,6 L
10. Sin que varíe la temperatura se agrega 10 gramos más de aire a un frasco que contenía dicho gas, y se observa que la presión se duplica. Calcular el peso inicial del aire.
- 20 g.    b) 10 g.    c) 30 g.
  - 15 g.    e) 25 g.

## QUÍMICA

11. ¿Cuántos globos de jebe de 2L de capacidad a 800 mmHg y a 20°C se podrán llenar con todo el aire almacenado en un compresor de 2m<sup>3</sup> de capacidad a 27°C y 4 Atm.  
a) 1078      b) 2060      c) 1030  
d) 2050      e) 3711
12. Se tiene dos recipientes de igual capacidad a las mismas condiciones de presión y temperatura. Si en uno de ellos se encuentra 3,01x10<sup>23</sup> moléculas de gas "X", y en el otro Oxígeno. Calcular el peso de oxígeno en el recipiente.  
a) 64g      b) 32g      c) 42g  
d) 8g      e) 16g
13. ¿A qué temperatura deberá calentarse una vasija abierta que se encuentra a 27°C para que expulse la mitad de la masa de aire que contenía inicialmente?  
a) 200 °C      b) 227°C      c) 273°C  
d) 327°C      e) 373°C
14. Isotérmicamente 10L de un gas a 2 atm se reduce a 4L luego isométricamente aumenta su presión a 10 atm y su temperatura a 327°C. Calcular la temperatura inicial en °C.  
a) 30°C      b) 27°C      c) 18°C  
d) 42°C      e) 12°C
15. 30 litros de un gas se encuentra a 27°C. Si la temperatura aumenta en 400°C isobáricamente, ¿En cuántos litros varía el volumen?  
a) 20 L      b) 50 L      c) 40 L  
d) 30 L      e) 60 L
16. Cuando la presión de un gas se triplica y el volumen se reduce a la mitad la temperatura aumenta en 200°C. Hallar la temperatura final.  
a) 27 °C      b) 73 °C      c) 127 °C  
d) 273 °C      e) 327 °C
17. Se tiene amoniaco en un balón esférico a la presión de 16000 mmHg. Isotérmicamente todo el gas se traslada a otro balón esférico pero de radio el doble que el anterior. Hallar la presión en el segundo balón en mmHg.  
a) 1000 torr      b) 1500 torr  
c) 2000 torr      d) 1200 torr  
e) 3000 torr
18. La presión de un gas aumenta 60% y la temperatura disminuye 80%. Determinar la variación del volumen.  
a) Aumenta 12,5%  
b) Disminuye 12,5%  
c) Aumenta 77,5%  
d) Aumenta 87,5%  
e) Disminuye 87,5%
19. Un gas ideal ocupa 11,5 L a 3,6 atm y 22°C. ¿Qué volumen ocupa a condiciones normales?  
a) 33,8 L      b) 33,3 L      c) 38,3 L  
d) 36,3 L      e) 39,6 L
20. En un recipiente rígido se tiene 64 g. de Oxígeno a 8 atm de presión, posteriormente en ese mismo recipiente a la misma temperatura se tiene 1 g. de H<sub>2</sub>. ¿Cuál será la presión del hidrógeno en este último caso?  
a) 6 atm      b) 10 atm      c) 12 atm  
d) 4 atm      e) 2 atm

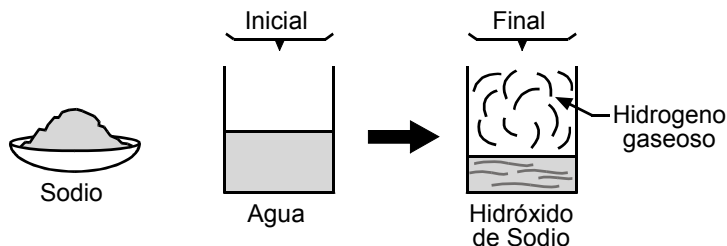
### Clave

01 e	02 a	03 d	04 d	05 c
06 a	07 a	08 d	09 a	10 b
11 e	12 e	13 d	14 b	15 c
16 e	17 c	18 e	19 c	20 e

# Reacciones Químicas

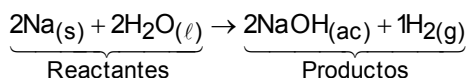
## Reacciones Químicas

Son transformaciones donde una o más sustancias iniciales llamadas reactantes experimentan choques efectivos entre sí, generando ruptura de enlaces químicos y produciéndose formación de nuevos enlaces químicos. En consecuencia, la formación de nuevas sustancias, denominadas productos, con propiedades distintas al de los reactantes.



## Ecuación Química

Es la representación simbólica de una reacción química, donde para las sustancias reactantes y productos se indican sus respectivos símbolos o fórmulas, así como también el estado físico y alguna característica experimental de la reacción química.



## CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

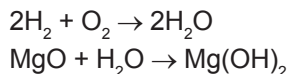
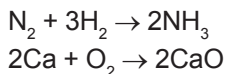
1. Por la forma como se originan los productos

### A) REACCIONES DE SÍNTESIS O ADICIÓN

Son aquellas donde, a partir de dos o más sustancias reactantes, se obtiene un solo producto.

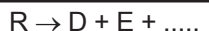


#### Ejemplos:

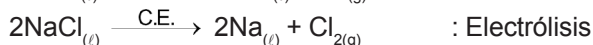
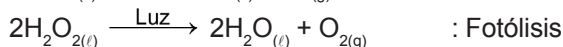
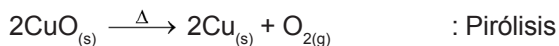


## B) REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN

Son aquéllas donde, a partir de una sola sustancia reactante, se obtienen dos o más productos.

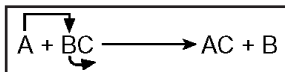


**Ejemplos:**



## C) REACCIÓN DE SUSTITUCIÓN O DESPLAZAMIENTO SIMPLE

Es aquella donde un elemento de mayor reactividad desplaza a otro de menor reactividad de su compuesto.



**Nota:**

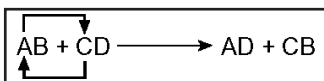
- Los metales más reactivos son los alcalinos y alcalinotérreos.
- Los no metales más reactivos son los halógenos.

**Ejemplos:**



## D) REACCIÓN DE SUSTITUCIÓN DOBLE O METÁTESIS

Es aquélla donde se produce un intercambio atómico entre dos compuestos químicos según la afinidad química que poseen.



**Ejemplos:**

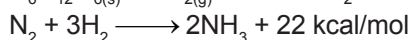


## 2. Reacciones químicas térmicas

### A) REACCIÓN EXOTÉRMICA

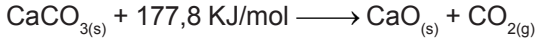
Es aquélla que produce desprendimiento de energía.

**Ejemplos:**



**B) REACCIÓN ENDOTÉRMICA**

Es aquella que absorbe energía para formar los productos.

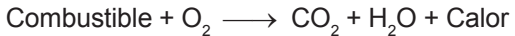
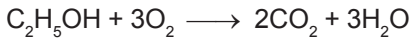
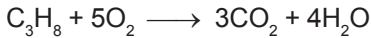
**Ejemplos:****3. Reacciones de combustión**

Son aquellas que se producen por la interacción de un combustible (compuesto orgánico) con un comburente (oxígeno).

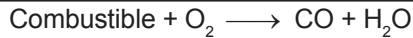
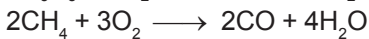
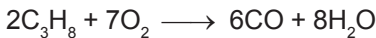
Son reacciones exotérmicas; liberan energía en forma de luz y calor.

**A) COMBUSTIÓN COMPLETA**

Se produce cuando hay exceso de oxígeno.

**Ejemplos:****B) COMBUSTIÓN INCOMPLETA**

Se produce cuando hay poco oxígeno.

**Ejemplos:****REACCIONES REDOX**

Son aquellas reacciones donde se produce transferencia de electrones, la cual provoca cambio del estado de oxidación de algunos elementos que participan en la reacción.

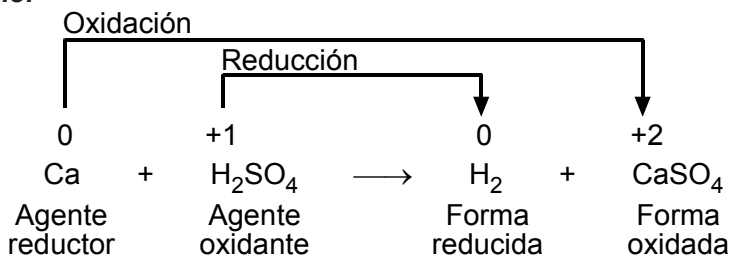
## QUÍMICA

La terminología usada en las reacciones REDOX se resume en el siguiente cuadro.

R E D O X	
REDUCCIÓN	OXIDACIÓN
Ganancia de e <sup>-</sup> Disminuye el E.O. Agente oxidante A.O.	Pérdida de e <sup>-</sup> Aumenta el E.O. Agente reductor A.R.

↑ Transferencia de e<sup>-</sup> ↓

**Ejemplo:**



### Balanceo de ecuaciones químicas

Es el proceso que consiste en igualar el número de átomos de cada elemento químico en ambos lados de la ecuación química, cumpliendo la ley fundamental de las reacciones químicas que es la ley de conservación de la masa.

#### 1. MÉTODO DE TANTEO

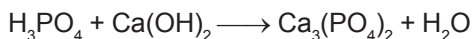
Aplicable a ecuaciones pequeñas y/o sencillas.

Secuencia de balanceo

ORDEN	1er.	2do.	3er.	4to.
ELEMENTOS	Metal	No metal	H	O

**Ejemplo:**

Balancear la siguiente ecuación química:



Balanceamos en Ca:  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \underline{3}\text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$

Luego el P:  $\underline{2}\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$

Balanceamos el H:  $2\text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \underline{6}\text{H}_2\text{O}$

Finalmente se verifica el O.

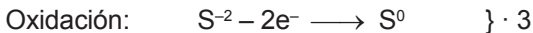
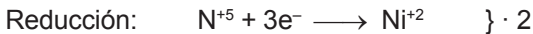
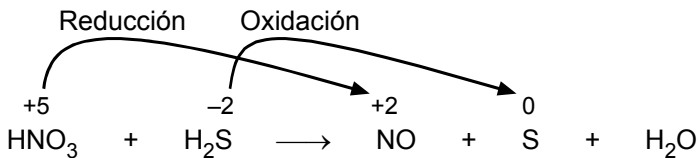
## 2. MÉTODO REDOX

Aplicable a reacciones del tipo REDOX. Consta de los siguientes pasos:

- Se determina el estado de oxidación de cada elemento.
- Separar las semirreacciones de oxidación y reducción.
- Se efectúa el balance atómico de cada semirreacción.
- Se efectúa el balance de cargas eléctricas en cada semirreacción, sumando o restando electrones.
- Igualar los electrones ganados y perdidos, y sumar miembro a miembro las semirreacciones.
- Las reacciones obtenidas se reemplazan en la ecuación original, y el resto se balancea por el método de tanteo.

### Ejemplos:

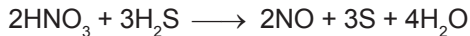
Balancear la siguiente ecuación:



Sumando las semirreacciones:



Reemplazando en la ecuación original:



Balancear las siguientes ecuaciones:

### A. MÉTODO DEL TANTEO

- $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{ZnCO}_3 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{BaS} + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{BaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{PbCO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow \text{PbCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

### B. MÉTODO REDOX

- $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$
- $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \longrightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$
- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{CuSO}_4 + \text{KI} \longrightarrow \text{CuI}_2 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$
- $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

**Problema**

01. Respecto a las reacciones químicas señale verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- I. Los reactantes necesariamente absorben energía para activarse.
- II. Los reactantes experimentan choques eficaces.
- III. Son necesarios dos o más sustancias reactantes.
- IV. Se cumple que la cantidad de sustancias reactantes es igual a la cantidad de sustancias productos.

- A) VVVV    B) VFVF    C) FVFV  
D) VVFF    E) FFVV

02. Dos sustancias líquidas transparentes diferentes se mezclan en un erlenmeyer. Constituyen evidencia de que se ha producido una reacción química:

- I. La mezcla formada presenta una densidad promedio.
- II. La formación de un precipitado.
- III. El desprendimiento de un gas.
- IV. La liberación de calor.

- A) I, II, III, IV    B) I, III  
C) I, IV    D) II, III  
E) solo II

03. Señale la(s) proposición(es) donde es evidente la ocurrencia de una reacción química:

- I. Respiración humana.
- II. Destilación del Pisco en un alambique
- III. Al quemar un pedazo de madera.
- IV. Al encender un foco de 100 watts.

- A) I y III    B) II y III  
C) III y IV    D) I, II y III  
E) II, III y IV

04. Indique la relación incorrecta con respecto a las reacciones químicas:

- A)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$  Descomposición
- B)  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ : Adición
- C)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  Metátesis
- D)  $\text{Na} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2$ : Sustitución simple
- E)  $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{calor}$ : Endotérmica

05. Con respecto a las reacciones químicas, indique ¿cuál es la afirmación errónea?

- A) La reacción de descomposición por acción del calor se denomina pirolisis
- B) En una reacción de combustión completa se libera  $\text{CO}_2$  y agua y es endotérmica.
- C) Si es exotérmica libera energía
- D) Se originan debido a la ruptura y formación de enlaces químicos.
- E) La entalpía de una reacción química es positiva ( $\Delta H > 0$ ), nos indica que es endotérmica

06. Con respecto a las reacciones químicas, balancear e indicar en cual de ellos es mayor la suma de sus coeficientes.

- a)  $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b)  $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
- c)  $\text{HNO}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- d)  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
- e)  $\text{Fe} + \text{HBr} \rightarrow \text{FeBr}_3 + \text{H}_2$

07. En la siguiente reacción química, luego de balancear por el método redox, señale la alternativa correcta:



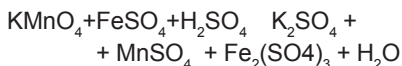
- A) El coeficiente del  $\text{NO}_2$  es 15
- B) Se han ganado un total de 4 electrones

- C) Es una reacción de desproporción.
- D) Los nitrógenos del  $\text{HN}_3$  se han oxidado perdiendo en total 52 electrones
- E) El hidrógeno desempeña el papel de agente reductor.
08. Señale una reacción que no es de simple desplazamiento:
- A)  $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- B)  $\text{Mg} + \text{CuSO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{MgSO}_4(\text{ac}) + \text{Cu}$
- C)  $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
- D)  $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2$
- E)  $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2$
09. Respecto a una reacción endotérmica señale la verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones:
- I. Los reactantes tienen que absorber energía para formar los productos.
- II. Los productos tienen más energía que los reactantes.
- III. La variación de entalpía es negativa.
- IV. Generalmente son reacciones de descomposición.
- A) VVVV    B) VVVF    C) VFVF
- D) VVFF    E) FVFF
10. Señale la verdad (V) o falsedad (F) de las siguientes proposiciones con relación a las reacciones Redox:
- I. Necesariamente ocurre la oxidación y la reducción.
- II. El agente oxidante es el que gana electrones.
- III. El agente reductor se oxida.
- IV. El agente oxidante suministra electrones al agente reductor.
- A) VVVV    B) VVVF    C) VFVF
- D) FVFF    E) VVFF
11. Para la siguiente reacción, señale la proposición correcta:
- $$\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- A) Es una reacción de desproporción
- B) El  $\text{MnO}_2$  es el agente reductor
- C) El HCl es el reductor
- D) El  $\text{H}_2\text{O}$  es la forma oxidada
- E) El  $\text{MnCl}_2$  es la forma oxidada
12. Luego de balancear por Redox, hallar la suma de los coeficientes del oxidante y reductor:
- $$\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- A) 6                  B) 7                  C) 8
- D) 5                  E) 9
13. En la siguiente reacción química halle el número de electrones transferidos, al balancear por el método redox:
- $$\text{HNO}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$$
- A) 25                  B) 10                  C) 20
- D) 15                  E) 30
14. Balancear la siguiente reacción redox:
- $$\text{FeCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_3$$
- Indicar la relación molar
- Q = (forma reducida / forma oxidada)
- A) 4                  B) 2                  C) 1
- D) 2,5                  E) 3
15. Luego de balancear por Redox, señale la suma de coeficientes de los compuestos del carbono:
- $$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2 + \text{KCl}$$
- A) 2                  B) 3                  C) 4
- D) 6                  E) 8

## QUÍMICA

16. Balancear la siguiente ecuación por

Redox:



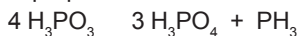
Determine:

$Q = (\text{Coef. Ag. reductor} / \text{coef. Forma oxidada})$

- A) 0,5      B) 1      C) 1,5  
D) 2,0      E) 4,0

17. Respecto a los procesos redox, indique la verdad (V) o falsedad (F) de cada proposición,

- I. La sustancia que se reduce transfiere electrones al que se oxida
- II. En la reducción se pierde electrones para que aumente el estado de oxidación.
- III. Los ácidos: HCl, HMnO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub> pueden utilizarse como agentes reductores.
- IV. La siguiente reacción es de desproporción:



- a) FFVV  
b) FFFV  
c) VFFV  
d) VVFV  
e) FVFV

18. Balancear:



Y dar como respuesta: El número de electrones transferidos.

- A) 2      B) 3      C) 4  
D) 5      E) 6

19. En la siguiente reacción, luego de balancear:



Calcular:

$$E = \frac{\sum \text{coeficientes de reactivos}}{\sum \text{Coeficientes de productos}}$$

- A) 7/4      B) 5/2      C) 11/4  
D) 4/7      E) 5/11

20. Complete la siguiente reacción de combustión, que se lleva a cabo con suficiente oxígeno:



Balancear y dar como respuesta la suma de sus coeficientes mínimos enteros.

- A) 48      B) 50      C) 56  
D) 61      E) 63

Clave

01 D	02 D	03 A	04 E	05 B
06 A	07 D	08 C	09 D	10 B
11 C	12 B	13 E	14 C	15 C
16 D	17 B	18 E	19 A	20 D

# Estequiometría

## Introducción

En la industria y en el laboratorio se requiere conocer la cantidad de sustancias empleadas y las cantidades de las sustancias que se obtienen.

Puesto que a los símbolos y fórmulas les corresponde, además, una significación cuantitativa, es posible calcular con su ayuda las cantidades de sustancias (masas o volúmenes) con las que participan como reactantes o productos en las reacciones químicas.

La palabra ESTEQUIOMETRÍA se deriva del griego *stoeichion* que significa "primer principio o elemento", y *metron* que significa "medida". Por consiguiente significa realizar cálculos o medidas de cantidades de elementos en la formación de compuestos. En la actualidad, éstas cantidades pueden ser no sólo de elementos sino también de sustancias compuestas.

## Concepto

La estequiometría es una parte de la química que describe las relaciones cuantitativas entre los elementos en los compuestos y entre las sustancias cuando sufren cambios químicos.

### PRINCIPALES RELACIONES ESTEQUIOMÉTRICAS

1. Ponderal (relación masa–masa).
2. Volumétrica (relación volumen–volumen).
3. Masa–volumen.

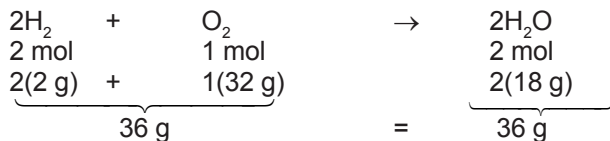
## LEYES DE LA COMBINACIÓN QUÍMICA

### Leyes Ponderales

#### 1. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA

Fue planteada por el químico francés Antoine Lavoisier (1743–1794), considerado el padre de la química moderna; nos indica que en toda reacción química completa y balanceada la masa total de las sustancias reactantes es igual a la masa total de las sustancias de los productos.

**Ejemplos:**

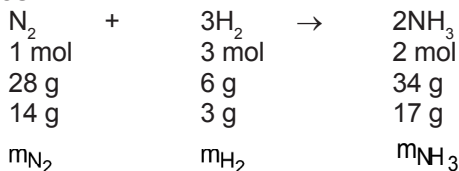


Se cumple:  $\Sigma \text{ masas (react.)} = \Sigma \text{ masas (produc.)}$

**2. LEY DE PROPORCIONES DEFINIDAS**

Fue enunciada por el químico francés Joseph Louis Proust (1748–1822); establece que en todo proceso químico los reactantes y productos participan manteniendo sus masas o sus moles en una proporción fija, constante y definida; cualquier exceso de uno de ellos permanece sin reaccionar.

**Ejemplos:**



Para la reacción se cumple:

$$\frac{m_{\text{N}_2}}{28} = \frac{m_{\text{H}_2}}{6} = \frac{m_{\text{NH}_3}}{34}$$

De la ecuación: 28 g de N<sub>2</sub>, se requieren para reaccionar con 6 gramos de H<sub>2</sub> y producir 34 g de NH<sub>3</sub>.

Si se combinan 28 g de N<sub>2</sub> con 10 g de H<sub>2</sub> se observa que las masas de los elementos no intervienen en la misma relación de Proust o relación estequiométrica.

Entonces, cierta masa de algún elemento que dejará de combinarse o reaccionar a esta sustancia, se llama **Reactivo en Exceso**.

**Reactivo en Exceso (R.E.):** Es aquel reactante que interviene en mayor proporción estequiométrica, por lo tanto, sobra (exceso) al finalizar la reacción.

En el ejemplo anterior, el R.E. es el H<sub>2</sub>, ya que sólo reaccionarán 6 g; 4 g de H<sub>2</sub> permanecen sin reaccionar.

El reactivo que se consume totalmente se llama reactivo limitante.

**Reactivo limitante (R.L.):** Es aquel reactante que interviene en menor proporción estequiométrica, por lo tanto, se agota o se consume totalmente y limita la cantidad de producto(s) formado(s).

En nuestro ejemplo, el R.L. es el N<sub>2</sub>, pues al agotarse limitó sólo a 34 gramos la masa del amoníaco formado (masa máxima).

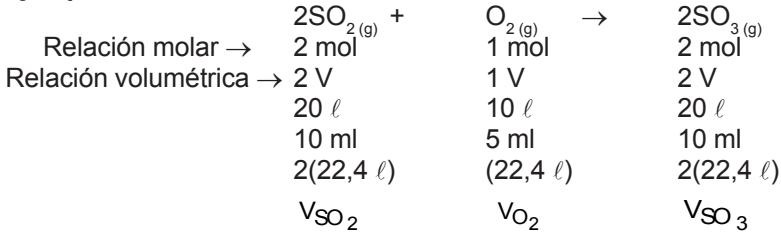
### 3. LEY VOLUMÉTRICA O LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN

Fue anunciada por el científico Joseph Louis Gay-Lussac (1778–1850), quien investigando las reacciones de los gases determinó:

A las mismas condiciones de presión y temperatura existe una relación constante y definida entre los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en una reacción química; cualquier exceso deja de combinarse.

Estas relaciones sólo serán aplicables a sustancias gaseosas.

**Ejemplos:**



Por la reacción se cumple:

$$\frac{V_{\text{SO}_2}}{2} = \frac{V_{\text{O}_2}}{1} = \frac{V_{\text{SO}_3}}{2}$$

**Porcentaje de pureza de una muestra química**

Sólo reaccionan las sustancias químicamente puras, las impuras no reaccionan; por consiguiente, en los cálculos estequiométricos sólo trabajaremos con la parte pura de la muestra química.

$$\% \text{ Pureza} = \frac{\text{Cantidadde sustancia pura}}{\text{Cantidadde muestra impura}} \times 100$$

**Porcentaje de rendimiento o eficiencia de una reacción (%R)**

- Rendimiento teórico.- Es el máximo rendimiento que puede obtenerse cuando los reactantes dan solamente el producto; la cantidad real del reactivo limitante se usa para los cálculos estequiométricos de rendimientos teóricos.
- Rendimiento real.- Es la cantidad obtenida de un producto en la práctica cuando se ha consumido totalmente el reactivo limitante; es decir que teóricamente debemos obtener el 100% de una determinada sustancia, pero por diversos factores, como presencia de impurezas, fugas, malos equipos, etc., este porcentaje se reduce.

El porcentaje de rendimiento es la medida de la eficiencia de la reacción y se define como:

$$\% R = \frac{\text{Cantidad real}}{\text{Cantidad teórica}} \times 100$$

Problemas

1. Indicar cuántas proposiciones son verdaderas:

I. Se denomina estequiometría al estudio de las reacciones químicas desde el punto de vista cuantitativo, como relaciones de masas, volúmenes, eficiencia del proceso, etc.

II. La ley de Lavoisier se aplica tanto en reacciones ordinarias como en reacciones nucleares.

III. En toda reacción química real, reactantes y reactivos presentan iguales cantidad de sustancia.

IV. Reactivo en exceso es aquella sustancia de menor valor comercial.

- a) 0            b) 1            c) 2  
d) 3            e) 4

2. Se oxida totalmente 280 g de hierro mediante el proceso:

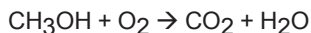


Determine la masa de hidrógeno producido.

Masas atómicas: Fe = 56, H = 1

- a) 10 g        b) 15 g        c) 18 g  
d) 20 g        e) 25 g

3. El metanol CH<sub>3</sub>OH se quema en aire de acuerdo con la ecuación.



Si se utilizan 209 g de metanol en un proceso de combustión, ¿cuál es la masa de H<sub>2</sub>O producida?

- a) 225 g        b) 235 g        c) 245 g  
d) 265 g        e) 325 g

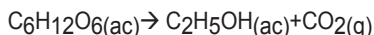
4. El acetileno (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>) se obtiene por la acción del agua sobre el carburo de calcio de acuerdo a:



¿Cuántos gramos de agua deberán reaccionar con 2 moles de carburo de calcio, para que este reaccione totalmente?

- a) 20 g        b) 40 g        c) 64 g  
d) 72 g        e) 84 g

5. Se tiene la siguiente reacción de fermentación:



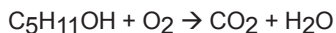
Si se consumen 9 g de glucosa, ¿qué volumen de gas a condiciones normales se pueden obtener?

- a) 22,4 L        b) 2,24 L        c) 1,22 L  
d) 11,2 L        e) 2 L

6. ¿Cuántos litros de oxígeno a 1248 mmHg y 27°C se requieren para la combustión completa de 780 g de benceno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>)?

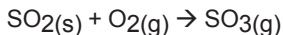
- a) 125 L de O<sub>2</sub>  
b) 1,25 L de O<sub>2</sub>  
c) 225 L de O<sub>2</sub>  
d) 1 125 L de O<sub>2</sub>  
e) 228,25 L de O<sub>2</sub>

7. Se combustonan 440 g de C<sub>5</sub>H<sub>11</sub>OH con 256 g de O<sub>2</sub>. Calcular el volumen de CO<sub>2</sub> producido a condiciones normales e indicar el reactivo en exceso.



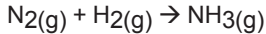
- a) 22,4 L y O<sub>2</sub>  
b) 112 L y C<sub>2</sub>H<sub>11</sub>OH  
c) 119,5 L y O<sub>2</sub>  
d) 235 L y O<sub>2</sub>  
e) 235 L y C<sub>5</sub>H<sub>11</sub>OH

8. Se combinan, a iguales condiciones de presión y temperatura, 8 L de SO<sub>2</sub> con 8 L de O<sub>2</sub>, ¿qué volumen de SO<sub>3</sub>, se pueden obtener?



- a) 8 L            b) 9 L            c) 10 L  
d) 12 L          e) 16 L

9. Se obtiene amoníaco mediante la síntesis de Haber:



Si se combinan 42 g de  $\text{N}_2$  y 10 g de  $\text{H}_2$ . Calcular la masa de amoníaco obtenido.

- a) 43 g      b) 45 g      c) 47 g  
d) 49 g      e) 51 g

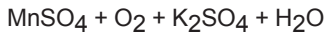
10. ¿Cuántas moléculas de cloro se obtendrían a partir de 4,9 kg de ácido sulfúrico, de acuerdo a la siguiente ecuación química:

Dato: Masa atómica: S = 32



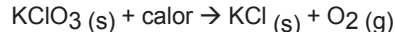
- a) 31,25 No    b) 19,25 No    c) 40 No  
d) 30 No      e) 41,25 No

11. ¿Cuántos gramos de peróxido de hidrógeno se requieren para obtener 1120 L de oxígeno a C.N. de acuerdo a:



- a) 300 g      b) 800 g      c) 1 700 g  
d) 1 370 g    e) 1 430 g

12. En un crisol de porcelana se calienta 245 g de clorato potasio, de acuerdo a:

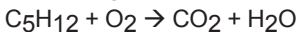


¿Qué masa de oxígeno se produce, si la eficiencia del proceso es del 80%?

Dato: Masa atómica: K=39; Cl=35,5 ; O=16

- a) 76,8 g      b) 96 g      c) 36 g  
d) 48,6 g      e) 82,6 g

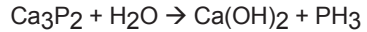
13. Combustionan 720 g de  $\text{C}_5\text{H}_{12}$  produciendo 2 kg de  $\text{CO}_2$ , de acuerdo a:



Determine el rendimiento, en términos porcentuales del proceso.

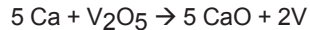
- a) 1%          b) 29%      c) 90,9%  
d) 41,9%      e) 0,1%

14. En un proceso químico, reacciona 91 g de fosfuro de calcio, al 80% de pureza, con agua. Determinar la masa máxima que se puede obtener de fosfina ( $\text{PH}_3$ )



- a) 45,5 g      b) 20 g      c) 72,3 g  
d) 91 g        e) 27,2 g

15. El vanadio metálico, utilizado en aleaciones ferrosas, se puede obtener haciendo reaccionar óxido de Vanadio (V) con calcio a temperaturas elevadas:

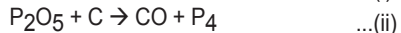


Si reaccionan 1,54 kg de  $\text{V}_2\text{O}_5$  con 1,96 kg de Ca. Calcular el rendimiento del proceso, si se obtienen 803 g de V.

Dato: MA (Ca = 40, V = 51)

- A) 7%          B) 47%      C) 73%  
D) 93%        E) 87%

16. Se produce fósforo de acuerdo:



Determine qué masa de fósforo se podrá obtener a partir de 100 g de fosforita que contiene 70% en masa de fosfato de calcio.

Dato: mA (O = 18 ; Ca = 40 ; P = 31)

- a) 12 g      b) 14 g      c) 16 g  
d) 24 g      e) 32 g

17. Se mezclan masas iguales de bromo y calcio; el bromo se convierte completamente en bromuro de calcio.

¿Qué porcentaje en masa de calcio inicial permanece sin reaccionar?

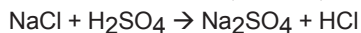
Masa atómica: Ca = 40; Br = 80

- a) 15%      b) 35%      c) 48%  
d) 75%      e) 95%

## QUÍMICA

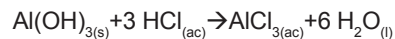
18. ¿Cuántos gramos de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  al 98% de pureza pueden obtenerse a partir de 300g de sal gema al 93,6% de pureza?

Masa atómica: Na = 23; Cl = 35,5



- a) 312,4      b) 333,3      c) 303,3  
d) 347,7      e) 403,2

19. El jugo gástrico contiene, aproximadamente, 3,0 g de HCl por litro. Si una persona produce unos 2,5 L de jugo gástrico diariamente, ¿cuántas tabletas antiácidas, cada uno de 400 mg  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , se necesitan para neutralizar todo el HCl producido en un día?



- a) 24 tabletas  
b) 20 tabletas  
c) 13 tabletas  
d) 8 tabletas  
e) 1 tableta

20. ¿Qué volumen de aire se necesita para la combustión completa de 80 L de gas butano,  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , considere que el aire contiene 20% de  $\text{O}_2$  en volumen?

- A) 1,5 m<sup>3</sup>      B) 1,7 m<sup>3</sup>      C) 2,6 m<sup>3</sup>  
D) 3,4 m<sup>3</sup>      E) 4,5 m<sup>3</sup>

### Claves

01b	02 b	03 b	04 d	05 b
06 d	07 b	08 a	09 e	10 a
11 c	12 a	13 c	14 e	15 d
16 b	17 d	18 d	19 c	20 c

# Soluciones

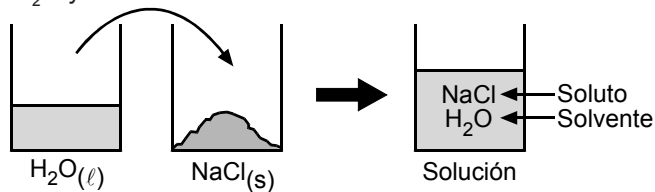
La mayoría de las reacciones químicas se llevan a cabo no entre sólidos, líquidos o gases puros, sino entre iones y moléculas disueltos en agua o en otros solventes. El aire que respiramos está conformado de nitrógeno, oxígeno, argón y otros gases mezclados homogéneamente; las aleaciones están conformadas por dos o más elementos, generalmente metales como el acero (Fe, C), bronce (Cu y Sn), también mezclados homogéneamente y así las sustancias químicas (elementos y compuestos) no son usados en su estado de alta pureza, sino conformando mezclas homogéneas.

## Concepto de solución

Son mezclas homogéneas de dos o más sustancias puras en proporción variable, donde los componentes están dispersados uniformemente en toda la mezcla, de manera que cualquier porción de ella presenta las mismas características como composición, propiedades y estado físico. Los componentes de la solución, según la función que cumplen, son denominados soluto o solvente.

### **Ejemplo:**

Mezcla de  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{NaCl}$ .



## Soluto (STO)

Es la sustancia que se dispersa en el solvente; determina las propiedades químicas de la solución y generalmente se encuentra en menor proporción.

## Solvente (STE)

Es la sustancia que actúa como medio dispersante para el soluto; disuelve al soluto, determina el estado físico de la solución y generalmente se encuentra en mayor cantidad.

### Solución binaria o disolución

Son aquellas soluciones conformadas por dos componentes: un soluto y un solvente.

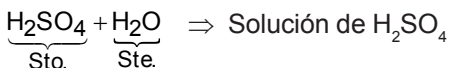
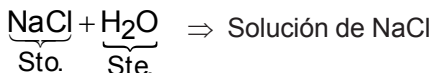
$$\boxed{\text{Disolución} = 1 \text{ soluto} + 1 \text{ solvente}}$$

### Solución acuosa

Son aquellas soluciones donde el solvente es el agua. El agua, por la polaridad alta que poseen sus moléculas, es la sustancia con una gran capacidad para disolver a las sustancias polares y a las sustancias iónicas, por lo que es considerada como un solvente universal.

$$\boxed{\text{Solución acuosa} = 1 \text{ soluto} + \text{H}_2\text{O}}$$

### Ejemplos:



### Nota:

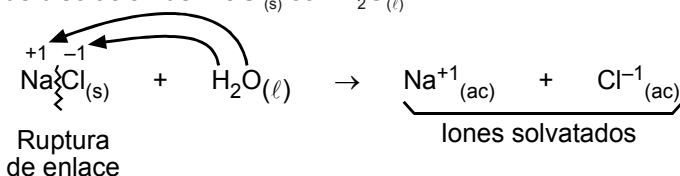
Al nombrar a una solución se menciona al soluto.

### Proceso de Disolución

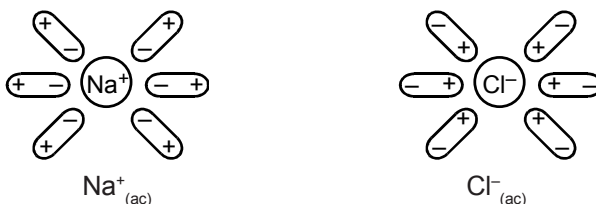
Al formarse una solución, las interacciones que existían entre las partículas del soluto se rompen, así también las interacciones existentes entre las partículas del solvente se rompen, produciéndose interacciones intensas entre las partículas del soluto y solvente.

### Ejemplo:

Proceso de disolución del  $\text{NaCl}_{(s)}$  con  $\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ .



Las especies acuosas  $\text{Na}^{+1}_{(ac)}$  y  $\text{Cl}^{-1}_{(ac)}$  son aquellas que están rodeadas por una cantidad de moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  ( $\leftrightarrow$ ).



### Solubilidad (S)

Es la masa máxima de soluto (en gramos) que se puede disolver en 100 g de agua a una determinada temperatura.

$$S_{\text{STO}} = \frac{m_{\text{max. (STO.) g}}}{100 \text{ g de H}_2\text{O}}$$

**Ejemplo:**

$$1) S_{\text{NaCl}}^{20^\circ\text{C}} = \frac{36 \text{ g NaCl}}{100 \text{ g de H}_2\text{O}}$$

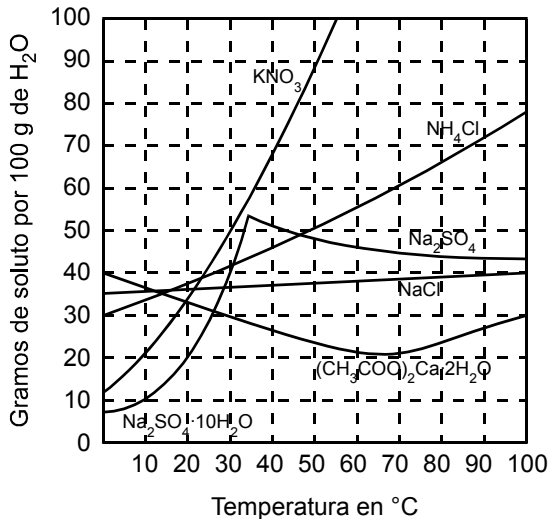
Significa que a 20°C, 36 g es la masa máxima de NaCl que se puede disolver en 100 g de H<sub>2</sub>O.

$$2) S_{\text{KNO}_3}^{20^\circ\text{C}} = \frac{32 \text{ g KNO}_3}{100 \text{ g de H}_2\text{O}}$$

Significa que a 20°C, 32 g es la masa máxima de KNO<sub>3</sub> que se puede disolver en 100 g de H<sub>2</sub>O.

Entonces, el NaCl es más soluble en H<sub>2</sub>O que el KNO<sub>3</sub> a 20°C.

### Curvas de solubilidad



### Notas:

- Para sólidos y líquidos, generalmente la solubilidad se incrementa al incrementarse la temperatura.
- Para gases, al incrementar la temperatura disminuye la solubilidad.

## Clasificación de soluciones

De acuerdo a la cantidad de soluto disuelto, las soluciones son:

1. **SOLUCIÓN DILUIDA.**- Solución con poca cantidad de soluto.
2. **SOLUCIÓN CONCENTRADA.**- Solución con mucha cantidad de soluto.
3. **SOLUCIÓN SATURADA.**- Solución que no admite más soluto disuelto.
4. **SOLUCIÓN SOBRESATURADA.**- Solución que contiene mayor cantidad de soluto que una solución saturada a la misma temperatura.

## Unidades de concentración

### Unidades Físicas

#### 1. PORCENTAJE EN MASA (%m<sub>STO</sub>)

Indica la cantidad en gramos del soluto disuelto en 100 g de solución.

$$\%m = \frac{m_{STO}}{m_{SOL}} \cdot 100\%$$

#### 2. PORCENTAJE EN VOLUMEN (%V<sub>STO</sub>)

Indica la cantidad en mililitros del soluto disuelto en 100 ml de solución.

$$\%V = \frac{V_{STO}}{V_{SOL}} \cdot 100\%$$

### Unidades Químicas

#### 1. MOLARIDAD (M)

Expresa el número de moles de soluto disuelto en un litro de solución.

$$M = \frac{n_{STO}}{V_{SOL}} \quad \leftarrow \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$* \quad n_{STO} = \frac{m_{STO}}{M_{STO}} \rightarrow \text{g} \\ \rightarrow \text{g/mol}$$

$$* \quad M = 1,5 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \leftrightarrow 1,5 \text{ M (Solución 1,5 molar)}$$

Significa: En 1 litro de solución está disuelto 1,5 mol de soluto.

#### 2. NORMALIDAD (N)

Expresa el número de equivalentes gramo de soluto disuelto en un litro de solución.

$$N = \frac{\# \text{Eq-g(STO)}}{V_{SOL}} \rightarrow \frac{\text{Eq-g}}{\text{L}}$$

$$* \quad N = 0,8 \frac{\text{Eq-g}}{\text{L}} \rightarrow \text{Sol. 0,8 N (Solución 0,8 normal)}$$

Significa: En 1 litro de solución está disuelto 0,8 Eq-g de soluto.

**RELACIÓN ENTRE N y M**

Para una misma solución se cumple:

$$N = M \cdot \theta_{\text{STO}}$$

$\theta_{\text{STO}}$  : Parámetro que depende del soluto.

<u>Soluto</u>	<u>Valor de <math>\theta</math></u>
Ácido	# de iones $\text{H}^+$ disociables
Hidróxido	# de iones $\text{OH}^-$ disociables
Sal	Carga neta del catión

**Ejemplo:**

Hallar la normalidad de una solución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,2 M.

**Resolución:**

Sol. de  $\underbrace{\text{H}_2\text{SO}_4}_{\text{STO}} \Rightarrow \theta_{\text{STO}} = 2 \qquad 0,2 \text{ M} \leftrightarrow M = 0,2 \text{ mol/L}$

$$\Rightarrow N = 0,2 \cdot 2 = 0,4 \frac{\text{Eq-g}}{\text{L}} \quad \text{ó} \quad 0,4 \text{ N}$$

**Problemas**

1. Respecto a las soluciones indicar verdadero (V) o falso (F), según sea conveniente:
  - ( ) Se denominan también mezclas homogéneas, presentan además sólo una fase.
  - ( ) Necesariamente el soluto debe disolverse en el solvente, habiendo entre ellos gran afinidad.
  - ( ) El soluto da las propiedades químicas a la solución.
  - ( ) Los componentes de una solución se pueden separar por métodos físicos.
  - ( ) La solubilidad de sólidos en líquidos, generalmente aumenta a medida que aumenta la temperatura.

a) VFV FV    b) VVFV V    c) FVVFV  
d) VVVVV    e) FVFV F
- 2.- ¿Qué masa de agua será necesario para preparar una solución al 5% en masa, a partir de 12 g de cloruro de sodio?
 

a) 128 g    b) 228 g    c) 328 g  
d) 428 g    e) 464 g
3. En 500 g de agua caliente está disuelto 1,4 kg de azúcar, luego enfriamos hasta 50°C. Determine la masa de azúcar que precipita.
 

Dato: Solubilidad del azúcar a 50°C es 260

a) 100 g    b) 200 g    c) 300 g  
d) 400 g    e) 500 g
4. Se prepara una disolución añadiendo 184 g de etanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) cuya densidad es 0,8 g/mL a 144g de agua. Determine el porcentaje volumétrico de alcohol en la solución.
 

a) 28,3%    b) 31,7%    c) 48,6%  
d) 61,5%    e) 78,9%
5. Calcular la cantidad en gramos de NaOH que se necesita para preparar 5 L de una solución 0,1 M.
 

a) 40    b) 20    c) 30  
d) 36    e) 5
6. Determine la masa de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) que se deberá disolver en agua, para formar 500mL de solución 2M.
 

Masa atómica: S = 32, O = 16, H = 1

a) 49 g    b) 63 g    c) 82 g  
d) 98 g    e) 120 g
7. Se tiene una solución de ácido fosfórico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>) al 24,5% en masa, cuya densidad de solución es 1,2 g/mL. Determine la concentración molar de la solución.
 

Masa atómica: P = 31, O = 16

a) 1 M    b) 1,5 M    c) 2 M  
d) 2,5 M    e) 3 M
8. Una solución de ácido sulfúrico de densidad 1.84 g/mL contiene 98% de ácido en peso. Que volumen de solución contiene 360 gramos de ácido?.
 

a) 2 mL    b) 20 mL    c) 200 mL  
d) 2000 mL    e) 5000 mL
9. ¿Cuál es la molaridad de una solución de ácido nítrico, si la solución tiene 35% en masa de HNO<sub>3</sub> y tiene una densidad de 1,21 g.mL<sup>-1</sup>?
 

a) 3,35 M    b) 6,67M    c) 1,5 M  
d) 2,3 M    e) 13,3 M
10. Hallar la normalidad de una solución que contiene 220 miliequivalentes gramo por cada 1100 mL de solución.
 

a) 0,02    b) 0,2    c) 1,1  
d) 2,0    e) 2,2
11. La molaridad de una solución acuosa de sulfato de aluminio 0,48 N es:
 

a) 0,24    b) 0,16    c) 0,96  
d) 0,08    e) 1,44
12. Si se tienen 0,9 moles de ácido sulfúrico en un volumen de 500 mL; ¿qué normalidad representa?
 

a) 0,45 N    b) 0,90 N    c) 1,80 N  
d) 3,60 N    e) 7,20 N

13. Para neutralizar 30 mL de una solución 0,1 N de álcali se necesitaron 12 mL de una solución de ácido. Determinar la normalidad del ácido.  
 a) 0,15 N    b) 0,25 N    c) 0,30 N  
 d) 0,50 N    e) 0,75 N
- 14.- Se reúnen: 20 mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1,2 M; 40 mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,8 M y 60 mL de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,2 M. A la solución resultante se agrega 200 mL de H<sub>2</sub>O. Determine la molaridad de la solución final.  
 a) 0,15 M    b) 0,18 M    c) 0,21 M  
 d) 0,24 M    e) 0,29 M
15. Determine la normalidad de una solución preparada disolviendo 112 L de HCl(g) a condiciones normales en suficiente agua para producir 500 mL de solución.  
 a) 1,0 N    b) 2,0 N    c) 2,5 N  
 d) 10 N    e) 15 N
16. Determine el volumen de hidrógeno en C.N. que se producirá a partir de 200 mL de ácido clorhídrico 0,3 M, según la reacción.  

$$\text{Zn(s)} + 2\text{HCl(ac)} \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$$
 a) 320 mL    b) 580 mL    c) 640 mL  
 d) 672 mL    e) 720 mL
17. Se tiene un frasco con una disolución de hidróxido de potasio KOH de concentración desconocida, se toma una muestra de 30 mL de esta solución y se neutraliza con 20 mL de una solución de ácido sulfúrico H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 1,5 M. Determine la concentración desconocida.  

$$\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
 a) 0,5 M    b) 1,0 M    c) 1,5 M  
 d) 2,0 M    e) 2,5 M
18. Cuántos gramos de sulfato de sodio Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> se requiere para preparar 2 L de disolución al 20% en masa y 1,05 g/mL de densidad.  
 Masa atómica: S=32, Na=23, O=16  
 a) 148 g    b) 210 g    c) 316 g  
 d) 420 g    e) 630 g
19. Se tiene una solución acuosa de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> al 49% en masa, si la densidad de la solución es 1,6 g/mL. Determine la normalidad de la solución.  
 a) 4 N    b) 8 N    c) 12 N  
 d) 16 N    e) 32 N
20. ¿Qué volumen de KCl(ac) 0,2 M se necesita, para reaccionar completamente con 200 mL de una solución de Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> 0,3 M, según la reacción:  

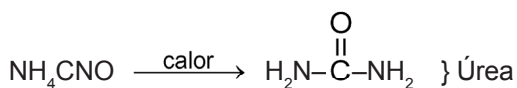
$$\text{KCl(ac)} + \text{Pb(NO}_3)_2(\text{ac}) \rightarrow \text{PbCl}_2(\text{s}) + \text{KNO}_3(\text{ac})$$
 a) 0,2 L    b) 0,3 L    c) 0,4 L  
 d) 0,5 L    e) 0,6 L

Claves

01 D	02 B	03 A	04 D	05 B
06 D	07 E	08 C	09 B	10 B
11 D	12 D	13 B	14 C	15 D
16 D	17 D	18 D	19 D	20 E

# Química Orgánica – Carbono

La mayoría de los compuestos químicos tienen como elemento principal al "carbono", a los cuales tradicionalmente se les llama "compuestos orgánicos". Originalmente, los químicos del siglo XVIII usaron la palabra "orgánica" para describir las sustancias que se obtenían de fuentes vivientes: de plantas y animales. Creían que la naturaleza poseía cierta fuerza vital y que ella sola podía producir compuestos orgánicos. Esta concepción vitalista fue derribada por experimentos como los que llevó a cabo el químico alemán Friedrich Whöler en 1828, quien preparó urea, un compuesto orgánico, a partir del cianato de amonio, un compuesto inorgánico.



Los compuestos orgánicos constituyen moléculas sencillas como el metano, propano, etanol, así como moléculas muy complejas: proteínas, ácidos nucleicos, almidones, etc. No son considerados compuestos orgánicos los compuestos CO, CO<sub>2</sub>, CS<sub>2</sub>, y varios bicarbonatos, carbonatos y cianuros, por ser compuestos inorgánicos.

La química orgánica constituye un campo importante para el desarrollo de la tecnología, ya que desarrolla la química de los alimentos, de los medicamentos, de los colorantes, de las drogas, del papel, etc.

## Concepto

La química orgánica es la parte de la química que estudia a los compuestos del carbono.

## Aspectos generales

### 1. ELEMENTOS ORGANÓGENOS

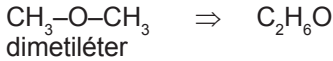
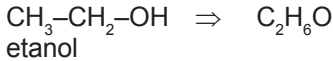
Son aquellos elementos que conforman a los compuestos orgánicos y son:



### 2. ISOMERÍA

Es un fenómeno frecuente en los compuestos orgánicos; consiste en que dos o más compuestos diferentes, con propiedades diferentes, tienen la misma fórmula global.

**Ejemplo:**



⇒ El etanol y el dimetiléter son isómeros.

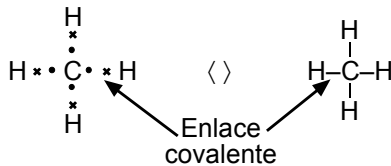
## PROPIEDADES QUÍMICAS DEL ÁTOMO DE CARBONO

### 1. Covalencia

En los compuestos orgánicos, el átomo de carbono se enlaza mediante enlace covalente.

**Ejemplo:**

Metano, CH<sub>4</sub>.

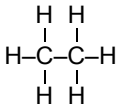


### 2. Tetravalencia

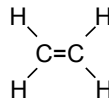
En todo compuesto orgánico, el átomo de carbono actúa con valencia 4, es decir tiene la capacidad de compartir 8 electrones.

**Ejemplos:**

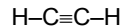
a) Etano, C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>



b) Eteno, C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>



c) Etino, C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>



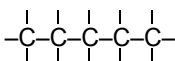
En las estructuras observamos que cada átomo de carbono comparte 8 electrones, es decir cumple con la tetravalencia.

### 3. Autosaturación

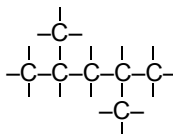
Es la capacidad que tienen los átomos de carbono de enlazarse entre sí, generando cadenas carbonadas.

**Ejemplos:**

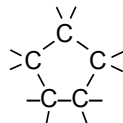
Cadena lineal:



Cadena ramificada:



Cadena cíclica:





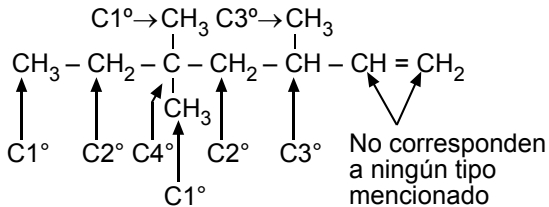
### Tipos de carbono

Según la vecindad en una molécula, los átomos tienen un comportamiento químico determinado y son denominados como carbono primario, secundario, terciario y cuaternario.

Tipo de carbono	Unidad A:
Primario	1 "C"
Secundario	2 "C"
Terciario	3 "C"
Cuaternario	4 "C"

### Ejemplo:

Determine el número de carbonos primarios, secundarios, terciarios y cuaternarios en la siguiente estructura:



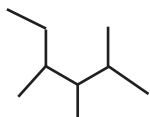
### Prefijos IUPAC usados en nomenclatura

Para nombrar a los compuestos orgánicos se usan los siguientes prefijos que dependen del número de carbonos.

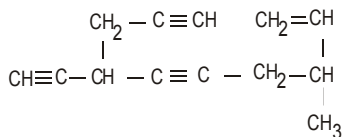
# C	Prefijo	# C	Prefijo
1	met	7	hept
2	et	8	oct
3	prop	9	non
4	but	10	dec
5	pent	11	undec
6	hex	12	dodec
		⋮	⋮

Problemas

- Hallar la alternativa que representa el primer "compuesto orgánico" obtenido en forma experimental.
  - CONH<sub>2</sub>
  - NH<sub>2</sub>-CO-NH<sub>2</sub>
  - C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>
  - C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>
  - C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>
- No es un compuesto estudiado por la química orgánica.
  - H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
  - C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>
  - C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH
  - C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>
  - C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>
- Respecto a las propiedades de los compuestos orgánicos, señale aquella no correcta:
  - Existen una gran cantidad de compuestos orgánicos
  - Presentan el fenómeno denominado Isomería.
  - Su formación tiene básicamente al C, H, O y N.
  - En soluciones acuosas se ionizan.
  - Se descomponen fácilmente con el calor.
- El carbono que tiene 4 enlaces simples presenta hibridación
  - sp<sup>4</sup>
  - sp<sup>3</sup>
  - sp
  - sp<sup>2</sup>
  - spd<sup>2</sup>
- Hallar la cantidad de carbonos terciarios en:

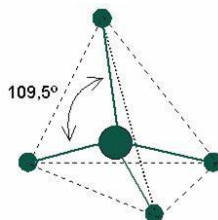


- 1
  - 2
  - 3
  - 4
  - 5
- Señalar la cantidad de carbonos con Hibridación sp existentes en:



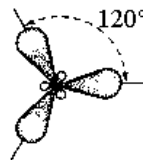
- 3
- 4
- 6
- 8
- 0

- Indicar el tipo de hibridación, del carbono, que representa el siguiente gráfico:



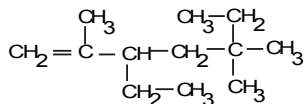
- sp<sup>4</sup>
- sp<sup>3</sup>
- sp
- sp<sup>2</sup>
- spd<sup>2</sup>

- Indicar el tipo de Hibridación del átomo de carbono, representado por:



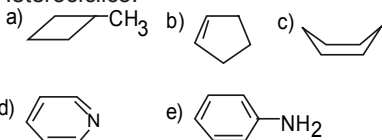
- sp<sup>4</sup>
- sp<sup>3</sup>
- sp
- sp<sup>2</sup>
- spd<sup>2</sup>

- Las formas alotrópicas del carbono son
  - Hulla, coque y antracita
  - Grafito, Hollín y diamante
  - Diamante, antracita y Cenizas
  - Hulla, lignito y Hollín
  - Diamante, grafito y fullereno
- Hallar la cantidad de carbonos secundarios presentes en:

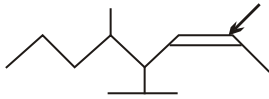


- 0
- 1
- 2
- 3
- 4

- Señalar la alternativa que representa a un compuesto Heterocíclico.

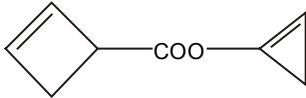


12. Indicar el tipo de Hibridación que presenta el carbono señalado.



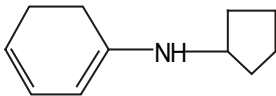
- a)  $sp^4$       b)  $sp^3$       c)  $sp$   
 d)  $sp^2$       e)  $sp^d^2$

13. Determinar la formula global de:



- a)  $C_8H_7O_2$       b)  $C_8H_8O_2$       c)  $C_8H_9O_2$   
 d)  $C_8H_{10}O_2$       e)  $C_8H_{11}O_2$

14. Señalar la masa molecular del siguiente compuesto orgánico.  
 Datos: M.A. (C = 12, H = 1, N = 14)



- a) 160      b) 161      c) 162  
 d) 163      e) 164

15. Hallar el tipo de Hibridación que presenta el carbono señalado.



- a)  $sp$       b)  $sp^2$       c)  $sp^3$   
 d)  $sp^3d$       e)  $sp^2d$

16. Coloque verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- Todos los compuestos del carbono son estudiados por la QUÍMICA ORGANICA.  
 El enlace predominante en los compuestos orgánicos es el covalente.  
 El agua puede disolver casi a todos los compuestos orgánicos.

Los compuestos orgánicos pueden soportar elevadas temperaturas

El carbono solo presenta 2 formas alotrópicas naturales: diamante y grafito.

- a) VFVVFV      b) FVFVFV      c) FVFFV  
 d) VVFFF      e) FFVVV

17. Dadas las siguientes proposiciones, ¿Cuales son correctas?

- I. La antracita, la hulla y el grafito son ejemplos de carbonos amorfos  
 II. La autosaturación es una propiedad que solo procede con enlaces sigma  
 III. El diamante es un buen conductor de la electricidad  
 IV. La hibridación de un carbono con enlace doble es  $sp^2$   
 V. Carbono primario es aquel que se halla enlazado a otros 3 átomos de carbono.

- a) Solo I      b) Solo IV      c) Solo V  
 d) I, II, IV y V      e) IV y V

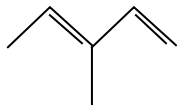
18. Coloque verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

- El enlace doble es más fuerte que un enlace simple, resiste mejor altas temperaturas  
 Todos los compuestos orgánicos son combustibles.  
 Todos los compuestos orgánicos presentan carbono en su estructura  
 Todos los compuestos que presentan carbono en su estructura son orgánicos.  
 La mayoría de los compuestos orgánicos presentan isomería.

- a) VFVVFV      b) FVFVFV      c) FVFFV  
 d) VVFFF      e) FFVFV

## QUÍMICA

19. Con respecto a la siguiente estructura orgánica. Señale lo incorrecto:



- a) existen 6 carbonos
  - b) existen 15 enlaces sigmas
  - c) existen 10 hidrógenos
  - d) existen 3 carbonos terciarios
  - e) existen 2 enlaces pi
20. Se denomina ..... a la combinación de dos o más orbitales puros, para formar nuevos orbitales, de diferente geometría y orientación.
- a) covalencia
  - b) tetravalencia
  - c) autosaturación
  - d) concatenación
  - e) hibridización

Clave

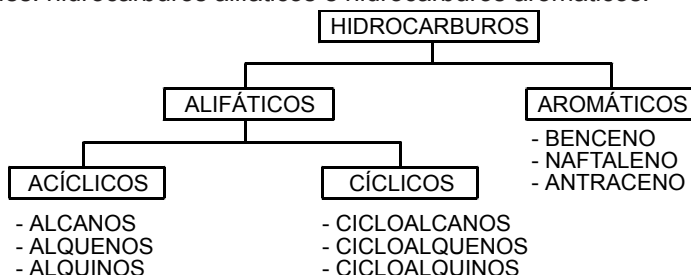
01 b	02 a	03 d	04 b	05 c
06 c	07 b	08 d	09 e	10 d
11 d	12 d	13 b	14 d	15 a
16 c	17 b	18 e	19 d	20 e

# Hidrocarburos

Son los compuestos que constituyen el marco de referencia de todos los compuestos orgánicos, y están conformados con sólo dos elementos: carbono e hidrógeno.

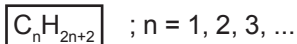
## Clasificación de hidrocarburos

En base a la estructura, los hidrocarburos se dividen en dos clases principales: hidrocarburos alifáticos e hidrocarburos aromáticos.



## 1. Alcanos o Parafinas

- En su estructura molecular, los átomos de carbono sólo forman enlace simple.
- Todos los átomos de carbono tienen hibridación  $sp^3$ .
- Son denominados hidrocarburos saturados.
- Tienen poca afinidad para reaccionar a condiciones ambientales.
- Su fórmula general es:



- En nomenclatura, usan el sufijo "-ano".

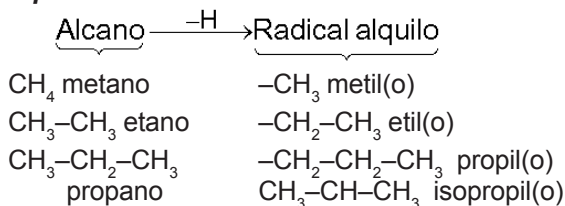
## ALCANOS LINEALES

# C	Fórmula global	Fórmula semidesarrollada	Nombre
1	$CH_4$	$H - CH_3$	metano
2	$C_2H_6$	$CH_3 - CH_3$	etano
3	$C_3H_8$	$CH_3 - CH_2 - CH_3$	propano
4	$C_4H_{10}$	$CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$	butano
5	$C_5H_{12}$	$CH_3 - (CH_2)_3 - CH_3$	pentano
⋮	⋮	⋮	⋮

**RADICALES ALQUILO**

Son especies químicas que poseen un electrón desapareado y se obtienen por ruptura homolítica de un enlace carbono-hidrógeno de un alcano.

**Ejemplos:**

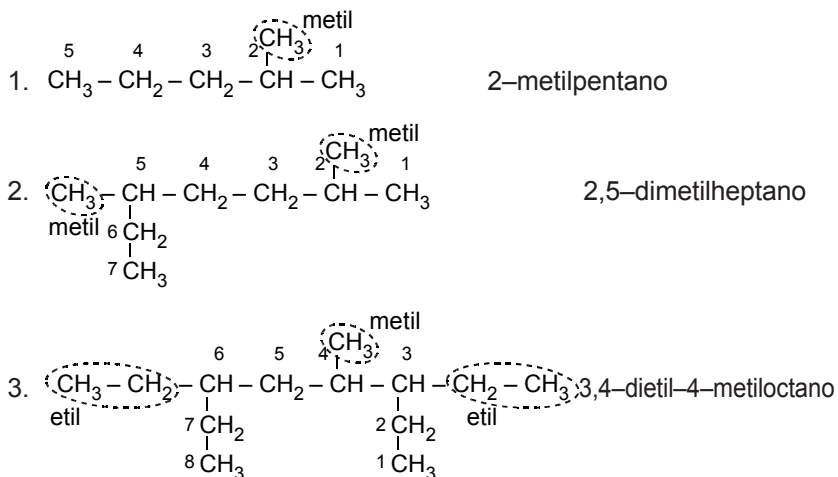


Reglas de nomenclatura IUPAC para nombrar alcanos ramificados

1. Se elige la cadena principal que es la cadena carbonada más extensa (con mayor # C). Si existen dos o más cadenas con igual número de átomos de carbono, se elige la que posee más ramificaciones.
2. Se enumera la cadena principal por el extremo más cercano a un radical alquilo.
3. Los radicales se nombran en orden alfabético, indicando previamente el número de carbono al cual va unido.
4. Si un radical se presenta más de una vez, use los prefijos di, tri, tetra, etc.
5. La cadena principal se nombra seguida del nombre del último radical mencionado y empleando el sufijo "ano".

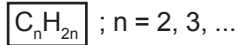
**Ejemplos:**

Nombrar los siguientes alcanos ramificados:



## 2. Alqueno u olefinas

- En su estructura molecular, por lo menos dos átomos de carbono forman enlace doble (C=C).
- Los átomos de carbono que forman enlace doble tienen hibridación  $sp^2$ .
- Son denominados hidrocarburos insaturados.
- Tienen mayor reactividad que los alcanos.
- Su fórmula general es:



- En nomenclatura usan el prefijo "eno".

### ALQUENOS LINEALES

$C_2H_4$	$CH_2=CH_2$	eteno o etileno
$C_3H_6$	$CH_2=CH-CH_3$	propeno
$C_4H_8$	$CH_3-CH=CH-CH_3$	2-buteno
$C_5H_{10}$	$CH_3-CH_2-CH=CH-CH_3$	2-penteno
	$CH_2=CH-CH_2-CH=CH-CH_3$	1,4-hexendieno

#### Nota:

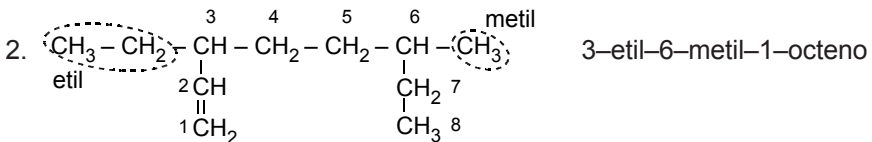
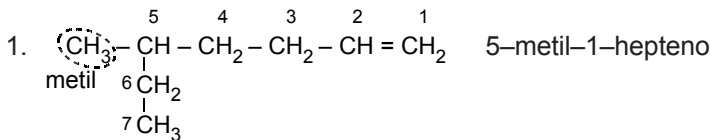
Para alquenos con 4 o más átomos de carbono, al nombrar se indica la posición del carbono insaturado con la menor numeración posible.

#### Reglas de nomenclatura IUPAC para alquenos ramificados

- La cadena principal debe contener al enlace doble (C=C) y debe tener el mayor número de carbonos.
- El carbono insaturado debe tener la menor numeración posible.

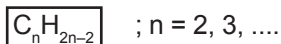
#### Ejemplos:

Nombrar los siguientes alquenos ramificados.



3. Alquinos o acetilénicos

- En su estructura molecular, por lo menos dos átomos de carbono forman enlace triple (C≡C).
- Los átomos de carbono que forman enlace triple tienen hibridación "sp".
- Son denominados hidrocarburos insaturados.
- Tienen mayor reactividad que los alcanos y alquenos.
- Su fórmula general es:



- En nomenclatura usan el sufijo "ino".

**Ejemplo:**

1.  $C_2H_2CH\equiv CH$  etino o acetileno
2.  $C_3H_4CH\equiv C-CH_3$  propino
3.  $C_4H_6CH\equiv C-CH_2-CH_3$  1-butino
4.  $CH\equiv C-CH_2-CH_2-C\equiv C-CH_3$  1,5-hexadiino
5.  $\begin{array}{ccccccc} & 6 & 5 & 4 & 3 & & \\ \text{CH}_3 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH}_2 & - & \text{CH} & - & \text{CH}_3 \\ & & | & & & & | & & & & \\ & & \text{CH}_2 & & & & \text{C} & & 2 & & \\ & & | & & & & ||| & & & & \\ & & \text{CH}_3 & & & & \text{CH} & & 1 & & \end{array}$  3,6-dimetil-1-octino

Casos especiales

6.  $CH_2=CH-CH_2-CH_2-C\equiv CH$  1-hexen-5-ino
7.  $CH_3-CH=CH-CH_2-C\equiv CH$  4-hexen-1-ino
8.  $CH_2=CH-CH_2-CH_2-C\equiv C-CH_3$  1-hepten-5-ino

Problemas

- Los alcanos son insolubles en  $H_2O$ , debido a:
  - Su alta polaridad
  - Su baja polaridad
  - Su hibridización
  - Su longitud de enlace
  - Su geometría molecular
- ¿Cuál es la masa molecular de un Hidrocarburo parafínico acíclico que tiene 34 átomos de hidrógeno?
  - 50
  - 192
  - 226
  - 236
  - 256
- En las minas de Carbón, mezclado con aire se le llama gas grisú y en los terrenos lacustre se llama gas de los pantanos.
  - $CH_4$
  - $C_2H_6$
  - $C_3H_8$
  - $C_4H_{10}$
  - $C_2H_2$
- El radical Terbutil tiene por fórmula:
  - $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-$
  - $-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-$
  - $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-$
  - $$\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ CH_3-C-H \\ | \\ CH_3 \end{array}$$
  - $$\begin{array}{c} CH_3 \\ | \\ CH_3-C- \\ | \\ CH_3 \end{array}$$
- Cuando un alcano pierde un Hidrogeno entonces resulta un:
  - Radical alquino
  - Radical alqueno
  - Radical alcano
  - Radical carboxilo
  - Radical alquilo
- El Hidrocarburo que se emplea en el soplete Oxiacetilénico es:
  - $CH_4$
  - $C_2H_6$
  - $C_2H_2$
  - $C_3H_6$
  - $C_4H_2$

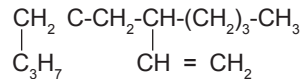
- Es un Alcano Líquido:
  - Metano
  - Etano
  - Propano
  - Butano
  - Pentano

- Indicar la nomenclatura IUPAC

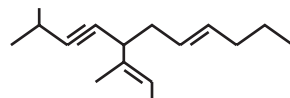


- 2,5 - Noneno
  - Noneno
  - 3 - Noneno
  - 6 - Noneno
  - 3 - Octeno
- Dar el nombre IUPAC del hidrocarburo:
 
$$CH_3CH_2CCCH_2CH_2CH_3$$
    - 4-Heptino
    - 4-Exino
    - 3-Hepteno
    - 3-Heptino
    - 3-Heptano

- Nombre el siguiente hidrocarburo:

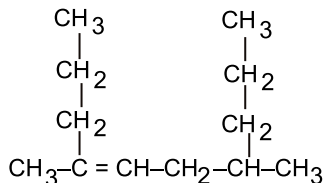


- 4-metenil-6-etenildecano
  - 5-etenil-7-metil-decano
  - 4-butil-2-propil-1,5-hexadieno
  - 2-propil-4-vinil-octeno
  - 3-propil-5-etenil-1,5-hexadieno.
- El isopreno (2-Metil-1,3-Butadieno) es el monómero del caucho natural. Su fórmula es:
    - $C_5H_{14}$
    - $C_6H_{12}$
    - $C_5H_{12}$
    - $C_5H_8$
    - $C_6H_{10}$
  - Indique la fórmula global para el siguiente compuesto:



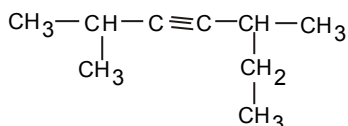
- $C_{16}H_{26}$
- $C_{16}H_{32}$
- $C_{16}H_{28}$
- $C_{16}H_30$
- $C_{15}H_{30}$

13. Indique el nombre IUPAC:



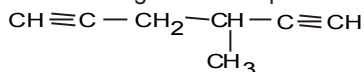
- a) 2,5 - Dipropil - 2 - hexeno
- b) 4,7 - Dimetil - 4 - deceno
- c) 4,8 - Dimetil - 4 - deceno
- d) 2,7 - Dietil - 4 - deceno
- e) 4,7 - Dimetil - 6 - hexeno

14. Nombre el siguiente compuesto:



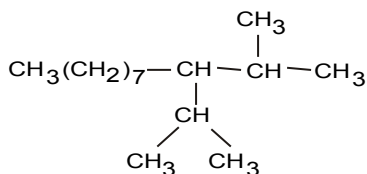
- a) 2,5 - Dimetil -3 hexino
- b) 2,5 - Dimetil - 3 octino
- c) 2,6 - Dimetil -3 heptino
- d) 2,5 - Dimetil -3 heptino
- e) 2 - Etil - 5 - metil - 3 hexino

15. Nombre al siguiente compuesto:



- a) 4 - Etil -1,5 - hexadino
- b) 4 - Metil -1,5 -hexadino
- c) 3 - Etil - 1,5 -hexadino
- d) 2,5 - Dimetil - 3 - hexino
- e) 3 - Metil - 1,5 - hexadiino

16. ¿Cuál es el nombre para el siguiente compuesto?



- a) 2 - Metil -3 - isopropilundecano
- b) 2 - Metil -3 - propilundecano
- c) 3 - Metil - 4 - propilundecano
- d) 2 - Metil - 3 - isopropildodecano
- e) 2 - Metil - 3 - propildodecano

17.  $\text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$

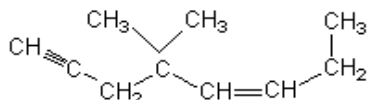
el nombre del compuesto anterior es:

- a) 1 - Hexen - 4 - ino
- b) 2 - Hexin - 3 - ino
- c) 4 - Penten - 2 - ino
- d) 3 - Penten - 2 - ino
- e) 2 - Penten - 1 - ino

18. Es la fórmula del Radical Vinil:

- a)  $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 -$
- b)  $\text{CH}_2 = \text{CH} -$
- c)  $\text{CH}_3 -$
- d)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$
- e)  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$

19. El siguiente hidrocarburo es:



- a) 4,4-Dimetil-5-octen-1-ino
- b) 5,5-Dimetil-3-octen-7-ino
- c) 4-isoetil-5-octenino
- d) 5-isopropil-3-octen-7-ino
- e) 3-isopropil-4-hepten-1-ino



20. este famoso radical , se

llama:

- a) Bencil
- b) Formilo
- c) Fenil
- d) Alilo
- e) Naftil

Claves

01 b	02 c	03 a	04 e	05 e
06 c	07 e	08 c	09 d	10 c
11 d	12 a	13 c	14 d	15 c
16 a	17 a	18 b	19 a	20 c

# Funciones Oxigenadas

## Funciones Oxigenadas

Son compuestos ternarios constituidos por carbono, hidrógeno y oxígeno. Su fórmula global se representa por:

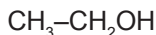


### 1. Alcoholes (R-OH)

Nomenclatura:

#### hidrocarburo OL

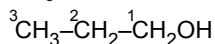
Para indicar la posición del grupo hidroxilo (OH), se le asigna el menor número en la cadena.



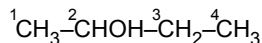
etanol



metanol



1-propanol (alcohol primario)



2-butanol (alcohol secundario)



1, 2, 3-propanotriol (glicerina)

## PROPIEDADES GENERALES

Los alcoholes de baja masa molecular y los polialcoholes son solubles en  $\text{H}_2\text{O}$ .

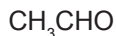
### 2. Aldehídos (R-cho)

Nomenclatura:

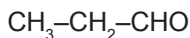
#### hidrocarburo AL



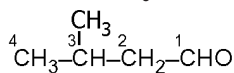
metanal



metanol



propanal



3-metil butanal

**PROPIEDADES GENERALES**

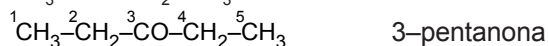
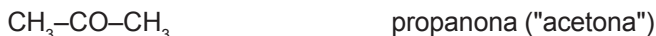
Resultan de la oxidación de un alcohol primario (no se le asigna número al grupo carbonilo-CHO). Los primeros son solubles en agua.

**3. Cetonas (R-CO-R')**

Nomenclatura:

hidrocarburo ONA

Se enumera la posición del grupo carbonilo "-CO-" a partir de 5 átomos de carbono.

**PROPIEDADES GENERALES**

Se obtienen por la oxidación de un alcohol secundario. El principal compuesto es la propanona o acetona empleada como solvente.

**4. Ácidos Carboxílicos (R-COOH)**

Nomenclatura:

ácido hidrocarburo OICO**PROPIEDADES GENERALES**

Se obtienen a partir de la oxidación de aldehídos. Los 4 primeros son solubles en agua.

**5. Ésteres (R-COOR')**

Nomenclatura:

hidrocarburo ATO de radical ILO

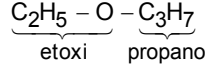
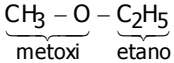
**PROPIEDADES GENERALES**

Se obtienen de la reacción de un ácido carboxílico y un alcohol. Tienen olor agradable a frutas y flores. Los primeros son solubles en agua.

6. Éteres (R-O-R')

Nomenclatura:

prefijo OXI hidrocarburo



$\text{C}_2\text{H}_5 - \text{O} - \text{C}_2\text{H}_5$  dietil éter (éter sulfúrico)     $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{C}_3\text{H}_7$  metoxi propano

**PROPIEDADES GENERALES**

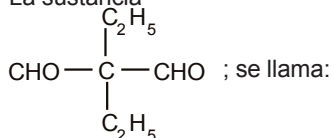
Se obtienen de la deshidratación de alcoholes por acción de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Son de olor agradable y disuelven grasas. El más importante es el éter etílico.

Problemas

1. El grupo funcional de los aldehídos se llama:

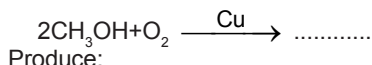
- a) Carboxilo                      b) Carbonilo  
c) Hidroxilo                      d) Oxidril  
e) Cétonilo

2. La sustancia



- a) 2,2- dimetilpropanodial  
b) 2,2- dietilpropanodial  
c) 2,3- dimetilpropanodial  
d) 2,4- dimetilbutanodial  
e) 2,3- dietilpropanodial

3. La reacción:



Produce:

- a) Alcohol      b) Aldehído    c) Cetona  
d) Ésteres      e) Éteres

4. El grupo funcional de la cetona se llama:

- a) Carbonilo                      b) Hidroxilo  
c) Formilo                        d) Carboxilo  
e) Amino

5. La fórmula de la acetona es:

- a)  $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$   
b)  $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$   
c)  $\text{CH}_3\text{-CO}$   
d)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$   
e)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CO-CH}_3$

6. Indique la afirmación falsa:

- a) El punto de ebullición del metanol es menor que el punto de ebullición del etanol.  
b) El  $\text{CH}_3\text{OH}$  es soluble en agua  
c) El 1-octanol es poco soluble en agua  
d) Al deshidratar un alcohol obtenemos un alcanó.  
e) Al metanol se le denomina carbinol

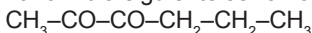
7. Es la fórmula de la 2-butanona:

- a)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$   
b)  $\text{CH}_3\text{-CO-CH}_2\text{-CH}_3$   
c)  $\text{CH}_3\text{-CHO-CH}_2\text{-CH}_3$   
d)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$   
e)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CHO}$

8. El vinagre es una solución entre un 4 y 10% de:

- a) Ácido benzoico  
b) Ácido oxálico  
c) Ácido acrílico  
d) Ácido propiónico  
e) Ácido etanoico

9. La fórmula siguiente se llama:



- a) 4,5 - Hexadiona  
b) 3,5 - Hexatriona  
c) 2,3 - Hexadiona  
d) 2,5 - Hexadiona  
e) 3,5 - Hexadiona

10. Indique la ecuación correcta para la combustión completa del 3-butenal.

- a)  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O} + 6\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$   
b)  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O} + 11\frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow 8\text{CO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$   
c)  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O} + 11\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$   
d)  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O} + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$   
e)  $\text{C}_4\text{H}_8\text{O} + 7\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

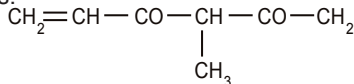
11. La oxidación del etanol da como resultado:

- a) Propanol    b) Etanal    c) Etanona  
d) Butonona    e) Eteno

12. Las cetonas se obtienen por ..... de los alcoholes secundarios

- a) Reducción                      b) Neutralización  
c) Oxidación                        d) Combustión  
e) Metátesis

13. El nombre del siguiente compuesto es:



- a) 2-metil-5-Hexen-2,4-diona  
b) 3-etil-5-Hexen-2,4-diona  
c) 2-metil-6-Hexen-2,3-diona  
d) 3-metil-5-Hexen-2,4-diona  
e) 4-metil-5-Hexen-2,3-diona

14. El metanal es una sustancia que diluida en agua da origen al formol, la oxidación del metanal por acción del dicromato de potasio, ¿qué sustancia produciría?.

- a) CH      b) C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>      c) HCOOH  
d) HCN      e) CH<sub>3</sub>OH

15. Señalar el producto de la oxidación del:



- a) Butanona  
b) Butanol  
d) Butano  
d) Butanoato de etilo  
e) Butanal

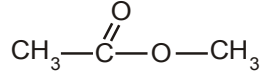
16. El dolor que se experimenta por la picadura de las abejas, es debido al ..... segregado, el cual penetra bajo la piel.

- a) Ácido fórmico  
b) Ácido oxálico  
c) Ácido tartárico  
d) Ácido acético  
e) Ácido málico

17. La fórmula del metil – oxi – metil es:

- a) C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>—O—C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>  
b) CH<sub>3</sub>—O—CH<sub>3</sub>  
c) CH<sub>3</sub>—CH<sub>2</sub>—CH<sub>2</sub>—O—CH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>  
d) CH<sub>3</sub>OH  
e) CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH

18. La siguiente fórmula se denomina:



- a) Etanoato de metilo  
b) Metanoato de propilo  
c) Metanoato de bencilo  
d) Etanoato de etilo  
e) Propanoato de metilo

19. Representa a un éster:

- a) R—OH  
b) R—CHO  
c) R— $\overset{\text{O}}{\parallel}$ C—O—R'  
d) R COOH  
e) R—O—R

20. El propanoato de etilo tiene por fórmula:

- a) CH<sub>3</sub>COOCH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>  
b) CH<sub>3</sub>COOCH<sub>3</sub>  
c) CH<sub>3</sub>—CH<sub>2</sub>—CH<sub>2</sub>—COOCH<sub>3</sub>  
d) CH<sub>3</sub>—CO—CH<sub>2</sub>—CH<sub>3</sub>  
e) CH<sub>3</sub>—CH<sub>2</sub>—COOCH<sub>2</sub>—CH<sub>3</sub>

Claves

01 b	02 b	03 b	04 a	05 b
06 d	07 b	08 e	09 c	10 d
11 b	12 c	13 d	14 c	15 a
16 a	17 b	18 a	19 c	20 e

APÉNDICE A

Algunas operaciones matemáticas

En química a menudo usamos números muy grandes o muy pequeños. Tales números se expresan convenientemente con la notación exponencial o científica.

Notación Científica

Es un método de expresar números que debido a su eficiencia se usa en la ciencia. Es una escritura con exponentes. El exponente indica cuántas veces se multiplica un valor por sí mismo. Algunos ejemplos:

$$2^2 = 2 \cdot 2 = 4$$

$$2^3 = 2 \cdot 2 \cdot 2 = 8$$

$$10^3 = 10 \cdot 10 \cdot 10 = 1000$$

En este último ejemplo se proporciona un punto focal muy útil, pues el número base 10 es el corazón del sistema métrico y se trata de él extensamente debido a su gran importancia.

Observa la relación entre el exponente y el número de cifras (ceros en este caso) en el número del lado derecho.

En la notación científica, un número se expresa como el producto de dos números. Por convenio, el primer número, llamado el término numérico está comprendido entre 1 y 10. El segundo número, llamado el término exponencial, es una potencia entera de 10. Algunos ejemplos son:

$10000 = 1 \cdot 10^4$	$24327 = 2,4327 \cdot 10^4$
$1000 = 1 \cdot 10^3$	$7420 = 7,420 \cdot 10^3$
$100 = 1 \cdot 10^2$	$594 = 5,94 \cdot 10^2$
$10 = 1 \cdot 10^1$	$98 = 9,8 \cdot 10^1$
$1 = 1 \cdot 10^0$	
$0,1 = 1 \cdot 10^{-1}$	$0,32 = 3,2 \cdot 10^{-1}$
$0,01 = 1 \cdot 10^{-2}$	$0,067 = 6,7 \cdot 10^{-2}$
$0,001 = 1 \cdot 10^{-3}$	$0,0049 = 4,9 \cdot 10^{-3}$
$0,0001 = 1 \cdot 10^{-4}$	$0,00017 = 1,7 \cdot 10^{-4}$

El exponente de 10 es el número de lugares que se debe desplazar la coma de decimales para dar el número en forma normal. Un exponente positivo indica que la coma de decimales se desplaza a la derecha de ese lugar. Cuando los números se escriben en la notación científica estándar, hay un dígito distinto de cero a la izquierda de la coma de decimales.

$$7,3 \cdot 10^3 = 73 \cdot 10^2 = 730 \cdot 10^1 = 7300$$

$$4,36 \cdot 10^{-2} = 0,436 \cdot 10^{-1} = 0,0436$$

$$0,00862 = 0,0862 \cdot 10^{-1} = 0,862 \cdot 10^{-2} = 8,62 \cdot 10^{-3}$$

En la notación científica el término numérico indica el número de cifras significativas del número. El término exponencial simplemente localiza la coma de decimales y no representa cifras significativas.

## APÉNDICE B

## UNIDADES COMUNES Y EQUIVALENCIAS

## Unidades fundamentales del sistema S.I.

El sistema métrico se implantó por la Asamblea Nacional Francesa en 1790 y se ha modificado muchas veces. El Sistema Internacional de Unidades o *Le Systeme International* (S.I.), representa una extensión del sistema métrico. Fue adoptado por la XI Conferencia General de Pesos y Medidas en 1960 y también se ha modificado desde entonces. Se construye a partir de siete unidades básicas, cada una de las cuales representa una cantidad física determinada. (Tabla I)

Tabla I  
Unidades Fundamentales S.I.

Magnitud	Unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	Kg
Tiempo	segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Corriente eléctrica	amperio	A
Intensidad luminosa	candela	cd

Las primeras cinco unidades en la Tabla 1 son particularmente útiles en química general. Se definen de la manera siguiente:

1. El metro se define como la distancia que recorre la luz en el vacío en  $1/299\,792\,468$  segundos.
2. El kilogramo representa la masa de un bloque de platino–iridio guardado en la *International Bureau of Weights and Measures en Sévres*, Francia.
3. El segundo se redefinió en 1967 como la duración de  $9192631770$  periodos de una cierta línea del espectro de microondas de Cesio–133.
4. El Kelvin es  $1/273,16$  del intervalo de temperatura entre el cero absoluto y el punto triple del agua.
5. El mol es la cantidad de sustancia que contienen tantas entidades como átomos hay en exactamente  $0,012$  kg de Carbono–12 ( $12$  g de átomos de  $^{12}\text{C}$ ).

## PREFIJOS USADOS CON UNIDADES MÉTRICAS Y UNIDADES S.I.

Aquellos de uso más frecuente en química general se subrayan.

Tabla II  
Prefijos tradicionales métricos y del S.I.

Factor	Prefijo	Símbolo	Factor	Prefijo	Símbolo
$10^{18}$	exa	E	$10^{-18}$	atto	a
$10^{15}$	peta	P	$10^{-15}$	femto	f
$10^{12}$	tera	T	$10^{-12}$	pico	p
$10^9$	giga	G	$10^{-9}$	<u>nano</u>	n
$10^6$	mega	M	$10^{-6}$	micro	$\mu$
$10^3$	<u>kilo</u>	K	$10^{-3}$	<u>mili</u>	m
$10^2$	hecto	h	$10^{-2}$	<u>centi</u>	c
$10^1$	deca	da	$10^{-1}$	<u>deci</u>	d

### Unidades S.I. Derivadas

Usadas frecuentemente en química general

Magnitud	Nombre de la unidad	Símbolo	Definición
Área	metro cuadrado	$m^2$	
Volumen	metro cúbico	$m^3$	
Densidad	kilogramo por metro cúbico	$kg/m^3$	
Fuerza	newton	N	$kg \cdot m/s^2$
Presión	pascal	Pa	$N/m^2$
Energía	joule	J	$kg \cdot m^2/s^2$
Carga eléctrica	coulomb	C	A·s
Diferencia de potencial eléctrico	voltio	V	$J/(A \cdot s)$

### Unidades comunes de masa

$$1 \text{ libra} = 453,59 \text{ gramos}$$

$$1 \text{ libra} = 453,9 \text{ gramos} = 0,45359 \text{ kilogramos} = 16 \text{ onzas}$$

$$1 \text{ kilogramo} = 1000 \text{ gramos} = 2,205 \text{ libras}$$

$$1 \text{ gramo} = 10 \text{ decigramos} = 100 \text{ centigramos} = 1000 \text{ miligramos}$$

$$1 \text{ gramo} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ unidad de masa atómica}$$

$$1 \text{ unidad de masa atómica} = 1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ gramos}$$

$$1 \text{ tonelada corta} = 2000 \text{ libras} = 907,2 \text{ kilogramos}$$

$$1 \text{ tonelada métrica} = 1000 \text{ kilogramos} = 2,205 \text{ libras}$$

$$1 \text{ onza} = 28,35 \text{ g}$$

### Unidades comunes de longitud

1 pulgada = 2,54 centímetros

1 milla = 5280 pies = 1,609 kilómetros = 1609 metros

1 yarda = 36 pulgadas = 0,9144 metros = 3 pies

1 metro = 100 centímetros = 39,37 pulgadas = 3,281 pies = 1,094 yardas

1 kilómetro = 1000 metros = 1,094 yardas = 0,6215 millas

1 angstrom =  $10^{-8}$  centímetros = 0,1 nanómetros =  $10^{-10}$  metros

1 pie = 12 pulgadas = 30,48 centímetros

1 micra =  $10^{-6}$  m =  $10^{-4}$  cm

### Unidades comunes de volumen

1 litro = 1000 centímetros cúbicos

1 litro = 1 decímetro cúbico = 0,001 metros cúbicos

1 mililitro = 1 centímetro cúbico = 0,001 litros

1 pie cúbico = 28,316 litros = 7,475 galones

1 galón americano = 3,785 litros

1 galón inglés = 4,545 litros

### Unidades comunes de fuerza y presión

1 dina =  $\text{g} \cdot \text{cm}/\text{s}^2$

1 newton =  $\text{kg} \cdot \text{m}/\text{s}^2 = 10^5$  dinas

1 atmósfera = 76 centímetro de mercurio = 760 milímetro de mercurio  
 =  $1,013 \cdot 10^5$  pascales = 14,7 libras por pulgada cuadrada

1 bar =  $10^5$  pascales

1 torr = 1 milímetro de mercurio

1 pascal =  $1 \text{ kg}/\text{m} \cdot \text{s}^2 = 1 \text{ N}/\text{m}^2$

### UNIDADES COMUNES DE ENERGÍA

1 joule =  $1 \cdot 10^7$  ergios

1 caloría termoquímica = 4,18 joules =  $4,18 \cdot 10^7$  ergios  
 =  $4,129 \cdot 10^{-2}$  litro-atmósfera  
 =  $2,612 \cdot 10^{19}$  electrón voltios

1 ergio =  $1 \cdot 10^{-7}$  joules =  $2,39 \cdot 10^{-8}$  calorías

1 electrón voltio =  $1,6 \cdot 10^{-19}$  joules =  $1,6 \cdot 10^{-12}$  ergios

1 litro-atmósfera = 24,2 calorías = 101,3 joules =  $1,013 \cdot 10^9$  ergios

Unidad térmica británica = British Termal Unit (BTU)

1 BTU = 1055 Joules =  $1,055 \cdot 10^{10}$  ergios = 252,2 calorías

La cantidad de calor requerido para elevar la temperatura de 1 gramo de agua desde 14,5°C hasta 15,5°C.

## CONTAMINACIÓN QUÍMICA

## 1. Generalidades

Cuando hablamos de contaminación o polución nos referimos a cualquier tipo de impureza presente en el aire, suelo o agua y que altera y daña los ecosistemas afectando a los seres humanos, plantas y animales.

Por extensión también aplicamos el término a otros casos, como la contaminación de los alimentos (aditivos y manipulación genética), de nuestros vestidos, materiales diversos, etc.

Históricamente, la contaminación de nuestro planeta así entendida, se inicia con la revolución industrial que tiene lugar a mediados del siglo pasado, al introducirse en las fábricas de combustibles sólidos (carbón) cuyos residuos alteran la biósfera.



A esto hay que añadir la emigración de los habitantes del campo a la ciudad, tal como viene ocurriendo en nuestro país en las últimas décadas, formándose grandes centros urbanos e industriales donde los hombres se aglomeran rompiendo la armonía con la naturaleza; luego, con el aumento de la producción de bienes y consumo, aumentan también los desechos industriales que contribuyen a aumentar la contaminación. Este último fenómeno se agrava con el gran desarrollo alcanzado en el siglo anterior por las industrias químicas, cuyos residuos son altamente contaminantes.

Actualmente el problema de la contaminación ha alcanzado niveles alarmantes, no solo por su intensidad sino también por su extensión geográfica, pues cubre todo el planeta incluyendo los océanos. Por ellos, los ecologistas más preocupados por la degradación del medio ambiente afirman que el hombre va en camino de envenenar toda la Tierra, autodestruyéndose.

## 2. Contaminación del aire

Entre los contaminantes primarios del aire, es decir que causan la mayor parte de la contaminación, en una proporción mayor de 90%, se señalan 5 tipos de sustancias: monóxido de carbono, óxidos de nitrógeno, óxidos de azufre, macropartículas y freones.

- a) **Monóxido de carbono.**- Es un gas muy peligroso para el hombre, en primer lugar por su toxicidad, pues en la alta concentración en el ambiente puede ocasionar la parálisis de los órganos de respiración y también sofocación por insuficiencia de oxígeno, llegando incluso a causar la muerte. Además es peligroso por sus propiedades engañosas, ya que es inodoro, insípido e incoloro.

El monóxido de carbono (CO) se producen en combustiones incompletas incompletas, en particular de la siderurgia, las refinerías de petróleo y los vehículos con motores de combustión interna.

- b) **Óxidos de nitrógeno.**- Los óxidos de nitrógeno: monóxido (NO) y dióxido (NO<sub>2</sub>) son también contaminantes del aire por ser tóxicos.

La toxicidad del NO es relativamente baja, pero su peligro radica en que puede oxidarse con el oxígeno del aire, convirtiéndose en NO<sub>2</sub> cuya toxicidad es 4 veces mayor. El NO<sub>2</sub> produce irritaciones en nariz, garganta y ojos, causando congestión y enfermedades pulmonares que, en caso de contaminación extrema pueden causar la muerte.

Son producidos por los motores de combustión interna al reaccionar a altas temperaturas el N<sub>2</sub> y O<sub>2</sub>, los aviones, los hornos, los incineradores, el uso excesivo de fertilizantes, los incendios de bosques y las instalaciones industriales.

- c) **Óxidos de azufre.**- El óxido de azufre que se encuentra en mayor proporción en la atmósfera es el dióxido (SO<sub>2</sub>), el cual se oxida en el aire convirtiéndose en trióxido (SO<sub>3</sub>) y éste rápidamente reacciona con la humedad ambiental para convertirse en ácido sulfúrico. Este último cambio se favorece en lugares de alta humedad atmosférica, como es el caso de la costa central del Perú.

El principal daño que causa este contaminante en el hombre es la irritación de las vías respiratorias.

Además, siendo el azufre un elemento presente en los seres vivos, se halla en los combustibles más comunes: carbón, petróleo y gas natural que tienen esta procedencia y al arder se formarán el SO<sub>2</sub> y SO<sub>3</sub>.

- d) **Macropartículas.**- Bajo este rubro se consideran partículas sólidas, así como pequeñas gotas de líquidos (excepto el agua) que se encuentran en el aire, conociéndoles comúnmente con los nombres de humos, nieblas o polvo. Los humos son partículas de hollín, causadas por la combustión de materias orgánicas o combustibles fósiles. Las nieblas son partículas líquidas en suspensión en el aire. El polvo está constituido por partículas pequeñas de arena o tierra arrastradas por el viento.

Los principales productores de partículas que contaminan el aire son los humos industriales, mineros y que escapan de los motores de combustión, así como los provienen de la quema de residuos vegetales y basuras.

Entre las partículas sólidas de mayor toxicidad, se cuentan algunos metales siendo los que más afectan al hombre, el plomo, el mercurio y el berilio. El plomo, que produce convulsiones y daños cerebrales, es particularmente peligroso porque proviene del compuesto denominado tetraetilo de plomo,  $Pb(C_2H_5)_4$ , que se adiciona a la gasolina para aumentar artificialmente su octanaje.

- e) **Freones.**- Con el nombre de freones se conoce a un grupo de sustancias químicas carbonadas que contienen cloro y flúor y que son utilizadas como impelente en las latas de aerosoles o "sprays. Los freones son compuestos estables a nivel del mar, por lo que no causan ningún daño inmediato, pero una vez en la atmósfera se dispersan y llegan a la estratosfera donde se encuentra la capa de ozono que nos protege de los efectos perjudiciales de la radiación ultravioleta del sol. Los freones se descomponen dejando en libertad cloro atómico (no molecular) el cual descompone el ozono, convirtiéndolo en oxígeno. La disminución del ozono en la estratósfera dejará pasar cada vez más radiaciones ultravioletas, que no sólo causan el bronceado de la piel, sino que en dosis elevadas pueden producir quemaduras y llegar a causar cáncer de la piel.
- f) **EL SMOG.**- Muchas industrias, así como los automóviles emiten gases tóxicos y densas humaredas que pasan a la atmósfera. Cuando estos se mezclan con la niebla frecuente en muchos lugares de alta humedad atmosférica, se produce una espesa niebla llamada "smog" (en inglés : smoke = humo, fog = niebla), que no sólo dificulta la visibilidad sino que causa trastornos respiratorios, sobre todo en los ancianos y niños. Como el smog formado sobre Londres en diciembre de 1952, que causó más de 4 000 muertes.



## EFFECTOS EN LA SALUD

La contaminación del aire puede afectar a nuestra salud de diversas maneras con efectos tanto a largo como a corto plazo. La contaminación del aire afecta de distinta forma a diferentes grupos de gente. Algunos individuos son muchos más sensibles a los agentes contaminantes que otros. Los niños, las personas mayores, los asmáticos y enfermos de corazón o pulmones suelen sufrir más los efectos de la contaminación del aire.

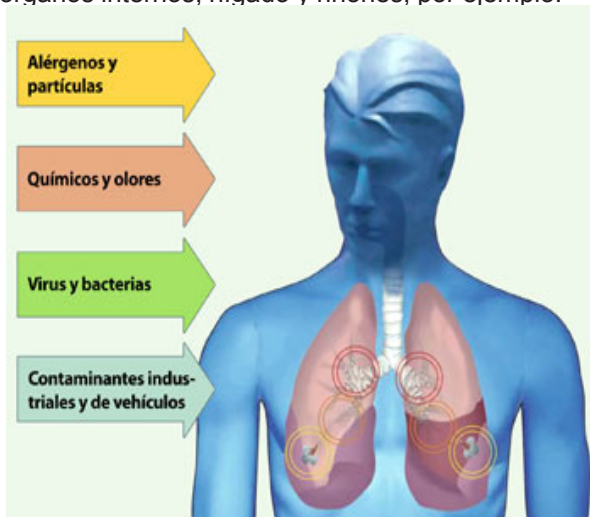
El grado en el que el individuo se verá dañado por los contaminantes que transporta el aire dependerá de su exposición total a partículas y sustancias químicas. Por ejemplo, la duración de la exposición y la concentración de agentes contaminantes.

### **Efectos a corto plazo**

- ❖ Reacciones alérgicas
- ❖ Infecciones oculares (conjuntivitis)
- ❖ Irritación de nariz o garganta
- ❖ Bronquitis
- ❖ Neumonía
- ❖ Dolores de cabeza y náuseas
- ❖ Dificultad respiratoria
- ❖ Reacciones epidérmicas (eczemas)
- ❖ Ataques de asma

### **Efectos a largo plazo**

- ❖ Enfermedades respiratorias crónicas
- ❖ Cáncer de pulmón
- ❖ Enfermedades de corazón
- ❖ Daños cerebrales y de tipo nervioso
- ❖ Daños a órganos internos, hígado y riñones, por ejemplo.



### 3. Contaminación del agua

Entre los principales contaminantes del agua tenemos: residuos que requieren oxígeno, microorganismos patógenos, sustancias químicas y minerales, detergentes, etc.

- a) **RESIDUOS QUE REQUIEREN OXIGENO.**- El oxígeno disuelto en el agua es indispensable para la vida de los vegetales y animales acuáticos, siendo los peces los que requieren oxígeno en mayor cantidad. Por tanto, se considera que el agua está contaminada cuando su nivel de oxígeno disuelto es muy bajo y afecta la vida de los seres acuáticos.

La principal causa de la falta de oxígeno en el agua es la presencia de sustancias biodegradables que se descomponen por acción de bacterias aeróbicas, las cuales consumen el oxígeno y pueden agotarlo con rapidez. En caso de agotarse el oxígeno entran en acción bacterias anaeróbicas que originan la putrefacción del agua.

Entre los principales contaminantes de este tipo tenemos los desagües de las cloacas urbanas, residuos de camales e industriales de alimentos, curtiembres, papel, etc., con alto contenido de materias orgánicas.

- b) **MICROORGANISMO PATOGENOS.**- El agua pueden contener muchos tipos de bacterias saprofitas (que se alimentan de residuos orgánicos en descomposición) que arrastran del suelo y otras provenientes de las aguas negras de los desagües que llevan desperdicios humanos y animales. y que, como es muy frecuente en nuestro país, se descargan en los ríos o en el mar.

Muchas de las bacterias a que nos referimos no producen enfermedades al hombre, pero en cambio atrás, lo mismo que algunos virus que también contaminan el agua, pueden causar serias enfermedades, como gastroenteritis, tifoidea, disentería, cólera, poliomielitis, salmonelosis, hepatitis, etc.

- c) **SUSTANCIAS QUÍMICAS Y MINERALES.**- La contaminación de aguas por sustancias químicas es causada por las fábricas que arrojan sus desperdicios a los ríos más cercanos o al mar. Numerosos compuestos orgánicos provenientes de las fábricas son tóxicos y su toxicidad será mayor aun si se suman a desechos ácidos y minerales. Los metales más peligrosos por su toxicidad y abundancia son: mercurio, plomo, cadmio, cromo y níquel, los cuales se acumulan en los organismos envenándolos, por lo que afectan seriamente la vida acuática.

En el Perú el problema de la contaminación de las aguas por lo relaves de las minas es muy frecuente, siendo el caso más notorio e importante el río Mantaro que desde su nacimiento en el departamento de Pasco baja totalmente contaminado de modo que sus aguas no pueden ser usadas ni para el regadío, a pesar de atravesar una zona sumamente poblada del centro del país.

La contaminación por petróleo derramado en los mares del mundo es muy grave, en nuestra costa ya se está convirtiendo en un grave problema, en especial en la zona del Callao y Ventanilla.

d) **DETERGENTES.**- Los detergentes de uso comercial contienen fosfatos que son muy nutritivos para las plantas, de modo que al pasar por los desagües hacia las aguas de lagos, lagunas o el mar, propician el rápido desarrollo de algas y plantas acuáticas.

El excesivo crecimiento de las algas y plantas acuáticas, llamado **eutrofización**, puede llegar a cubrir las aguas de los lagos, lagunas, impidiendo el paso de los rayos solares en los lechos lacustre que por fotosíntesis producen fitoplancton, sino que además se consume excesivo oxígeno disuelto del agua y puede producir la muerte de los peces.

#### 4. Contaminación del suelo

Se define como suelo a toda la capa de tierra de la cual dependen los seres vivos. La contaminación, se da principalmente por la acumulación de residuos y desechos domiciliarios e industriales, de insecticidas y plaguicidas y por la destrucción de las bacterias benéficas debido a la acción de las sustancias químicas no degradables.

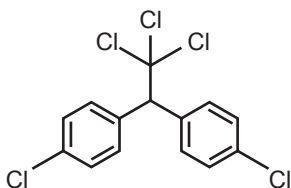
Según estimaciones del Worldwatch Institute, el material de la corteza terrestre que la minería mundial remueve en un año equivale al doble de los sedimentos que arrastran todos los ríos del mundo. Tanta desmesura provoca la incorporación de metales -puros o combinados- a las redes tróficas, afectando tanto a vegetales como a animales. Los compuestos orgánicos que contienen algunos de estos elementos metálicos atraviesan con gran facilidad las membranas celulares. De este modo el organismo los absorbe a través de las paredes de las vías respiratorias y digestivas, e incluso a través de la piel. Una vez en el cuerpo, los metales se acumulan en diferentes órganos y tejidos, provocando efectos a corto, mediano y largo plazo en la salud del individuo.

**PLAGUICIDAS.**- Los productos utilizados para combatir las plagas se denominan, en forma genérica, plaguicidas. Su uso es hoy muy común tanto en el hogar como en fábricas, oficinas, etc., pero su mayor consumo lo realizan los agricultores para combatir las plagas que atacan a los cultivos. Según el caso se denominan: insecticidas si se emplean contra las enfermedades causadas por hongos, herbicidas si combaten las malas hierbas, etc.

Si los plaguicidas cumplen un rol benéfico y en muchos casos ha salvado cosechas en peligro o poblaciones infestadas ya sea por insectos o por ratas, su uso presenta un aspecto peligroso debido a su toxicidad, el cual se puede concretar en los siguientes efectos:

- a) Afecta a los insectos perjudiciales, pero también a las especies útiles que, en forma natural, controlan otras plagas de las que son enemigas. De este modo, al reducirse su población se contribuye a la aparición de nuevas plagas.

- b) Como ocurre con el uso de los narcóticos en el hombre, los insecticidas deben aplicarse cada vez en mayores dosis, y con mayor frecuencia, a medida que los insectos desarrollan tolerancia y se hacen resistentes, de modo que el uso masivo de dichos productos químicos afecta seriamente los ecosistemas.
- c) Contaminan no sólo el aire sino también las aguas, por los que son peligrosos no sólo para el hombre y los insectos benéficos, ya como se ha señalado, sino también para las aves, los peces y otros organismos acuáticos.
- d) Algunos plaguicidas se degradan (es decir se descomponen) pierden su toxicidad en pocos días, pero otros son persistentes (no degradables) y mantiene su peligrosidad por mucho tiempo (incluso varios años). Entre estos últimos tenemos principalmente los insecticidas a base de cloro, como el D.D.T.



### 5. El efecto invernadero

A pesar de que el dióxido de carbono constituye solo una mínima parte de la atmósfera terrestre, con una concentración de 0.03% en volumen juega un papel crítico en el control de nuestro clima.

La influencia del dióxido de carbono sobre la temperatura de la tierra se denomina: Efecto Invernadero. El techo de vidrio de un invernadero transmite la luz visible y absorbe algo de la radiación infrarroja emitida atrapando así el calor.

El dióxido de carbono actúa en cierto modo como un techo de vidrio, excepción hecha de que la elevación de temperatura de invernadero se debe principalmente a la circulación limitada del aire en el interior.

El dióxido de carbono es el culpable principal del calentamiento de la atmósfera terrestre no obstante otros gases como el metano (del gas natural, del tratamiento de desechos y de la ingestión del ganado), la humedad, los clorofluoruro carbonos y los óxidos de nitrógeno (de las emisiones de los autos). También contribuyen al calentamiento de la tierra.

A pesar de que una elevación de temperatura de 3 a 5°C puede parecer insignificante, en realidad es lo suficientemente grande para afectar el delicado balance térmico de la tierra y podría provocar que se derritieran los glaciales y las capas de hielo. Esto a su vez, elevaría el nivel del mar, con la consiguiente inundación de áreas costeras. Las mediciones ordinarias muestran que la temperatura de la tierra en verdad se está elevando y se

necesita mucho trabajo para entender como afectará el efecto invernadero, el clima terrestre. Esta claro que el efecto invernadero al igual que la lluvia ácida y el deterioro de la capa de ozono, son los temas ambientales inmediatos que tiene que encarar el mundo de hoy.



## 6. Contaminación de los alimentos

La contaminación de los alimentos es un problema muy serio que nos interesa mucho por cuanto nos afecta a todos, en mayor o menor grado. La contaminación mas común y antigua ha sido la contaminación biológica, pero cada año que pasa, a medida que se pone al alcance del público diversas formas de alimentos preparados o envasados, adquiere más importancia la contaminación química.

**a) CONTAMINACION QUIMICA.-** Este tipo de contaminación es producido, de un lado por la contaminación del ambiente, en particular por los residuos no degradados de plaguicidas empleados tanto en el campo como en almacenes, y de otro lado, por el empleo en las industrias alimentarias de sustancias químicas que tiene la finalidad de evitar o retrasar la descomposición (preservantes), o sirven para aumentar el sabor (saborizantes), la textura (consistencia) o calidad nutritiva, o dar un color o una apariencia más apetitosa y atractiva, tales sustancias químicas denominadas aditivos, si se emplean en exceso pueden ser dañinas para la salud humana. Algunas incluso son perjudiciales en pequeñas dosis y su uso está prohibido en muchos países.

Entre los contaminantes más peligrosos se encuentran algunos metales como: plomo, arsénico, mercurio, cadmio, estaño, etc.

Entre los productos químicos, prohibidos en muchos países, podemos señalar aquellos para endulzar los alimentos dietéticos (cero calorías), consideradas cancerígenos.

**b) CONTAMINACIÓN BIOLÓGICA.**- Es la que causan diversos organismos y microorganismo patógenos que existen en el ambiente en especial los que vienen del campo, como carne, huevos, leche y productos lácteos, frutas, legumbres, cereales, etc. La contaminación es causada no sólo por condiciones insalubres en el lugar de producción sino también por un manejo antihigiénico durante el traslado a los centros de almacenamiento y venta.

Este tipo de contaminación ha sido el causante de la epidemia del cólera que afectó pasadas décadas a nuestro país con un elevado número de víctimas fatales.

En el caso de los productos hidrobiológicos: como peces, crustáceos y moluscos frecuentemente son portadores de bacterias, virus y otros gérmenes patógenos, lo cual se agrava cuando las aguas se contaminan especialmente con aguas negras procedentes de las cloacas, así como residuos orgánicos de fábricas.

### Preguntas

1. Los principales efluentes gaseosos de la industria química que originan la contaminación atmosférica son:
  - a)  $H_2O$  (vapor),  $H_2O$ ,  $CO_2$
  - b)  $SO_2$ ,  $CO_2$ ,  $CO$ ,  $C_3H_8$
  - c)  $Cl_2$ , polvo, humedad
  - d)  $H_2SO_4$ ,  $HCl$ ,  $HNO_3$
  - e)  $SO_2$ ,  $CO_2$ ,  $CO$ ,  $NO_2$ ,  $NO$
2. Se denomina efecto invernadero al fenómeno producido por el:
  - a) Incremento de la temperatura ambiental debido a la presencia del  $CO_2$
  - b) Enfriamiento de la tierra originada por el retroceso glacial cuaternario.
  - c) Incremento de la temperatura ambiental debido a la presencia del  $SO_2$ ,
  - d) Prolongación del invierno debido a la disminución del ozono.
  - e) Prolongación del invierno debido al enfriamiento del interior de la tierra.
3. La capa de ozono ( $O_3$ ) en la atmósfera es importante porque:
  - a) Mejora las condiciones para la comunicación
  - b) Limita el paso de la radiación infrarroja
  - c) Limita el paso de la radiación ultravioleta
  - d) Enriquece el aire en la alta atmósfera.
  - e) Impide el paso de aerolitos a la tierra.
4. La destrucción de la capa de ozono se debe a la siguiente causa:
  - a) Uso de los fertilizantes químicos
  - b) Utilización de aerosoles
  - c) Aplicación de los insecticidas
  - d) Quema de bosques
  - e) Contaminación industrial
5. La sustancia química que está acelerando la destrucción de la capa de ozono en la atmósfera es el
  - a) Oxígeno atómico
  - b) Cloro atómico
  - c) Nitrógeno atómico
  - d) Dióxido de carbono
  - e) Dióxido de azufre

6. Que efectos produce el “EFECTO INVERNADERO”
- Aumento de la temperatura de la tierra.
  - Congelamiento parcial de los Océanos
  - Fusión parcial de los hielos polares con la consecuente reducción de áreas costeras.
  - Formación de ácido carbónico y aumento del pH de los Océanos.
- a) I y III                      c) I, II y III  
b) I y II                      d) II y III  
e) Todas
7. Indicar la alternativa incorrecta:
- Eutroficación: Envejecimiento natural
  - Insecticidas: Contaminación del suelo.
  - Gasolina ecológica: Menos contaminación del aire.
  - Lluvia ácida: Solo sufren corrosión las estructuras metálicas.
  - Combustión incompleta: Contaminación por monóxido de carbono.
8. Sobre la contaminación del aire indicar lo incorrecto:
- Los automóviles son las principales fuentes de emisión de plomo.
  - Otras fuentes de contaminación son los gases liberados por las refinерías y fundiciones.
  - Los aerosoles dañan la capa de ozono ya que contienen compuestos CCIF.
  - El CO<sub>2</sub> es el único causante del efecto invernadero.
  - Otro gas contaminante es el SO<sub>2</sub>.
9. Señale como verdadero ( V) o falso (F), cada una de las siguientes alternativas:
- El CO<sub>2</sub> no es venenoso y el CO sí, aun así ambos son contaminantes.
  - El SO<sub>2</sub> genera lluvia ácida.
  - Los CFC contienen halógenos
  - El O<sub>3</sub> se descompone con la luz IR.
  - La gasolina ecológica es de color verde, de ahí su nombre.
  - El cultivo de plantas genéticamente modificados (transgénicos) no produce Contaminación al medio ambiente.
- a) VVVVV                      b) FFFFF  
c) VFVVFV                      d) VVVFF  
e) FFFVV
10. Identifique las sustancias que producen la eutrofización:
- Clorofluorocarbonos
  - Teflones
  - Insecticidas
  - Fertilizantes
  - Detergentes
- a) I y III                      b) II y IV                      c) I, II, y III  
d) I, III y IV                      e) IV y V

Claves

01 e	02 a	03 c	04 b	05 b
06 a	07 d	08 d	09 d	10 e