



Guía de ejercicios de Química 2024

PABLO STARK

Índice

Módulo 1 – Tabla periódica.....	pág. 3
Módulo 2 – Uniones Químicas.....	pág. 9
Módulo 3 – Moles.....	pág. 11
Módulo 4 – Soluciones.....	pág. 14
Módulo 5 – Reacciones químicas y Gases.....	pág. 17
Módulo 6 – Alimentación y Biomoléculas.....	pág. 19
Respuestas.....	pág. 20

Módulo 1: Tabla Periódica-Átomos-Iones-Isótopos

- 1. Indicar según su ubicación en la Tabla si los siguientes elementos son Metales o No metales.**

Escribirlos con su símbolo correspondiente: Calcio, Mercurio, Tungsteno, Nitrógeno, Bromo, Paladio, Bario, Cromo, Azufre, Hidrógeno, Sodio, Yodo, Cloro, Astato, Helio, Argón, Neón, Berilio, Boro, Aluminio.

[illegible]

2. Completar la tabla, utilizando la T. Periódica para calcular la cantidad de electrones, protones y neutrones que posee cada átomo o cada ion.

Especie	Protones	Neutrones	Electrones
Fe			
Cu			
He			
H			
N			
Na⁺			
Mg⁺²			
Cl⁻			
S⁻²			
N⁻³			

3. Indicar la CE y CEE de los primeros 36 elementos utilizando el siguiente cuadro. Indicar período y grupo. Agrupar los elementos que pertenezcan al mismo grupo y comparar sus CEE.

Elemento	CE	CEE

5. I. Ordenar los siguientes elementos en orden creciente respecto a su radio atómico:

- a. B, O, F
- b. Kr, Ne, Xe
- c. K, P, Na
- d. Cs y Sr

II. ¿Es igual el orden respecto a su afinidad electrónica? ¿Y respecto a su energía de ionización?

6. Ordenar las siguientes especies en orden creciente respecto a su radio atómico:

- a. Li^+ , Li, He
- b. O^{2-} , O
- c. I, Rb, O
- d. Mg^{+2} , F^- , Cl^- , Be^{+2} , S^{2-} , Na^+

7. Indicar cuáles de las siguientes especies son isótopos, e identificar para cada una de ellas la cantidad de protones, electrones y neutrones:



8. Calcular la Masa atómica promedio del hierro (Fe) sabiendo que tiene 4 isótopos estables con los siguientes porcentajes de abundancia: ^{58}Fe 0,282 %; ^{57}Fe 2,119 %; ^{54}Fe 8,845 % y ^{56}Fe 88,754 %.

9. Calcular la masa atómica de uno de los 2 isótopos del Cobre (Cu) si se sabe que su abundancia es del 73,2 % mientras que el otro isótopo tiene una masa de 65 uma y su abundancia es de 26,8 %. El Ar del Cu es 63,536 uma.

10. Hallar el porcentaje de abundancia de los dos isótopos de un elemento X sabiendo que uno de ellos tiene A= 89 y el otro 92. El Ar de X es 90,95 uma.

11. a) Escribir la configuración electrónica y la CEE de un elemento que tiene Z = 34 y A = 79.

b) Ubicarlo en la tabla periódica muda.

c) ¿En qué grupo y período se encuentra?

d) Clasificarlo por su ubicación en la tabla y por la ubicación de su último electrón.

e) ¿Qué clase de iones formará para alcanzar la estabilidad?

f) ¿Cuántos neutrones tiene?

12. Ubicar en la tabla periódica muda:

- Un elemento que forma un ión del tipo X^{+2} para llegar a la CEE $2s^2 2p^6$.
- Al elemento α capaz de formar el ión α^{-3} cuya CEE es $3s^2 3p^6$. Identificar, utilizando la tabla periódica, cuál debe ser el elemento α . Indicar dónde debería ubicarse en la tabla el ión α^{-3} .
- Un elemento β que al perder 4 electrones alcanza una CEE $4s^2 3d^1$. ¿Cómo será el ión que forma?

13. Indicar para cada uno de los elementos anteriores (X , α , β) su número de protones, electrones y neutrones sabiendo sus A . Clasificar estos elementos según la ubicación de su último electrón.

	Protones	Electrones	Neutrones	A	Rep/Trans/Trans int.
X				24	
A				31	
B				55	

14. Un ión G^{+3} tiene una CEE $4s^2 4p^6$.

- Indicar la CE del ión.
- Si su A es 89 una indicar la cantidad de electrones, protones y neutrones del ion G^{+3} y del elemento G .
- Ubicar en la tabla periódica muda al elemento G .
- ¿El elemento G es Representativo? ¿Por qué?

- e) ¿Cuál de los dos será más estable G ó G^{+3} ?
- f) Indicar grupo y período del elemento G.
- g) ¿G será metal o no metal?

15. Sabiendo que la CEE del Nd (Neodimio) es $6s^2 4f^4$ indicar su CE y clasificar al Nd por la ubicación de su último electrón.

Extras:

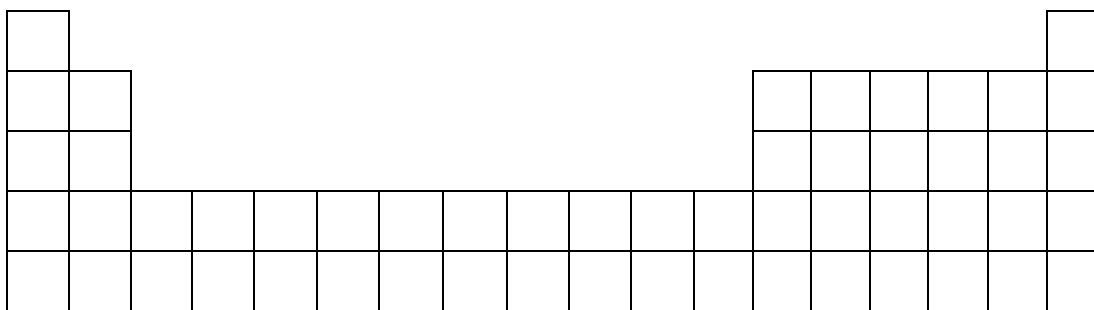
16. Un elemento Q tiene 2 isótopos estables: uno de 102 uma y otro de 105 uma. Si el Ar_Q es 104,28 uma indicar el % de abundancia de cada uno de los isótopos.

17. Un elemento metálico logra una configuración electrónica $5s^2 5p^6$ formando un ión divalente.

- a) Indicar si ganó o perdió electrones para formar el ión.
- b) ¿En qué grupo y período se encuentra dicho elemento?
- c) Escribir su CE y ubicarlo en la tabla muda.
- d) Clasificar el elemento según la ubicación del último electrón.

18. Indicar Z, A, Período, grupo, número de electrones, M/Nm, R/T/Ti, CE y CEE para el **elemento** (que tiene 28 neutrones) capaz de formar un catión trivalente alcanzando un total de 21 electrones.

	Z	A	Per	Grupo	Elec.	M/Nm	R/T/Ti	CE	CEE
Elem.									



Módulo 2: Uniones Químicas

- Representar las siguientes sustancias de acuerdo a la fórmula de puntos de Lewis y, siempre que sea posible, por su fórmula desarrollada: O_2 – HCl – H_2O – Na_2O – CBr_4 – Al_2O_3 . Clasificarlas según sean iónicas, covalentes polares o no polares, o metálicas. Por último, enunciar para cada sustancia 3 propiedades.
- Dibujar mediante fórmula de puntos de Lewis y F. desarrollada siempre que se pueda: Li_2S – Cl_2O – CCl_4 – N_2 – Br_2 – PBr_3 – Mg_3P_2 – N_2O_3 [Aclaración: Cl=cloro]. Clasificarlas. Completar el siguiente cuadro con las sustancias anteriores:

Solubles en agua	Solubles en solventes NP	Conduce la corriente eléctrica si está disuelto	Muy bajo pto. de fusión

- Ordenar en forma creciente las siguientes sustancias por su punto de ebullición:
 NaI , O_2 , Ag , HCl . Justificar mostrando estructura de Lewis siempre que se pueda, geometría molecular y los conocimientos adquiridos sobre uniones intermoleculares.
- a. ¿Qué tipo de unión formarán los elementos α y β si α es un elemento cuya CEE es $4s^2 4p^5$ y β es un elemento cuyo $A=14$ y tiene 8 neutrones?

- [illegible]

- c) Representar cada tipo de unión interatómica (iónica, covalente o metálica) para las 4 posibilidades (utilizando Lewis + fórmula desarrollada cuando se pueda). Ordenarlos en forma creciente de acuerdo a su punto de ebullición. Justificar, además, con los conocimientos sobre uniones intermoleculares.

- b. Indicar para cada sustancia si será o no soluble en: I. H_2O II. CCl_4 . Justificar.

- c. Indicar cuál/es de las seis sustancias conducirán la corriente eléctrica a temperatura ambiente. Justificar.
- d. Ordenar las sustancias en forma creciente según su punto de fusión. Justificar con uniones intermoleculares.
- e. ¿Qué otras características tendrán cada una de ellas?

7. La sustancia genérica J_2Q_3 tiene en total 210 protones (entre los 5 átomos que la forman). Si J tiene un isótopo que se puede representar $^{205}_{81}J$, ¿cuáles son los elementos reales que forman esta sustancia? ¿De qué tipo de unión se trata? Representarla e indicar al menos tres propiedades que tendrá dicho compuesto.
8. Representar los siguientes iones: H_3O^+ , NH_4^+ , NO_2^- , CO_3^{2-} .
9. Representar las siguientes sustancias y clasificarlas: O_3 , HNO_3 – $CaCO_3$ – K_2CO_3 – $HClO_2$.

Módulo 3: Mol

1. 3,05 moles de H_3PO_4 :
 - a. Tienen una masa de..... gramos.
 - b. Contienen..... átomos de H.
 - c. Contienen..... moles de O.
 - d. Contienen..... gramos de P.
 - e. Son un total de..... moléculas de H_3PO_4 .
2. ¿Cuántos átomos de O hay en 35 g. de H_2SO_4 ?
3. ¿Cuántos átomos de bromo hay en 456 g de Br? ¿Y en 456 g de HBrO?
4. ¿Con cuántos moles de Pd se equilibrará una balanza de platillos si en uno de los platillos tengo $5,23 \times 10^{22}$ átomos de Na?
5. Una mina de lápiz está compuesta totalmente por C. Si utilicé en un dibujo 0,05 g de mina de lápiz:
 - a. ¿Cuántos átomos de C gasté?
 - b. ¿Cuántos moles de C gasté?
6. La bauxita es una roca sedimentaria compuesta mayoritariamente por alúmina (Al_2O_3). Si tenemos 3 kg de esta roca y se sabe que contiene un 77 % de alúmina indicar:
 - a. Los moles de alúmina que se pueden extraer.
 - b. La masa de Al que se obtendrá.
 - c. El número de átomos de O provenientes de la alúmina presentes.

7. El oro blanco tiene la siguiente composición: cada 1000 g de oro blanco hay 750 g de oro (Au), 160 g de paladio (Pd) y 90 g de plata (Ag). En un anillo de 8 g de oro blanco:
- ¿Cuántos moles de Pd hay?
 - ¿Cuántos átomos de Ag hay?
 - ¿Cuántos átomos componen el anillo?
 - Según los precios de los metales que figuran en la tabla, ¿Cuánto costará el anillo?
 - ¿Cuál es el metal más caro de los que componen el anillo, teniendo en cuenta el precio de cada gramo de metal?

METAL	PRECIO (U\$S / mol de metal)
Au	17727.3
Ag	7766.64
Pd	10108

8. Se comparan 370 gramos de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) con 3,6 moles de KNO_3 :
- ¿De cuál de las sustancias habrá mayor masa y de cuál más moles?
 - ¿En cuál de ellas (considerando las cantidades dadas) habrá mayor cantidad de átomos de O?
 - ¿Cuántos moles y cuántos gramos de agua se pueden formar con los átomos de H y O contenidos en 23 gramos de glucosa?
9. El bronce es una aleación entre cobre (Cu) y estaño (Sn). Si se tiene una barra de 2,3 kg. de esta aleación tal que la proporción de ambos es 88% Cu y 12% Sn, responder:
- ¿Cuántos moles de cada metal componen dicha barra?
 - ¿Cuántos átomos de cada metal componen la barra?
10. Si 2,5 g de X_2O contienen 0,0403 moles de O, ¿Cuál es el elemento X?
11. En un laboratorio, un técnico logra sintetizar (fabricar) una sustancia a partir de C, H y O. Si $1,0033 \times 10^{22}$ moléculas de esta sustancia tienen una masa de 1,5 gramos; ¿cuál es la fórmula molecular de la sustancia sintetizada, si tiene el doble de átomos de oxígeno que de carbono e igual cantidad de hidrógeno que de carbono?
12. El acetato de sodio habitualmente se encuentra trihidratado, representándose con la fórmula molecular $C_2H_3NaO_2 \cdot 3H_2O$.
- ¿Qué % en masa representa el agua en su fórmula molecular?
 - Si 20 g de $C_2H_3NaO_2 \cdot 3H_2O$ se calientan hasta deshidratarse por completo, ¿cuántos moles de acetato de sodio ($C_2H_3NaO_2$) se obtendrán?

13. El nitrato de aluminio se encuentra en su forma hidratada $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot \text{XH}_2\text{O}$. Para calcular el valor de X en el hidrato original, se calientan 50 g de este compuesto hasta verificar que no continúa deshidratándose, obteniéndose 28,4 g de $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$. ¿Cuál es la fórmula molecular del hidrato original?
14. Una muestra de ácido acetilsalicílico (aspirina) tiene un 60% en masa de C, 4,44 % de H y 35,56 % de O. ¿Cuál es la fórmula mínima de la aspirina? En este caso la fórmula mínima coincide con la molecular, ¿cuál es la masa molar de la aspirina?
15. Para determinar cómo fue envenenado un individuo, el detective analiza una pequeña muestra 0,2 g de cierto compuesto que encontró en la escena del crimen. En dicha cantidad, encontró 0,151 g de C, 0,0268 g de H y 0,022 g de N, siendo estos los únicos elementos que contiene la sustancia. Identificar qué sustancia es la utilizada en este caso (a través de su fórmula mínima, que corresponde con la molecular) e identificar su nombre buscando en Google.
16. El ácido oxálico tiene una composición en masa del 2,22% en H, 26,67% en C y 71,11% en O. Su fórmula molecular tiene 4 átomos de O. Identificar su fórmula mínima y su fórmula molecular. ¿Cuál es su masa molar?
17. El TNT (trinitrotolueno) es un compuesto químico explosivo. Su composición centesimal en masa es de 37% en C, 2,20% en H, 18,5% en N y 42,29% en O. Si su fórmula mínima coincide con su fórmula molecular, ¿cuál es la fórmula molecular del TNT?

Extras

18. La masa molar de $\text{C}_3\text{H}_3\text{O}_x$ es 71 g/mol. Hallar la fórmula molecular de esta sustancia y calcular cuántos moles de O habrá en 120 gramos de esta sustancia.
19. ¿Dónde encontraré más cantidad de O, en 26,5 moles de H_3PO_4 o en $9,26 \cdot 10^{24}$ moléculas de $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$? En cada caso, ¿cuántos gramos de O hay?
20. Si una chapa estuviera compuesta por $4,56 \cdot 10^{24}$ átomos de Zn y $2,18 \cdot 10^{23}$ átomos de Ni.
 - a. ¿Qué masa tendría?
 - b. ¿Cuántos moles de metal hay en total en la chapa?
21. La testosterona, hormona sexual masculina, tiene una composición centesimal en masa de 79,17 % de C, 9,72 % de H y 11,11 % de O. Si la fórmula mínima de la testosterona es idéntica a la fórmula molecular, ¿cuál es la fórmula molecular de la testosterona?

Módulo 4: Soluciones

1. Se dispone de una solución acuosa 20 % m/m, determinar:

- a) ¿Qué masa de soluto se encuentra en 400 g de solución?
- b) ¿Qué masa de soluto se encuentra disuelta en 400 g de solvente?

2. Se tiene una solución acuosa de 15 g de sal en 300 g de agua, cuya densidad es 1,015 g/ml.

Expresa su concentración en:

- a) g. de st /100 g de agua
- b) % m/m
- c) % m/v.

3. Se prepara una solución ($\delta=1,096 \text{ g/cm}^3$) que contiene 6,0 g de un soluto en 500 cm³ de solución.

Expresa su concentración en:

- a) % m/m
- b) % m/v
- c) g st/100 g. agua.

4. Se desea preparar una solución acuosa de etanol al 33 %v/v. Calcular qué volumen de solución se puede obtener si se dispone de 500 cm³ de etanol.

5. Señala y justifica cuál de las siguientes soluciones es la más concentrada:

- a) 1,008 g st/dm³ sc.
- b) 1,001 g st/100 cm³ sc.
- c) 0,551 g st/250 cm³ sc
- d) 0,005 g st/ml sc.

6. Se desea preparar 200 cm³ de una solución acuosa de HCl 10,0 % m/m y $\delta=1,02 \text{ g/ml}$.

- a) ¿Cuál es la masa de soluto y de solvente necesaria?
- b) ¿Cuál es la concentración expresada en g de soluto/100 g de solvente y % m/v?
- c) Calcular su concentración M.

7. Se agregan 700 ml de agua a 0,5 kg de una solución acuosa de NH₃ 45,6 % m/v y $\delta = 1,343 \text{ g/ml}$.

δ

- a) Calcular la nueva concentración en % m/m.
- b) Calcular la concentración molal de la solución.
- c) Si la solución resultante tiene una $\delta=1,125 \text{ g/ml}$. Calcular la concentración molar de la solución.

8. a) Una solución de cloruro de aluminio (AlCl₃) en agua tiene 2,5 g de este soluto en 40 g de solución y la densidad de la misma es 1,02 g/ml. Expresar la concentración en % m/m y en M.

- b) ¿Cuántos gramos de sal y de agua habrá que añadir a la solución para obtener 100 g de solución a la misma concentración?

9. Se tiene una solución al 5% m/m. de NH₄OH. Expresar su concentración en g de st/ 100 g de sv. y calcular su concentración molal.

10. A 60 g de una solución al 25 % m/m de cloruro de sodio (NaCl) se los quiere llevar al 5 % m/m. ¿Qué masa de solución se puede preparar? ¿Qué masa de agua se debe agregar para lograrlo?

11. En un informe de laboratorio se indica que la concentración de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en plasma es de 1 g/l. Expresar la concentración en:
- a) mg/100 cc b) % m/v c) M
12. ¿Cuántos gramos de agua deben añadirse a 20 g de urea ($CO(NH_2)_2$) para preparar una solución acuosa al 5% m/m? Expresar la concentración en M y en m (sabiendo que la δ de la solución es 1,03 g/ml).
13. Se prepara una solución con 24 g de sal y 400 ml de alcohol ($\delta_{sv}=0,8$ g/ml). La densidad de la solución es 1,02 g/ml. Calcular la concentración de la solución en %m/m, %m/v y gst/100 gsv.
14. Una solución se prepara con 26 g de KOH en 300 ml de un solvente que puede ser uno de los que figuran en la tabla a continuación. Si la concentración de la solución es 9,665 %m/m, ¿cuál de los siguientes es el solvente empleado?

Solvente	Densidad (g/ml)
Acetona	0,788
Alcohol isopropílico	0,781
Butanol	0,81
Ácido fórmico	1,22

15. Hallar la concentración en % m/m de la solución resultante al mezclar 400 ml. de una solución 32 % m/v ($\delta = 1,20$ g/ml.) con 200 ml. de otra, 15 % m/m ($\delta = 1,09$ g/ml.).
16. Se desean preparar 1,2 litros de una solución de Litio al 18 % m/m y $\delta = 1,06$ g/ml. Para esto, se dispone de una solución al 65 % m/m cuya $\delta = 1,15$ g/ml.
- a) ¿Qué volumen de la solución concentrada necesitaré?
- b) ¿Qué volumen de agua necesitaré para diluirla?
17. Se tiene 1 litro de una solución 0,8 M de H_2SO_4 cuya $\delta = 1,18$ g/ml.
- a) ¿Cuántos ml de H_2O se deberán agregar para que la solución sea 0,5 M y tenga una $\delta = 1,12$ g/ml?
- b) Expresar la concentración de la nueva solución en % m/m, % m/v y m.
18. Partiendo de 600 g de una solución 2 m de $MgCO_3$ se quiere obtener una solución 80 % m/v cuya densidad sea 1,18 g/ml. ¿Qué volumen de agua habrá que evaporar? Calcular la concentración M de la nueva solución.
19. Si se tienen 250 g de una solución 1,5 molal de NaOH ($M_r=40$ g/mol) y se le agregan 14 g de soluto ¿Cuál será la nueva concentración en %m/m?

A partir de aquí aplicaremos 3 fórmulas que se emplean para intentar determinar el nivel de alcoholemia de un individuo en función de la cantidad de alcohol ingerido a través de diferentes bebidas, su tiempo de eliminación total del organismo y el tiempo que es necesario esperar para poder conducir luego de la ingesta. Cabe aclarar que estos valores son aproximados y varían entre las diferentes personas; sólo deben ser tomados como referencia.

$$\text{Alcoholemia previsible } \left[\frac{g}{l} \right] = \frac{g \text{ de alcohol ingeridos } [g]}{\text{Peso (kg)} \times R [l/kg]}$$

R vale 0,6 para mujeres y 0,7 para varones

$$\text{Tiempo para la eliminación del alcohol [hs]} = \frac{\text{Alcoholemia previsible}}{0,15}$$

$$\text{Tiempo para volver a conducir [hs]} = \frac{\text{Alcoholemia previsible} - 0,3 \text{ (ó 0,5)}}{0,15}$$

20. Una cerveza tiene 5° de alcohol (5%v/v). Si el alcohol tiene una densidad de 0,8 g/ml; ¿cuántos g de alcohol contienen 473 ml de esta bebida? ¿En cuánto tiempo se eliminará del organismo de un chico de 48 kg?
21. El Fernet tiene una graduación alcohólica de 45°. Si una chica de 62 kg ingiere 50 ml de Fernet, ¿cuál es su alcoholemia previsible? ¿En cuántas horas se eliminará el alcohol de su organismo?
22. Luego de beber 200 ml de cierto vino, Ariel debió aguardar 24 minutos antes de volver a conducir (considerando las fórmulas de alcoholemia previsible y del tiempo necesario para su eliminación al menos hasta los niveles permitidos). Ariel sacó el registro hace unos meses ya que tiene 18 años (por lo que su nivel legal permitido es de 0,3 g/litro) y su peso es 76 kg. ¿Qué graduación alcohólica tiene el vino que bebió?
23. En una fiesta, Mariana toma 250 ml de cerveza (5,5°), 40 ml de tequila (44°) y 300 ml de champagne (11°).
 - a. ¿Cuál será su alcoholemia previsible, considerando que Mariana pesa 61 kg?
 - b. ¿En cuántas horas se eliminará todo el alcohol de su organismo?
 - c. ¿En cuántas horas podría volver a conducir, considerando que no debe superar 0,3 g/l?

Extras

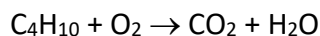
24. Se colocan 12 g de I₂ en 500 ml de hexano (δ=0,65 g/ml). Calcular la concentración de la solución en %m/m, M y m sabiendo que la δ_{sc} es 0,92 g/ml .
25. Se tienen 150 ml de una solución 2,3 M de K₂SO₄ (Mr=174,2 g/mol), cuya δ=1,4 g/ml. Si se le agregan 100 ml de agua y 20 g más de sal, ¿cuál será su nueva concentración expresada en molalidad?

Módulo 5: Reacciones Químicas y Gases

1. Para la reacción $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ se pide:

- ¿Cuántos moles de cada reactivo se utilizaron si se obtuvieron 6 g de H_2O ?
- Si se dispone de 4,8 moles de H_2 y exceso de O_2 , ¿cuántos g de H_2O se obtendrán?
- ¿Cuántas moléculas de O_2 reaccionarán con 5 g de H_2 ? En ese caso, ¿cuántos moles de H_2O se obtendrán?

2. La combustión del butano (C_4H_{10}) se describe en la siguiente reacción:



- ¿Cuántos moles de O_2 serán necesarios para que se consuman por completo 12 g. de C_4H_{10} ? En ese caso ¿Cuántos gramos de H_2O se obtendrán?
- Si en cambio reaccionan $5,97 \times 10^{22}$ moléculas de C_4H_{10} con 10 g de O_2 ¿Cuántos moles de CO_2 se obtendrán?
- En el caso de la pregunta anterior ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuántos gramos sobran del que está en exceso?

3. Según la reacción: $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$

- Si se obtuvieron al finalizar la misma 15,35 g de Fe_2O_3 ¿Cuántos moles de cada reactivo se utilizaron? ¿Cuántos g. de SO_2 se obtuvieron? ¿Es útil el concepto de reactivo limitante en este ejemplo? ¿Por qué?
- Si reaccionan 14 g de cada reactivo ¿Cuántos moles de SO_2 se obtienen?
- Indicar cuántos moles sobran del reactivo que está en exceso.

4. La biosíntesis de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) a través de la fotosíntesis se describe según la siguiente reacción, en presencia de energía solar: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2$

- Si se tienen 30 g. de H_2O y 20 g. de CO_2 ¿Cuántas moléculas de glucosa se obtendrán? ¿Y cuántos gramos de O_2 ?
- Según el caso anterior ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuántos gramos sobran del reactivo que está en exceso?

5. Según la reacción: $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$

- Si se obtuvieron 25 g de N_2O_3 ¿Cuántos moles de cada reactivo se utilizaron?
- Si en cambio reaccionaron 32 g de N_2 con 1,2 moles de O_2 ¿Cuántos moles del producto se obtendrán? ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuántos moles y cuántos gramos sobran del que está en exceso?

6. ¿Qué volumen ocuparan 25 g de H_2 que se encuentran en un recipiente cerrado con una presión de 2,3 atm y una temperatura de $36\text{ }^{\circ}\text{C}$?
7. ¿Qué presión tendrá un sistema formado por 2,8 moles de N_2 si se encuentran a $120\text{ }^{\circ}\text{C}$ en un recipiente de 1,8 litros?
8. ¿Cuál será la densidad de un sistema formado por 30 g de CH_4 , si este se encuentra a $P=2,6\text{ atm}$ y $T=68\text{ }^{\circ}\text{C}$?
9. Calcular cual será la temperatura final de un sistema formado por vapor de agua si inicialmente se encontraba a 24°C , $P=1,2\text{ atm}$ y $V=2\text{ litros}$ y luego el volumen se reduce a 1,4 litros y la presión aumenta un 50 %.
10. ¿Con los siguientes datos calcular el volumen inicial del sistema: $P_i=1\text{ atm}$, $T_i=80\text{ }^{\circ}\text{C}$, $V_f=4,2\text{ l}$, $T_f=28\text{ }^{\circ}\text{C}$, $P_f=1,5\text{ atm}$.
11. Calcular la masa molar de C_2X_4 si 14 g de esta sustancia se encuentran a 50°C en un recipiente de 8,277 litros y sometidos a una $P=1,6\text{ atm}$. Identificar al elemento X con la ayuda de la tabla periódica.
12. Un sistema está formado por dos sustancias: CO_2 y J. Se pide identificar al elemento J a partir de los siguientes datos y con la ayuda de la tabla periódica: el sistema se encuentra a $T=40\text{ }^{\circ}\text{C}$, $P=182,87\text{ atm}$ y $V=0,8\text{ litros}$. Hay $1,023 \times 10^{24}$ moléculas de CO_2 y 335,2 g de J.
13. La siguiente es la reacción característica de la respiración celular a partir de la Glucosa, con la consecuente obtención de energía: $C_6H_{12}O_6 + O_2 \rightarrow H_2O (g) + CO_2 (g)$
 - a. Si se emplean 450 g de un alimento que tiene 22 % de glucosa, y oxígeno en exceso, ¿cuántos gramos de agua y cuántos moles de CO_2 se producirán?
 - b. Si en cambio se producen 100 g de agua, ¿cuántos moles de glucosa y cuántos de O_2 se utilizaron? A partir de este dato y con $P=1,05\text{ atm}$ y $T=5\text{ }^{\circ}\text{C}$, ¿qué volumen de CO_2 se obtiene?
 - c. Si en CNPT se obtuvieron 35 litros de CO_2 , ¿cuántos gramos de cada reactivo se emplearon?
 - d. Si se tienen 100 g de glucosa y 120 g de O_2 , ¿cuál será el reactivo limitante? ¿Cuántos litros de vapor de agua se obtendrán si la $P=1,14\text{ atm}$ y la $T=290\text{ K}$? ¿Cuántos moles sobran del reactivo en exceso?
14. A partir de la reacción: $H_2 (g) + N_2 (g) \rightarrow NH_3 (g)$ responder:
 - a. ¿Cuál será el reactivo limitante si se utilizan 5 moles de H_2 y 9 gramos de N_2 ?
Con estos datos, ¿qué temperatura habrá en el recipiente de 2,5 litros utilizado para recoger todo el NH_3 formado, si la $P=1,23\text{ atm}$?

b. Si reaccionan 20 litros de H_2 a 2,5 atm y 300 K, con 41 litros de N_2 a 3 atm y 60 °C, ¿cuántos moles de NH_3 se obtendrán?

15. A partir de la reacción $HNO_3 + Zn \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2$ (g) responder:

a. Si reaccionan 26 g de Zn con HNO_3 en exceso, ¿cuántos gramos de $Zn(NO_3)_2$ se formarán y cuántos litros de H_2 se obtendrán en CNPT?

b. Si se obtienen 3,7 moles de $Zn(NO_3)_2$, ¿cuántos gramos de Zn y cuántos moles de HNO_3 reaccionaron?

c. Si el Zn tiene 90 % de pureza, ¿cuántos gramos de Zn serán necesarios para que reaccionen por completo 0,65 moles de HNO_3 ?

16. A partir de la reacción $Cu + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2$ (g) + H_2O [balancear exclusivamente por método algebraico] responder:

a. ¿Cuántos moles de cada reactivo serán necesarios para producir 2,68 litros de SO_2 en CNPT ($P= 1$ atm y $T= 0^\circ C$)?

b. Si se dispone de 3,5 g de Cu y 9,5 g de H_2SO_4 , ¿cuántos moles de $CuSO_4$ se producirán?

Módulo 6: Alimentación y Biomoléculas – Guía propuesta para su estudio

1. Elaborar una tabla conteniendo las principales características y funciones de los hidratos de carbono, proteínas, lípidos, vitaminas y minerales.
2. Identificar las principales funciones del hierro, calcio, zinc, fósforo y las vitaminas A, C, D, E, K y las del complejo B. Identificar las enfermedades por carencia de estos micronutrientes.
3. Resumir brevemente las leyes fundamentales de la Alimentación del Dr. Pedro Escudero.
4. Resolver los siguientes ejercicios averiguando la cantidad de calorías aportada por las siguientes comidas (los datos serán aportados en clase):
 - a) 150 g. de pollo con 100g. papas.
 - b) 50 g de arroz blanco, 15 g de aceite, 20 g de queso rallado, 100 g de carne roja.
 - c) 150 g de pastas secas con 50 g de tomate, 50 de zanahoria, 50 de cebolla, 20 g de queso rallado.
 - d) 200 ml de leche con 10 g de azúcar y 2 tostadas de pan lactal (25 g c/u) con manteca (5 g c/u).

Respuestas

Módulo 1

2.

Especie	Protones	Neutrones	Electrones
Fe	26	30	26
Cu	29	34	29
He	2	2	2
H	1	0	1
N	7	7	7
Na ⁺	11	12	10
Mg ⁺²	12	12	10
Cl ⁻	17	18	18
S ⁻²	16	16	18
N ⁻³	7	7	10

4. a. 13. b. 34. c. 79. d. 18. e. 22. f. 36.

5. I. a. $F < O < B$

b. $Ne < Kr < Xe$

c. $P < Na < K$

d. $Sr < Cs$

II. En ambos casos el orden es inverso.

6. a. $Li^+ < He < Li$

b. $O < O^{-2}$

c. $O < I < Rb$

d. $Be^{+2} < Mg^{+2} < Na^+ < F^- < Cl^- < S^{-2}$

7. a y e / b, d y f / c y g.

8. $Ar_{Fe} = 55,91$.

9. Rta: 63 uma.

10. $^{89}X=35\%$ y $^{92}X=65\%$

11. a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$

b)

c) Período 4, grupo VIA

d) No metal, representativo.

e) Anión divalente (X^{2-})

f) 45 neutrones.

12.

[illegible]

13. X: P=12 / E=12 / N=12. Representativo

α : P=15 / E=15 / N=16. Representativo.

β : P=25 / E=25 / N=30. De transición.

14. a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

b) G = 39 protones, 39 electrones y 50 neutrones.

G^{+3} = 39 protones, 36 electrones y 50 neutrones.

c)

[illegible]

d) Es de transición, su último e- está en un orbital d.

e) G^{+3} .

f) Período: 5 Grupo: III B.

g) Metal

15. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^4$. Metal de transición interna.

16. $^{102}\text{Q}=24\%$ y $^{105}\text{Q}=76\%$

17. a. Perdió.

b. IIA.

c. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2$. Período 6, grupo IIA.

d. Es representativo.

18.

	Z	A	Per	Grupo	Elec.	M/Nm	R/T/Ti	CE	CEE
Elem.	24	52	4	VI B	24	M	T	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$	$4s^2 3d^4$

Módulo 2

2. Solubles en agua: Li_2S , Cl_2O , PBr_3 , Mg_3P_2 , N_2O_3 .

Solubles en sv. no polares: CCl_4 , N_2 , Br_2 .

Conduce la corriente eléctrica si está disuelto: Li_2S , Mg_3P_2 .

Muy bajo punto de fusión: CCl_4 , N_2 , Br_2 .

3. O_2 – HCl – NaI – Ag .

4. a) Unión covalente (molécula no polar).

b) $Z_\alpha=35$, $Z_\beta=6$.

c) $\beta\alpha_4$.

5. a) Paso 1: descarta Au y Cl_4 . Paso 2: descarta AlCl_3 .

b) CH_3OH .

6. a) I_2 : covalente no polar, K_2O : iónica, Pb : metal, P_2O_3 : covalente polar, CaBr_2 : iónica, MgS : iónica.

b) Solubles en agua: K_2O , P_2O_3 , CaBr_2 , MgS . Solubles en CCl_4 : I_2 .

c) Pb .

d) I_2 – P_2O_3 – $\text{K}_2\text{O}/\text{CaBr}_2/\text{MgS}$ – Pb .

7. Ti_2S_3 . Es iónica.

Módulo 3

1. a) 298,9 g.
b) $5,51 \cdot 10^{24}$.
c) 12,2.
d) 94,46 g.
e) $1,84 \cdot 10^{24}$.
2. $8,61 \cdot 10^{23}$ átomos de O.
3. $3,43 \cdot 10^{24}$ átomos de Br. / $2,83 \cdot 10^{24}$ átomos de Br.
4. 0.019 moles de Pd.
5. a) $2,51 \cdot 10^{21}$ átomos de C.
b) 0,004 moles de C.
6. a) 22,66 moles de Al_2O_3 . b) 1222,7 g de aluminio. c) $4,09 \cdot 10^{25}$ átomos de O.
7. a) 0,012 moles de Pd.
b) $4,02 \cdot 10^{21}$ átomos de Ag.
c) $2,95 \cdot 10^{22}$ átomos totales.
d) U\$S 707.49.
e) El Pd (U\$S 95 contra Au U\$S 90)
8. a) Habrá más masa de glucosa y más moles de KNO_3 .
b) En la glucosa (12,33 a 10,8 moles).
c) 0,768 moles / 13,82 gr.
9. a) 31,85 mol de Cu / 2,32 mol de Sn.
b) $1,92 \cdot 10^{25}$ átomos de Cu / $1,40 \cdot 10^{24}$ átomos de Sn.
10. Na.
11. $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$.
12. a. 39,71 %
b. 0,147 moles.
13. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$
14. a. $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ b. 180 g/mol.
15. $\text{C}_8\text{H}_{17}\text{N}$, cicuta.
16. Fórmula mínima: CHO_2 , fórmula molecular: $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$, masa molar: 90 g/mol.
17. $\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6$.
18. $\text{C}_3\text{H}_3\text{O}_2$. Habrá 3,38 moles de O.

19. En $9,26 \cdot 10^{24}$ moléculas de $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (107,67 moles de O contra 106 moles de O en los 26,5 moles de H_3PO_4).
20. a) 516,42 g. b) 7,93 moles.
21. $\text{C}_{19}\text{H}_{28}\text{O}_2$.

Módulo 4

1. a) 80 gst. b) 100 gst.
2. a) 5 gst/100 g de agua.
b) 4,76 % m/m.
c) 4,83% m/v.
3. a) 1,095 %m/m.
b) 1,2 %m/v.
c) 1,107 gst/ 100 g. agua.
4. 1515,15 ml de sc.
5. La b (10,01 gst/1litro de sc.).
6. a) 20,4 gst y 183,6 g de agua.
b) 11,11 gst/100 gsv. y 10,2 %m/v.
c) 2,8 M.
7. a) 14,15 %m/m.
b) 9,69 m.
c) 9,36 M.
8. a) 6,25 %m/m. - 0,48 M.
b) 3,75 g. de sal y 56,25 g. de agua.
9. 5,26 gst/100 gsv. - 1,5 molal.
10. 300 g de sc. Se debe agregar 240 g de agua.
11. a) 100 mg/100cc b) 0,1 %m/v c) $5,55 \cdot 10^{-3}$ M (0,0055 M)
12. 380 g de H_2O - 0,86 M – 0,88 m.
13. 6,98 % m/m – 7,12 % m/v – 7,5 gst/100 gsv
14. Butanol.
15. 23,02 %m/m.
16. a) 306,3 ml. b) 919,75 ml de H_2O

17. a) 612 ml de agua. b) 4,375 %m/m – 4,9 % m/v – 0,47 m.
18. Se evaporarán 472,32 ml de H₂O. La concentración resultante será 9,49 M.
19. 10,66 %m/m.
20. a. 18,92 g b. 3,75 hs (o 3 hs 45 minutos).
21. 3,2 hs. (o 3 hs 12 minutos).
22. 11,97°.
23. a. 1,41 g/litro.
b. 9,4 hs (9 hs 24 minutos).
c. 7,4 hs (7 horas 24 minutos).
24. 3,56 % m/m – 0,13 M – 0,14 m.
25. 1,84 molal.

Módulo 5

1. a) 0,33 moles de H₂ y 0,17 moles de O₂.
b) 86,4 g de H₂O.
c) 7,525.10²³ moléculas de O₂. 2,5 moles de H₂O.
2. a) 1,34 moles de O₂ – 18,62 g de H₂O.
b) 0,192 moles CO₂.
c) El O₂. Sobran 2,96 g de C₄H₁₀.
3. a) 0,19 moles de FeS y 0,34 moles de O₂ - 12,3 g de SO₂
b) 0,1593 moles de SO₂.
c) 0,1587 moles de O₂.
4. a) 4,56.10²² moléculas de glucosa y 14,54 g de O₂.
b) El CO₂. Sobran 21,82 g de H₂O.
5. a) 0,33 moles de N₂ y 0,49 moles de O₂.
b) 0,8 moles de N₂O₃. Limitante: O₂. Sobran 9,6 g de N₂ (0,34 moles).
6. 137,71 litros.
7. 50,13 atm.
8. 1,49 g/l.
9. 311,85 K (38,85 °C).
10. 7,39 litros.
11. M=28 g/mol. X es Hidrógeno.

- 12.** J es Kriptón ($M=83,8 \text{ g/mol}$).
- 13.** a. $59,4 \text{ g}$ de H_2O y $3,3$ moles de CO_2 .
b. $0,93$ moles de glucosa $5,56$ moles de O_2 . $V_{\text{CO}_2}=120,71$ litros.
c. $46,8 \text{ g}$ de glucosa y $49,92 \text{ g}$ de O_2 .
d. RL= glucosa. $V_{\text{H}_2\text{O}}=69,46$ litros. Sobran $0,42$ moles de O_2 .
- 14.** a. RL= N_2 . $T=58,59 \text{ K}$.
b. $1,35$ moles de NH_3 .
- 15.** a. $75,32 \text{ g}$. $V=8,95$ litros.
b. $241,87 \text{ g}$ Zn. $7,4$ moles de HNO_3 .
c. $23,61 \text{ g}$ de Zn.
- 16.** a. $0,12$ moles de Cu y $0,24$ moles de H_2SO_4 .
b. Se producirán $0,048$ moles de CuSO_4 .