

QUÍMICA I

Tercer año - 2022



Dpto FiBiQui

SISTEMAS MATERIALES

1. ¿Qué estudiaba la Alquimia de la Edad Media? ¿Cómo devino en la Química actual? Indicar brevemente en una línea de tiempo, los aportes de Roger Bacon, Alberto Magno, Geber, Santo Tomás de Aquino, Galeno, Stahl, Boyle, Lomonosov, Antoine Lavoisier, Kekulé, Liebig, Arrhenius, Mendeleiev, Curie, Bohr, Pauling, Hodgkin, Franklin, Kwolek
2. Definir el campo de estudio de la Química
3. Definir: materia, cuerpo, sustancia.
4. Enumerar las propiedades de la materia, explicando brevemente cada una de ellas.
5. ¿Cómo se clasifican las propiedades de las sustancias?
6. ¿Qué es un fenómeno físico? ¿Y uno químico?
7. ¿Cuáles son los cinco estados de agregación más conocidos de la materia? Describir características de: sólido, líquido, gaseoso, plasma, condensado de Bose-Einstein.
8. Esquematizar los cambios de estados de estado de agregación, indicando los nombres de las transformaciones. Explicitar la diferencia entre:
 - a. Vapor y gas
 - b. Ebullición y evaporación
9. ¿Cómo se clasifican los sistemas materiales? ¿Qué es un componente? ¿Qué es una fase?
10. Explicar brevemente los distintos métodos de separación y de fraccionamiento de fases.
11. Clasificar, dar cantidad de componentes y de fases. Seleccionar los métodos apropiados para separar:
 - a. Arena – agua
 - b. Alcohol – corcho molido
 - c. Sal disuelta en agua – hielo
 - d. Limaduras de hierro – virutas de madera
 - e. Fideos cocidos – agua de cocción
 - f. Aceite - vinagre
12. Indicar qué tipo de fenómeno refiere cada caso
 - a. El agua hierve a 100°C
 - b. Se quema un trozo de papel
 - c. Una mezcla se coloca en el horno durante cierto tiempo y se obtiene una torta
 - d. Se corta una cartulina en 765 trocitos
 - e. Una planta produce glucosa y oxígeno complejas a partir de dióxido de carbono y vapor de agua durante la fotosíntesis
 - f. Se empaña el vidrio de la ventana una mañana de invierno



ESTRUCTURA ATÓMICA

- Establecer una línea de tiempo en la evolución del modelo atómico, indicando brevemente los aportes de: Demócrito y Leucipo, Dalton, J.J. Thomson, Ernest Rutherford, Nils Bohr, Arnold Sommerfeld, Werner Heisenberg, Erwin Schrödinger.
- ¿Cuáles son las dimensiones aproximadas de un átomo? ¿Cuántos deberían alinearse para formar un segmento de 1 cm? ¿Cómo representarías un átomo a escala en la realidad tangible?
- Para las tres partículas subatómicas más conocidas, tabular nombre, símbolo, masa, carga, ubicación en el átomo. ¿Hay otras? ¿Cuáles?
- Completar el siguiente párrafo:
 - Se llama número atómico a y se representa con la letra
 - Se define número másico a y se representa con la letra
 - Como los átomos son eléctricamente neutros, la cantidad de p^+ es a la de e^-
 - Si se resta $A - Z$ se obtiene
 - El número atómico y el número másico deben ser naturales porque
- Completar el siguiente cuadro:



elemento	Nº atómico	Nº másico	p^+	e^-	n^0
Cloro	17	35			
Sodio			11		12
Cobre	29				35
Azufre		32	16		

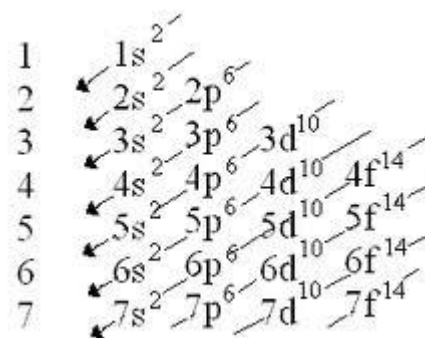
- Indicar cantidad y tipo de partículas subatómicas en cada caso
 - $^{12}_6\text{C}$
 - $^{40}_{20}\text{Ca}$
 - $^{222}_{86}\text{Rn}$
 - $^{65}_{30}\text{Zn}$
- ¿Qué son los isótopos? Indicar en qué partícula subatómica radica la diferencia
- ¿Qué es la Mezcla o Abundancia Isotópica Natural?
- Calcular la masa atómica del litio sabiendo que está formado por una mezcla de ^6Li y ^7Li . La abundancia de ^7Li es del 92,40 %
- El cobre natural está formado por los isótopos Cu-63 y Cu-65. El más abundante es el primero, con una distribución isotópica de 64,4 %. Calcular la masa atómica aproximada del cobre.



11. Un átomo tiene 9 protones y el doble, menos seis neutrones. Se pide:
- Su número másico y su número atómico
 - Nombre y símbolo
 - Proponer un isótopo, indicando cuántos n^o tiene.
12. Indicar si las siguientes proposiciones son **verdaderas** o **falsas**, **justificando**
- Si un elemento tiene $Z = 9$, A puede ser 7
 - Si el Z de un átomo es 56, es porque tiene 56 electrones
 - La cantidad de neutrones viene dada por la diferencia entre Z y A
 - Todos los átomos de un mismo elemento tienen el mismo número másico
 - En la Tabla Periódica, los elementos se ordenan según su número másico
 - El número másico es lo mismo que la masa atómica
 - El plomo presenta cuatro isótopos: Pb-204, Pb-206, Pb-207 y Pb-208. Si la abundancia de los tres primeros es 1,4 %; 28,2 % y 57,8 %, la masa media es de 207,8 Dalton
13. Indicar usos de los isótopos de Co, C, U e H ¿Qué es el U enriquecido?
14. ¿Qué son las variedades alotrópicas? Indicar las que presentan C, O y algunas de las del Fe.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA – TABLA PERIÓDICA

- ¿Dónde se ubican los electrones en el átomo?
- Enunciar los principios de Mínima Energía, de Exclusión de Pauli y de Máxima Multiplicidad de Hund, explicando cómo se aplica cada uno.
- Se exhibe a la derecha el diagrama de Aufbau, de Iluvia o de Möller. ¿Qué representa?
- Escribir las configuraciones electrónicas de los elementos de $Z = 7$; 9; 12; 15; 18. Marcar en cada una *niveles*, *subniveles* y *orbitales*
- Para el elemento de $Z = 8$, dar su configuración electrónica y la de los elementos que:
 - Tenga un nivel más ocupado
 - Tenga un orbital más ocupado
 - Tenga un subnivel menos ocupado
- Las siguientes configuraciones están mal hechas. Reescribirlas, explicitando el error
 - $1s^2 2s^2 2px^3$
 - $1s^2 2s^2 2px^2 2py^1$
 - $1s^2 2s^2 2px^2 2py^1 2pz^1 3s^1$
 - $1s^2 2s^2 2px^2 2py^1 3s^1$
- Completar el cuadro



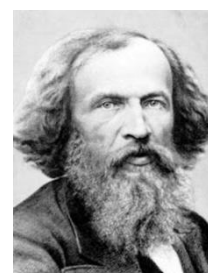
Z	A	Nº	Configuración electrónica	e ⁻ último nivel	Nº niveles con e ⁻
6	14				
	23		1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹		
13		14			
	19			7	2

8. Dimitri Mendeleiev y Henry Moseley crearon un instrumento valiosísimo para la Química. ¿Cuál fue? ¿En función de qué se realizó el ordenamiento?

9. ¿Qué es un *grupo* de la tabla periódica? ¿Cómo se los identifica?

10. ¿Qué es un *período* en la tabla periódica? ¿Cómo se los identifica?

11. Para los elementos ${}_5\text{B}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_7\text{N}$ y ${}_{20}\text{Ca}$, dar las configuraciones electrónicas y ubicarlos en la tabla periódica



12. El elemento G tiene 21 n^o pertenece al grupo de ${}_2\text{M}$ y se está en el período de ${}^{14}\text{L}$., ¿cuál es A?

13. ¿Cómo pueden clasificarse los elementos según su actividad química? Dar nombres y características de cada uno

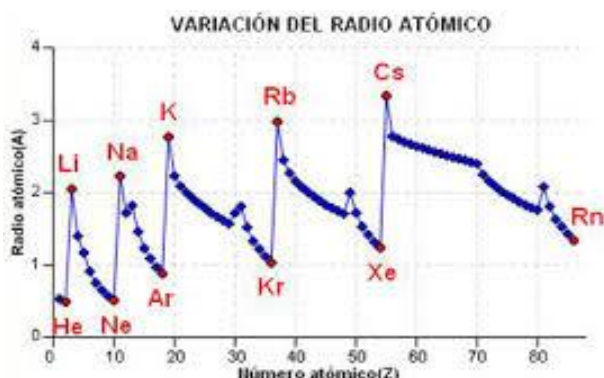
14. ¿Cómo pueden clasificarse los elementos en función de su configuración electrónica? Dar nombres y características de cada uno

15. Completar el cuadro

Elemento	Z	A	Configuración electrónica	Ubicación en la Tabla Periódica	Tipo de elemento
azufre					
	15				
				P 3 G VII A	
				P 3	No metal representativo
				P 2	Gas noble representativo
				P 3	Metal alcalino representativo

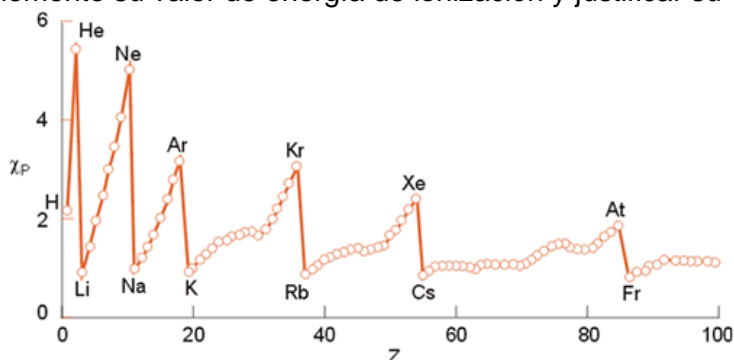
PROPIEDADES PERIÓDICAS

1. ¿Por qué se llaman periódicas?
2. Definir Radio Atómico. Explicar cómo varía dentro de un grupo y dentro de un período. Analizar lo exhibido en la gráfica.
3. Definir Electronegatividad. Explicar cómo varía dentro de un grupo y dentro de un período.
4. ¿Qué es un ión? ¿Por qué es **errónea** la expresión “Átomo con carga eléctrica”
5. ¿A qué se denomina estabilidad química? Las especies químicas estables ¿poseen carga eléctrica?
6. Definir Energía de Ionización. Explicar cómo varía dentro de un grupo y dentro de un período.
7. Definir Electroafinidad. Explicar cómo varía dentro de un grupo y dentro de un período.
8. En cada uno de los siguientes grupos. Señalar al átomo que tenga el mayor radio:
 - a. Mg - Al - P - Cl
 - b. O - S - Te - Se
9. Ordenar los siguientes elementos en orden creciente de radio atómico: $^{22}_{11}\text{X}$; $^{27}_{13}\text{Y}$; $^{41}_{18}\text{Z}$
10. Teniendo en cuenta el elemento que se encuentra en el grupo I A, período 4:
 - a. Dar su nombre y símbolo.
 - b. Indicar cuál es su carga nuclear.
 - c. Escribir su configuración electrónica.
 - d. Señalar a qué clase corresponde de acuerdo con su estructura electrónica. Justificar.
 - e. Mencionar dos elementos con mayor radio atómico.
 - f. Mencionar dos elementos con menor electronegatividad
 - g. Mencionar dos elementos con mayor energía de ionización
 - h. Mencionar dos elementos con mayor afinidad electrónica
11. Señalar si son correctas o no las siguientes afirmaciones. Justificar.
 - a. El elemento de $Z= 33$ tiene mayor radio atómico que el de $Z= 51$.
 - b. El elemento de $Z= 51$ tiene menor radio atómico que el de $Z= 38$.
 - c. El elemento de $Z= 86$ tiene mayor radio atómico que el de $Z= 85$.
12. En base a su ubicación en la Tabla Periódica ordenar por energía de ionización creciente los siguientes elementos: Si, Al, Na, S, Cl, Mg, P.



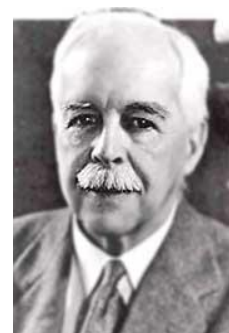
13. Los siguientes valores de energía de ionización, expresados en kcal/mol, corresponden (no respectivamente) a los elementos del grupo I A (3Li, 11Na, 9K, 37Rb, 55Cs): 96.31; 118.50; 89.78; 124.30; 100.10. Asignar a cada elemento su valor de energía de ionización y justificar su respuesta.

14. ¿Qué propiedad periódica puede estar graficada en la imagen? ¿Por qué?



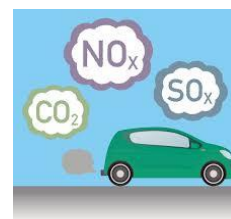
UNIONES QUÍMICAS

- ¿Qué es una unión química?
- Definir catión. Definir anión.
- ¿Qué es un enlace iónico? ¿Qué condición debe darse entre las especies químicas involucradas para que se establezca? ¿Qué condición debe darse entre los elementos que se unen para que se establezca? ¿Qué tipo de fuerza los mantiene unidos?
- Para los siguientes pares, realizar las configuraciones electrónicas, deducir el tipo de enlace que los vincula y dar la estructura de Lewis del compuesto que forman
 - Francio – flúor
 - Potasio – selenio
 - Bario – bromo
 - Estroncio – telurio
 - Aluminio – nitrógeno
 - Litio – oxígeno
- ¿Qué es un enlace covalente? ¿Qué condición debe darse entre los elementos involucrados para que se establezca? ¿Qué sucede con los electrones que se ubican entre los núcleos de los átomos que se unen?
- Escribir las estructuras de Lewis para las siguientes sustancias:
 - HBr
 - H₂S
 - Br₂O
 - CO₂
 - NH₃
 - Cl₂O₃
- ¿Qué debe suceder para que se establezca un enlace metálico?
- Para los siguientes compuestos, indicar el tipo de enlace que presentan y desarrollar las estructuras de Lewis.
 - Na₂O
 - HCl
 - K₂S
 - AlF₃
 - AsH₃
 - CH₄
- Indicar en un cuadro las propiedades generales de compuestos metálicos, iónicos y covalentes. Referir a solubilidad en agua, conducción de la corriente eléctrica y puntos de fusión y ebullición
- Ordenar los siguientes compuestos según punto de fusión creciente:
 - Co; CO₂; NaCl
 - Al₂S₃; Fe; HCl
 - NH₃; BaO; K



FUNCIONES QUÍMICAS

1. ¿A qué se denomina funciones químicas?
2. Definir: molécula, fórmula molecular, atomicidad, reacción química, ecuación química
3. ¿Qué es un óxido? Dar la fórmula general, indicando qué representa cada letra y cada número.
4. ¿Cómo se clasifican los óxidos?
5. Indicar cuáles son las tres maneras de denominar a los óxidos.
6. Indicar cómo se amplía la nomenclatura para los elementos del Grupo VII A
7. Indicar las restricciones en el uso de valencias para S, Se y Te
8. Dar la fórmula de los siguientes óxidos:
 - a. Óxido de potasio
 - b. Óxido férrico
 - c. Óxido de cobalto (III)
 - d. Trióxido de diarsénico
 - e. Pentóxido de dinitrógeno
 - f. Óxido plumboso
 - g. Óxido estánnico
 - h. Óxido hipoyodoso
 - i. Óxido clórico
 - j. Óxido bromoso
 - k. Óxido de manganeso (VII)
 - l. óxido sulfúrico
9. ¿Qué tipo de enlace presentan los óxidos?
10. Dar las estructuras de Lewis de:
 - a. Óxido níquelico
 - b. Óxido de bario
 - c. Óxido nitroso
 - d. Óxido fosfórico
 - e. Óxido perclórico
 - f. Óxido de magnesio
 - g. Dióxido de carbono
 - h. Trióxido de diarsénico
 - i. Óxido bismutoso
 - j. Óxido áurico
11. Dar el nombre de los siguientes óxidos:
 - a. Li_2O
 - b. Ni_2O_3
 - c. BeO
 - d. P_2O_5
 - e. SnO_2
 - f. Br_2O_7
 - g. Cl_2O
 - h. SO_2
12. ¿Qué son los hidróxidos? Dar la fórmula general, indicando qué representa cada letra y cada número
13. Indicar cuáles son las dos maneras de denominar a los hidróxidos.
14. Dar la fórmula de los siguientes hidróxidos:
 - a. Hidróxido de bario
 - b. Hidróxido de litio
 - c. Hidróxido de aluminio
 - d. Hidróxido áurico
 - e. Hidróxido plúmbico
 - f. Hidróxido de cromo (III)
15. ¿Qué tipo de enlaces presentan los hidróxidos?
16. Dar las estructuras de Lewis de los siguientes hidróxidos:



- a. Hidróxido níqueloso
- b. Hidróxido de francio
- c. Hidróxido de galio
- d. Hidróxido estánnico
- e. Hidróxido de estroncio
- f. Hidróxido cúprico
- g. Hidróxido áurico
- h. Hidróxido de plomo (IV)

17. Dar el nombre de los siguientes hidróxidos:

- a. NaOH
- b. Ca(OH)₂
- c. Fe(OH)₂
- d. Pb(OH)₄
- e. Co(OH)₃
- f. Zn(OH)₂

18. Existe un único hidróxido que no posee en metal en su estructura, llamado hidróxido de amonio.

Dar su fórmula y estructura de Lewis

19. ¿Qué es un ácido? Definir según lo aportado por Arrhenius y por Brønsted-Lowry.

20. ¿Cómo se los puede clasificar, según tengan o no oxígeno en su estructura?

21. Dar la fórmula general de los hidrácidos, indicando qué representa cada letra.

22. Indicar cómo pueden nombrarse a los hidrácidos, según estén en estado gaseoso, o disueltos en agua.

23. Dar la fórmula de:

- a. Ácido sulfhídrico
- b. Ácido bromhídrico
- c. Cloruro de hidrógeno
- d. Yoduro de hidrógeno

24. ¿Qué tipo de enlace presentan los hidrácidos?

25. Dar la estructura de Lewis de:

- a. Ácido yodhídrico
- b. Ácido selenhídrico
- c. Telururo de hidrógeno
- d. Ácido clorhídrico

26. Dar las fórmulas generales para los oxoácidos, según la paridad de la valencia del no metal que los identifica

27. Dar la nomenclatura de los oxoácidos.

28. Dar la fórmula de los siguientes oxoácidos

- a. Ácido carbónico
- b. Ácido hipocloroso
- c. Ácido nitroso
- d. Ácido silícico
- e. Ácido perbrómico
- f. Ácido sulfúrico



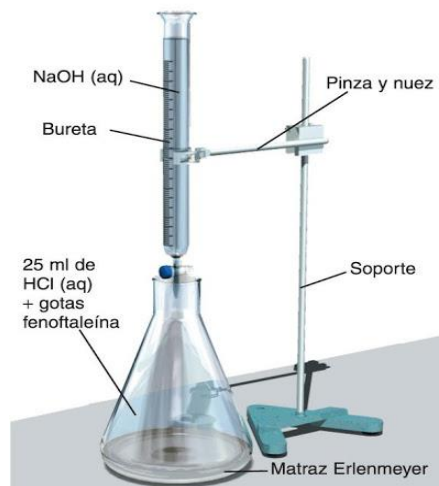
29. ¿Qué tipo de enlace presentan los oxoácidos? ¿Cómo se ubican los átomos de H en la molécula?

30. Dar las estructuras de Lewis de:

- a. Ácido sulfuroso
- b. Ácido carbónico
- c. Ácido nitroso
- d. Ácido periódico
- e. Ácido bromico
- f. Ácido hipobromoso

31. Escribir las ecuaciones indicadas

- a. sodio + oxígeno → óxido de sodio
- b. magnesio + oxígeno → óxido de magnesio
- c. óxido de bromo (III) + agua → ácido bromoso
- d. dióxido de carbono → ácido carbónico
- e. cloro + hidrógeno → cloruro de hidrógeno
- f. bromo + oxígeno → óxido perbrómico
- g. potasio + oxígeno → óxido de potasio
- h. calcio + agua → hidróxido de calcio + hidrógeno
- i. óxido nitroso + agua → ácido nitroso
- j. óxido de francio + agua → hidróxido de francio



32. Completar con palabras

- a. + → óxido de plata
- b. + → óxido mercuríco
- c. + → ácido sulfúrico
- d. + → ácido hipocloroso
- e. + → hidróxido de aluminio
- f. + → hidróxido de magnesio
- g. óxido selénico + agua →
- h. óxido de bario + agua →
- i. + → óxido férrico
- j. + → óxido de plata
- k. + → óxido periódico
- l. Cloro + hidrógeno →
- m. Azufre + hidrógeno →
- n. + → bromuro de hidrógeno
- o. + → ácido telurhídrico

33. ¿Qué es una sal? Dar su fórmula general, referenciando cada letra.

34. ¿Qué es el radical de un ácido? ¿Cómo se los denomina?

35. ¿Cómo se denomina a una sal?

36. Dar la fórmula de:

- a. Bromuro de potasio
- b. Nitrato de calcio
- c. Carbonato de hierro (III)
- d. Sulfito de litio
- e. Hipoclorito de sodio
- f. Sulfato cobaltoso
- g. Cloruro de amonio
- h. Sulfuro de zinc
- i. Peryodato de aluminio
- j. Telurato níquelico

37. ¿Qué tipo de enlaces se presentan en las sales?

38. Dar las estructuras de Lewis:

- a. Fluoruro de sodio
- b. Sulfato de aluminio
- c. Nitrito de zinc
- d. Hipobromito ferroso
- e. Carbonato de cobalto (III)
- f. Seleniuro de magnesio

39. Nombrar las siguientes sales:

- a. CaBr_2
- b. KF
- c. FeS
- d. NaNO_3
- e. CoSO_4
- f. $\text{Mg}(\text{ClO})_2$
- g. $\text{Al}(\text{BrO}_4)_3$
- h. ZnCO_3

40. Los elementos P, As y Sb se comportan de manera especial: sus óxidos se combinan de diferentes maneras con el agua para generar oxoácidos. Escribir las ecuaciones ejemplificando con uno de los elementos y nombrar los 6 oxoácidos obtenidos.

41. Repetir para B y Al, sabiendo que generan 2 oxoácidos cada uno

42. ¿Qué son los elementos anfóteros? Dar las fórmulas de los compuestos generados por los elementos Mn y Cr –hidróxidos y oxoácidos-, nombrándolos

43. Dar la fórmula de:

- a. Ácido cromoso
- b. Hidróxido crómico
- c. Ácido bórico
- d. Ácido metaantimonioso
- e. Ácido manganoso
- f. ácido pirofosforoso
- g. ácido arsenioso
- h. hidróxido mangánico
- i. ácido metaalumínico
- j. ácido fosfórico

44. ¿Qué es una disociación? ¿Qué es una ionización?

45. Dar las ecuaciones de disociación de un ácido y un hidróxido genéricos.

46. ¿Qué nombre recibe la reacción entre un ácido y un hidróxido? Ejemplificar con:

- a. Sulfito de sodio
- b. Nitrato cobáltico
- c. Hipoclorito níqueloso
- d. Fluoruro de zinc

47. Escribir las siguientes ecuaciones

- a. Oxígeno + hidrógeno \rightarrow agua
- b. Cloro + hidrógeno \rightarrow ácido clorhídrico
- c. Óxido de plata + ácido clorhídrico \rightarrow cloruro de plata + agua
- d. Óxido bromoso + hidróxido de potasio \rightarrow bromito de potasio + agua
- e. Zinc + ácido clorhídrico \rightarrow cloruro de zinc + hidrógeno
- f. Sodio + agua \rightarrow hidróxido de sodio + hidrógeno
- g. Óxido de cromo (II) + ácido bromhídrico \rightarrow bromuro de cromo (II) + agua
- h. Amoníaco + agua \rightarrow hidróxido de amonio
- i. Oxígeno \rightarrow ozono
- j. Carbonato de litio + ácido fluorhídrico \rightarrow fluoruro de litio + agua + dióxido de carbono

- k. Sulfito de potasio + ácido clorhídrico → cloruro de potasio + agua + dióxido de azufre
- l. Nitrato de amonio → agua + nitrógeno + oxígeno
- m. Óxido de calcio + ácido hipoyodoso → hipoyodito de calcio + agua
- n. Óxido de aluminio + ácido clorhídrico → cloruro de aluminio + agua
- o. Potasio + agua → hidróxido de potasio + hidrógeno
- p. Ácido permangánico + óxido de potasio → permanganato de potasio + agua
- q. Bromo + estroncio → bromuro de estroncio
- r. Nitrógeno + hidrógeno → amoníaco
- s. Hidróxido de amonio + ácido yodhídrico → yoduro de amonio + agua
- t. Carbonato de calcio → dióxido de carbono + óxido de calcio
- u. Amoníaco + ácido nítrico → nitrato de amonio
- v. Clorato de potasio → cloruro de potasio + oxígeno

ESTEQUIOMETRÍA

1. ¿Qué se estudia en esta rama de la química?
2. ¿A qué se denomina Dalton o UMA?
3. ¿Qué es un mol? ¿Cómo se denomina esa cantidad de partículas elementales? ¿En qué año fue propuesto, aproximadamente?
4. Calcular la masa en Dalton y en g de:

a. 2 átomos de Ca	d. Un mol de dióxido de carbono
b. 2 moles de átomos de Ca	e. 1 millón de moléculas de agua
c. Una molécula de dióxido de carbono	f. 5 moles de Kr
5. En un vaso común entran 200 ml de agua. Estimar cuántas moléculas hay y cuántos átomos de cada elemento están presentes
6. ¿A qué se denomina volumen molar? ¿Por qué deben especificarse las condiciones de presión y temperatura?
7. ¿Qué representan los coeficientes estequiométricos?
8. Se desean obtener 10 g de óxido de sodio. ¿Cuántos g de metal se precisan? ¿Qué volumen de oxígeno reacciona?
9. Para obtener 25 moles de hidróxido de potasio, ¿cuántos moles de agua se precisan? ¿Cuántas moléculas de óxido reaccionaron?
10. En un recipiente que contiene un trocito de zinc, se dejan caer 0,3 moles de ácido clorhídrico. ¿Qué volumen de hidrógeno se desprende? ¿Cuántas moléculas de cloruro de zinc se forman?
11. Se combina óxido ferroso con óxido sulfúrico, formándose 38 g de sulfato ferroso. ¿cuántos moles de cada óxido se empleó?

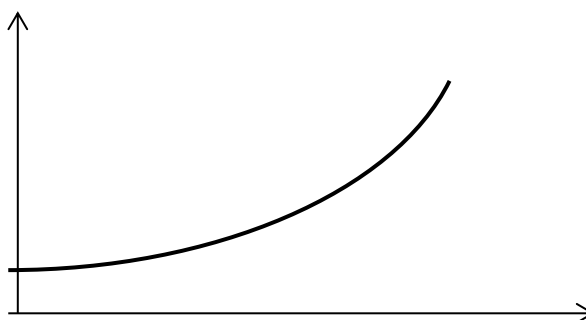


12. Para fabricar $3,0115 \cdot 10^{20}$ moléculas de cloruro de hidrógeno, ¿qué volumen de hidrógeno se usa? ¿Cuántas moléculas de cloro se gastan?
13. Se desean fabricar 99.4 g de sulfato de sodio. ¿Qué volumen de óxido sulfúrico se usa? ¿Cuántas moléculas de hidróxido se consumen? ¿Cuántas moléculas de agua se forman?
14. Reaccionan hidrógeno y nitrógeno. Si se forman $1,2046 \cdot 10^{27}$ moléculas de amoníaco, ¿Qué volumen de cada gas se ha gastado?
15. Al someter oxígeno a una descarga eléctrica se forma ozono. Calcular cuántos litros de ozono se producen al someter a ese tratamiento 25 millones de moléculas de oxígeno.
16. El combustible de las naves espaciales es hidrógeno líquido. Al quemar 5000 moles de esa sustancia, ¿qué masa de agua se forma?
17. Se descomponen térmicamente 25 g de carbonato de calcio. ¿Qué volumen de dióxido de carbono se forma? ¿Cuántos moles de óxido de calcio se obtiene?
18. En un cristizador hay 4,6 g de sodio. Se agrega un chorrito de agua y se desprende violentamente hidrógeno, se ve una llama naranja y, en el recipiente, queda una solución con hidróxido de sodio. ¿Qué volumen de gas se desprendió? ¿Cuántos moles de hidróxido se formaron?
19. Se tienen $6,1023 \cdot 10^{25}$ moléculas de sulfito de potasio. Se les agrega ácido clorhídrico con lo que se forma dióxido de azufre, agua y cloruro de potasio. ¿Qué volumen de oxígeno se ha desprendido? ¿Cuántos moles de sal se formaron? ¿Qué masa de ácido se consumió?



SOLUCIONES

- ¿Qué es una solución? ¿A qué se denomina soluto? ¿A qué se llama solvente?
- ¿Qué es la solubilidad de una sustancia? ¿En qué unidades se puede medir? ¿De qué depende?
- Definir solución saturada, concentrada, diluida y sobresaturada.
- Marcar en el gráfico, en el que se grafica la solubilidad en función de la temperatura, dónde podría ubicarse puntos que representen una solución de cada uno de los tipos definidos en (3)
- ¿Qué es la concentración de una solución?
- Indicar qué expresan los siguientes modos de expresar la concentración de una solución
 - % m/v
 - g/l
 - ppm
 - M



7. Para desinfectar se emplea solución de alcohol etílico o etanol 70 % m/v. ¿Qué significa?
8. Se dispone de alcohol medicinal (96 % m/v) y se desean preparar 250 ml de solución del mismo alcohol, pero al 70 % m/v ¿Cómo harías?
9. Una solución se preparó disolviendo en agua 2 g de hidróxido de sodio y llevando a $\frac{3}{4}$ litro. Indicar su concentración en % m/v, g/l y M
10. La concentración máxima de creatinina permitida en orina es de 250 mg/dl. Determinar el valor en g/l y en ppm.
11. Si la concentración de glucosa en sangre es menor que 20g/dl, puede considerarse un valor normal. Sabiendo que la masa molar de la glucosa es 178, calcular la M máxima permitida.
12. La hemoglobina en una mujer sana puede variar entre 120 y 160 g/L. Si la masa molar es de 64000 g, calcular los valores máximos y mínimos, expresando M
13. Una solución de cloruro de potasio es 0,2 M. Calcular su concentración en % m/v.
14. 0,05 mg/l es el máximo contenido de arsénico permitido en el agua potable en nuestro país. ¿Cuánto de ese elemento se ingiere al tomar el contenido de un vaso (200 ml) si posee esa concentración límite?
15. Un valor aceptable de Cu en sangre es $2 \cdot 10^{-5}$ M. ¿Cuántos g de este metal habrá en 3 litros de sangre así dosada?
16. Un medicamento tiene una concentración de 0,25 % m/v. Si 20 gotas hacen 1 ml, ¿qué cantidad de droga se ingiere al tomar 5 gotas?
17. Una solución de cloruro de potasio es 0,2 M. ¿Qué masa de sal habrá disuelta en 25 ml?
18. Se desean preparar 750 ml de solución de nitrato de bario 5 g/l. ¿Qué masa de sal deberá pesarse? ¿Cuál es la M de la solución preparada?
19. El suero fisiológico es una solución 0,9 % m/v de cloruro de sodio en agua. Si un paciente internado recibe 3 sachets de medio litro cada uno en una jornada, ¿Cuántos mg de esa sal estará incorporando?
20. Si a una solución se le agrega solvente, ¿Qué sucede con la concentración? ¿Por qué?
21. Se tienen 50 ml de sol. de nitrato de sodio 0,2 M y se le agregan 70 ml de agua. Determinar la nueva concentración en M, % m/v y g/l.
22. La lavandina comercial es una solución de hipoclorito de sodio, con concentración de 60 g/l de cloro. Si para potabilizar agua se agregan 2 gotas por cada litro de agua a tratar, ¿Cuál es la concentración del líquido bebible? ¿Cuántos mg de cloro se ingieren al beber un vaso de ese líquido?
23. Se tienen 30 ml de sol. de sulfato de cobre 0,25 M y se le agrega agua hasta completar 50 ml. ¿Cuál es la nueva concentración? Indicarla en M, g/l y % m/v
24. Si a una sol. de carbonato de sodio 0,265 % m/v se le duplica el volumen, ¿Cuál es la nueva concentración? Dar ambas M e indicar la relación que entre ellas existe



25. Si se tienen dos soluciones del mismo soluto y se mezclan...
- ¿son aditivos los volúmenes?
 - ¿son aditivas las cantidades de soluto?
 - ¿son aditivas las concentraciones?
26. Se mezclan 30 ml sol. cloruro de calcio 0,2 M con 40 ml sol. del mismo soluto, 0,5 M. Calcular la nueva concentración en M, % m/v y g/l
27. Se mezclan 40 ml sol. nitrato de plata 0,5 % m/v con 40 ml sol. del mismo soluto, 0,8 % m/v. Calcular la nueva concentración en M, % m/v y g/l
28. Se mezclan 50 ml sol. ácido clorhídrico 0,2 M con 40 ml sol. del mismo soluto, 0,7 % m/v. Calcular la nueva concentración en M, % m/v y g/l
29. En un recipiente que contiene 50 ml sol. ácido fosfórico 0,2 M se adicionan 90 ml sol. del mismo ácido, 0,7 % m/v. Calcular la nueva concentración en M, % m/v y g/l

**LUIS FEDERICO
LELOIR**

Nació el 6 de septiembre de 1906 y falleció en 1987.

Ganó el **Premio Nobel de Química en 1970** por su trabajo en bioquímica al descubrir los nucleótidos de azúcar y su función en la biosíntesis de hidratos de carbono.



PROGRAMA ANALÍTICO QUÍMICA I

Unidad I

Sistemas materiales: Materia, Masa, Cuerpo, Propiedades intensivas y extensivas de la materia, Fenómenos físicos y químicos, Fases Sistemas homogéneos y heterogéneos., Fraccionamiento de un sistema. Composición porcentual de un sistema

Unidad II

Moléculas y átomos, Núcleo y zona periférica, Partículas subatómicas, Número atómico y número másico. Isótopos. Mezcla isotópica. Peso atómico, Configuración electrónica. Números cuánticos –nociones-. Construcción de la configuración electrónica de los átomos.

UNIDAD III

Clasificación periódica de los elementos, Tabla periódica, Grupos y períodos, Propiedades periódicas: radio atómico, electronegatividad, energía de ionización.

UNIDAD IV

Uniones químicas, Iónicas y covalentes, Estructuras de Lewis, Óxidos básicos, ácidos y anfóteros, Hidróxidos, Hidrácidos, Oxácidos. Ácidos polipróticos. Anfóteros. Neutralización. Sales neutras, ácidas y básicas.

UNIDAD V

Estequiometría. Mol y Volumen molar, Estequiometría simple, Estequiometría con gases en CNPT. Soluciones, Soluteo y solvente, Concentración porcentual y molar, Estequiometría con soluciones

BIBLIOGRAFÍA

- CHANG, R.; “Química”; 11ª edición, McGraw Hill; 2016
BURNS, R.; “Fundamentos de química”; 4ª edición; Prentice Hall México; 2003
BROWN, T.; LE MAY; BURSTEN; MURPHY; “Química: la ciencia central”; 11ª Edición, Pearson; 2013
MC MURRY, J.; “Química General”; Prentice Hall México; 2008
ROSENBERG, D.; “Química”, 10ª edición, Mc Graw Hill, 2014
BIASIOLI, WEITZ, CHANDÍAS; “Química General e Inorgánica”; Kapelus; Ciudad Autónoma de Buenos Aires; 2002

WEBGRAFÍA

- <http://www.quimicaweb.net/>
<https://www.fisicanet.com.ar/quimica/index.php>
<http://pagciencia.quimica.unlp.edu.ar/>
<https://www.edumedia-sciences.com/es/node/86-quimica>
<http://www.frtp.utn.edu.ar/materias/qcasis/multchoice>
<https://elgatoylacaja.com.ar/>
<http://www.adeqra.com.ar/>
<http://redfiqui.wix.com/redfiqui>
<https://fisicayquimica.educarex.es/es/2-bachillerato/quimica>