

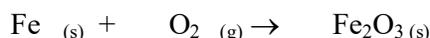
QUÍMICA GENERAL
APUNTES Y GUÍA DE EJERCICIOS
TEMAS CORRESPONDIENTES AL PRIMER PARCIAL

ESTEQUIOMETRÍA I

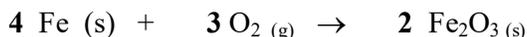
TEMARIO: Reacción química: interpretación molar y molecular
Exceso y defecto. Pureza de un reactivo.

Es conocido que las sustancias puras pueden combinarse entre sí mediante lo que llamamos un fenómeno químico, para dar otras sustancias puras. Existen grandes variedades de ejemplos cotidianos de estos fenómenos o reacciones químicas. Entre ellos la conocida oxidación de un trozo de hierro cuando se expone al aire. En este caso el hierro y el oxígeno han reaccionado (los llamamos entonces **reactivos**) para transformarse en óxido férrico (**producto**).

Para representar este fenómeno hacemos uso de la llamada **ecuación química**. Nuestra reacción anterior puede representarse entonces mediante la siguiente ecuación:



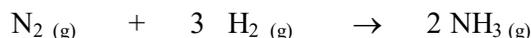
En base a la **ley de conservación de la materia** (la masa se conserva en los procesos químicos) es obvio que esta ecuación está incompleta pues en ella “aparecen” entre los productos mayor cantidad de átomos que entre los reactivos. Además debemos tener en cuenta que en el sistema real no aparece ninguna variedad de elemento químico que no estuviese entre los reactivos, es decir, los elementos se han conservado en el curso de la reacción. Para solucionar esta cuestión debemos sencillamente **equilibrar** la ecuación para que a izquierda y derecha queden igual número de átomos de cada elemento. Este ajuste debe realizarse mediante coeficientes que **multiplican a toda la fórmula y nunca variando los subíndices** ya que esto último implicaría cambiar la especie química. Así, nuestra ecuación anterior se balancea de la siguiente forma:



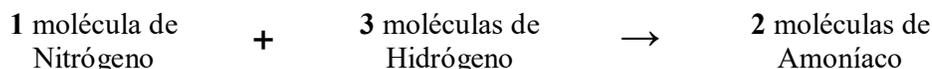
El cálculo de las cantidades de reactivos y productos involucrados en un proceso químico determinado se denomina **ESTEQUIOMETRÍA**.

Teniendo en cuenta que una fórmula química puede ser imaginada como representando a una molécula o a un mol de moléculas (entre infinitas posibilidades) tendremos para una ecuación química la posibilidad de una **interpretación molecular** (pensando en las fórmulas como si fueran moléculas) y de una **interpretación molar** (pensando en las fórmulas como si fuesen un mol de moléculas). Usaremos ambas interpretaciones en la resolución de problemas.

Tomaremos un ejemplo que es importante en la industria por el uso del producto (NH_3) como fertilizante; el proceso puede representarse:



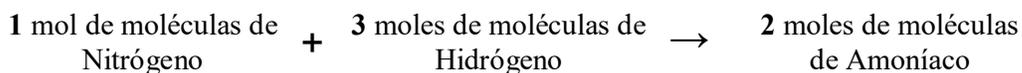
La **INTERPRETACIÓN MOLECULAR** es la siguiente:



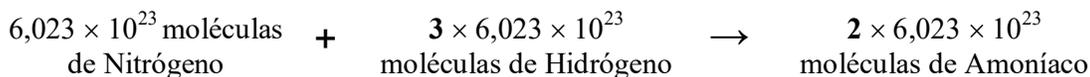
y de acuerdo a los PMR de todas las especies:



Por otro lado la INTERPRETACIÓN MOLAR es:



Recordando que un mol es el número de Avogadro:



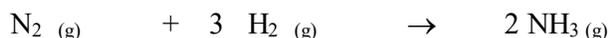
También:



Ambas interpretaciones son autoconsistentes y permiten resolver cualquier problema que involucre una ecuación química. Ambas interpretaciones están relacionadas entre sí por el número de Avogadro.

EJEMPLOS DE CÁLCULOS

1) Calcule los gramos de H₂ que reaccionarán con 0,12 moles de N₂.



Según la interpretación molar:

1 mol de N₂ se combina con 3 moles de H₂ (surge de la ecuación).

Conviene llevar los moles de H₂ a gramos ya que nos solicitan la masa de H₂ (y no moles de H₂) que habrá de reaccionar. Es decir que 1 mol de N₂ se combina con 6 g de H₂ (surge de la ecuación), sin embargo sólo tenemos 0,12 moles de N₂, entonces:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de N}_2 \quad \text{-----} \quad 6 \text{ g de H}_2 \\ 0,12 \text{ moles de N}_2 \quad \text{-----} \quad X = 0,72 \text{ g de H}_2 \\ \text{(dato)} \quad \quad \quad \text{(incógnita)} \end{array}$$

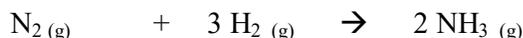
2) Calcule la masa de NH₃ a obtener cuando reaccionan $3,01 \times 10^{23}$ moléculas de H₂.



Según la interpretación molar: 3 moles de H₂ forman 2 moles de NH₃ (ecuación) o sea:

$$\begin{array}{l} 3 \times 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de H}_2 \quad \text{-----} \quad 2 \times 17 \text{ g de NH}_3 \\ 3,01 \times 10^{23} \text{ moléculas de H}_2 \quad \text{-----} \quad X = 5,66 \text{ g de NH}_3 \\ \text{(dato)} \quad \quad \quad \text{(incógnita)} \end{array}$$

3) Calcule cuántas moléculas de H₂ reaccionarán con $1,5 \times 10^{22}$ moléculas de N₂.



Según la interpretación molar: 1 mol de N₂ ----- 3 moles de H₂ (según la ecuación), o sea:

$$\begin{array}{l}
 6,023 \times 10^{23} \text{ moléc. de N}_2 \text{-----} 3 \times 6,023 \times 10^{23} \text{ moléc. de H}_2 \\
 1,5 \times 10^{22} \text{ moléc. de N}_2 \text{-----} X = 4,5 \times 10^{23} \text{ moléc. de H}_2 \\
 \text{(dato)} \qquad \qquad \qquad \text{(incógnita)}
 \end{array}$$

Todos los ejemplos pueden resolverse utilizando interpretación molecular. ¡Compruébelo!

EXCESO Y DEFECTO

Ahora bien, decíamos en el primero de los problemas que se necesitan 0,72 g de H₂ para combinarse completamente con 0,12 moles de N₂. Es claro que si agregamos estas cantidades de los dos reactivos, estos se combinarán completamente dejando en su lugar una cierta cantidad de producto (puede calcularlo de modo análogo a lo que calculó en el problema 2), que resulta ser 4,08 g de NH₃.

¿Qué sucederá si a los 0,12 moles de N₂ le agregamos sólo 0,5 g de H₂? Es evidente que no hay suficiente H₂ para reaccionar con todo el N₂ presente. Dicho de otro modo, el H₂ se terminará antes que todo el N₂ haya reaccionado: así el H₂ es el **reactivo limitante** de la reacción, ya que cuando se consume completamente se habrá terminado la reacción. Por otro lado el N₂ es el **reactivo en exceso**.

Resumiendo, en un sistema real en que se produce una reacción química podemos tener dos situaciones:

-Los reactivos están en cantidades estequiométricas: en este caso el sistema final tendrá solamente los productos de la reacción.

-Los reactivos no están en cantidades estequiométricas: en el sistema final habrá, además de los productos de la reacción, parte del reactivo que estuviera en exceso.

EJEMPLOS DE CÁLCULOS

Veamos algunos problemas de aplicación de este concepto denominado **exceso y defecto**. Usaremos el mismo ejemplo de los problemas anteriores.

1) ¿Qué sustancias estarán presentes en el sistema final obtenido al mezclar 0,25 moles de N₂ con 1,25 moles de H₂?

El primer paso será averiguar si los reactivos están en cantidades estequiométricas y, en el caso que no lo estén, averiguar cuál está en defecto (reactivo limitante).

Según interpretación molar:

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol de N}_2 \text{-----} 3 \text{ moles de H}_2 \\
 0,25 \text{ moles de N}_2 \text{-----} X = 0,75 \text{ moles de H}_2
 \end{array}$$

Los 0,75 moles de H₂ son necesarios para que reaccione totalmente el N₂ del sistema. Sin embargo, en el sistema tenemos una cantidad mucho mayor de H₂ (1,25 moles) de modo que éste “sobraré” luego de la reacción, es el reactivo en exceso. Por lo tanto el N₂ es el reactivo en defecto o reactivo limitante.

Si restamos los 0,75 moles de H₂ que reaccionan con la totalidad del N₂, a la cantidad inicial de H₂ (1,25 moles) estaremos calculando la cantidad de H₂ presente en el sistema final, es decir 0,5 moles.

Por otro lado podemos calcular la cantidad de NH₃ formado a partir de la totalidad de N₂, ya que es el reactivo limitante de la reacción:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol N}_2 \quad \text{-----} \quad 2 \text{ moles de NH}_3 \\ 0,25 \text{ moles de N}_2 \quad \text{-----} \quad X = 0,5 \text{ moles de NH}_3 \end{array}$$

También puede calcularse la cantidad de NH₃ formado a partir de la cantidad de H₂ que reacciona (primer cálculo del problema), ya que es la cantidad estequiométrica de H₂ que reacciona con 0,25 moles de N₂:

$$\begin{array}{l} 3 \text{ moles de H}_2 \quad \text{-----} \quad 2 \text{ moles de NH}_3 \\ 0,75 \text{ moles de H}_2 \quad \text{-----} \quad X = 0,5 \text{ moles de NH}_3 \end{array}$$

Respuesta: El sistema contendrá 0,5 moles de H₂ (reactivo en exceso), 0,5 moles de NH₃ (producto formado) y absolutamente nada de N₂ (reactivo en defecto).

2) ¿Qué sustancias estarán presentes en el sistema final obtenido al mezclar en un recipiente 14 g de N₂ y 1,5 g de H₂?

El primer paso será averiguar si los reactivos están en cantidades estequiométricas. Según la ecuación química:

$$\begin{array}{l} 28 \text{ g de N}_2 \quad \text{-----} \quad 6 \text{ g de H}_2 \\ 14 \text{ g de N}_2 \quad \text{-----} \quad X = 3 \text{ g de H}_2 \end{array}$$

Es fácil apreciar que el reactivo que está en defecto ahora es el H₂ ya que para que reaccionaran totalmente los 14 g de N₂ necesitaríamos 3 g de H₂ y sólo tenemos 1,5 g por lo tanto el cálculo de la cantidad de NH₃ formado debemos hacerlo a partir de este reactivo, ya que es el reactivo que limita la formación de productos:

$$\begin{array}{l} 6 \text{ g de H}_2 \quad \text{-----} \quad 34 \text{ g de NH}_3 \\ 1,5 \text{ g de H}_2 \quad \text{-----} \quad X = 8,5 \text{ g de NH}_3 \end{array}$$

Para saber la cantidad de N₂ que queda sin reaccionar en el sistema final primero debemos calcular cuánto ha reaccionado:

$$\begin{array}{l} 6 \text{ g de H}_2 \quad \text{-----} \quad 28 \text{ g de N}_2 \\ 1,5 \text{ g H}_2 \quad \text{-----} \quad X=7 \text{ g de N}_2 \end{array}$$

Por lo tanto restando a los 14 g iniciales de N₂ los 7 g que han reaccionado tendremos la cantidad de N₂ presente en el sistema final (7 gramos).

RESPUESTA: En el sistema final quedarán 8,5 g de NH₃ y 7 g de N₂ (*no quedará H₂*).

PUREZA DE UN REACTIVO

En un sistema real, los reactivos siempre contienen algún tipo de impurezas. El porcentaje de pureza de un reactivo químico **es la masa de sustancia pura presente en 100 g del mismo**. Por ejemplo, la piedra caliza es un mineral que tiene un 92 % de pureza en CaCO₃; por lo tanto en 100 g del mineral habrá 92 g de CaCO₃ y 8 g de impurezas. **En los cálculos estequiométricos se asumirá que las impurezas no participan en la reacción química.**

EJEMPLO DE CÁLCULOS

Dada la ecuación:



¿Cuántos gramos de CaO se generarán en la descomposición térmica de 250 g de piedra caliza?

En primer lugar, debemos saber cuántos gramos de CaCO₃ hay en 250 g del mineral caliza, dado que las impurezas no participan de la reacción química. Como el mineral tiene un 92 % de pureza en CaCO₃ podemos plantear:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g de piedra caliza} \text{ -----} 92 \text{ g de CaCO}_3 \\ 250 \text{ g de piedra caliza} \text{ -----} X=230 \text{ g de CaCO}_3 \end{array}$$

De acuerdo con la ecuación química balanceada, 100 g (1 mol) de CaCO₃ genera por descomposición térmica, 56 g (1 mol) de CaO. Como en 250 g de piedra caliza hay 230 g de CaCO₃, entonces, la cantidad de CaO generada por descomposición térmica será:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ g de CaCO}_3 \text{ -----} 56 \text{ g de CaO} \\ 230 \text{ g de CaCO}_3 \text{ -----} X=129 \text{ g de CaO} \end{array}$$

RESPUESTA: La descomposición térmica de 250 g de piedra caliza generará 129 g de CaO.

PROBLEMAS DE APLICACIÓN

1) Dada la reacción: $\text{NH}_3 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{N}_2 \text{ (g)} + \text{H}_2\text{O (g)}$

- Calcular cuántos moles de nitrógeno se obtendrán a partir de 150 g de NH₃.
- ¿Cuántos g de amoníaco serán necesarios para obtener 20 litros de N₂ en CNPT?
- Calcular la masa de O₂ necesaria para que reaccionen completamente 50 g de NH₃.

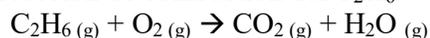
RESPUESTA: a) 10,78 moles de N₂ 1,51 moles de N₂ 4,41 moles de N₂
b) 155,04 g de NH₃ 30,36 g de NH₃ 66,49 g de NH₃
c) 70,59 g de O₂ 10,55 g de O₂ 31,12 g de O₂

2) Se hacen reaccionar Al(OH)₃ con H₂SO₄ y se obtiene la sal neutra (Al₂(SO₄)₃).

- ¿Cuántos g de la sal se obtendrán a partir de 4,36x10²³ moléculas de H₂SO₄?
- ¿Cuántos moles de hidróxido se necesitan para que reaccione esa cantidad de H₂SO₄?

RESPUESTA : a) 24,74 g 82,59 g 12,11 g
b) 0,90 moles de Al(OH)₃ b) 0,14 moles de Al(OH)₃ 0,48 moles de Al(OH)₃

3) Teniendo en cuenta la reacción de combustión del C₂H₆.



- Calcular cuántos moles de CO₂ se obtendrán al quemar 300 g de C₂H₆ con 10 moles de O₂.
- Si se estaba en CNPT, ¿cuál es el volumen de cada gas habrá reaccionado?

RESPUESTA: a) 0,73 moles de CO₂ b) 9 l de C₂H₆ - 18 l de O₂
2,80 moles de CO₂ 31 l de C₂H₆ - 74 l de O₂
5,71 moles de CO₂ 64 l de C₂H₆ - 224 l de O₂

4) El H_2SO_4 reacciona con el $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ para dar H_3PO_4 y CaSO_4 .

a) ¿Cuántos gramos de CaSO_4 se formarán a partir de 2 moles de H_2SO_4 y 400 g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

b) ¿Cuántos moles del reactivo en defecto habrá que agregar para que reaccione todo el reactivo en exceso?

RESPUESTA: a) 372 g de CaSO_4 272 g de CaSO_4 972 g de CaSO_4
b) 6,85 moles de H_2SO_4 0,85 moles de H_2SO_4 1,85 moles de H_2SO_4

5) Calcular los gramos de MnO_2 presentes en 500 gramos de una muestra de pirolusita (mineral que contiene MnO_2) de 66 % de pureza

RESPUESTA: 330 g 540 g 815 g

6) ¿En qué masa de mármol de 90 % de pureza en CaCO_3 , estarán contenidos 20 g de CaCO_3 ?

RESPUESTA: 82,26 g 22,22 g 122,22 g

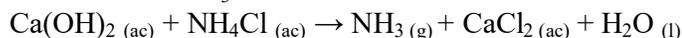
7) Se queman 50 g de carbón de 72 % de pureza con 120g de O_2 . Calcular:

a) El volumen de CO_2 en CNPT que se formará

b) La masa de impurezas que contenía la muestra

RESPUESTA: a) 11,2 litros CO_2 74,2 litros CO_2 67,2 litros CO_2
b) 25g de impurezas 14g de impurezas 43g de impurezas

8) Dada la reacción de obtención de NH_3 en el laboratorio:



a) ¿Qué masa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ de 83% de pureza será necesaria para obtener $3,5 \times 10^{22}$ moléculas de CaCl_2 ?

b) ¿Qué volumen de NH_3 en CNPT se obtendrá?

RESPUESTA: a) 5,18g de muestra 0,18g de muestra 8,12g de muestra
b) 2,60 litros de NH_3 12,60 litros de NH_3 42,60 litros de NH_3

9) Explique detalladamente como resolvería el siguiente problema, sin hacer mención a ninguna de las cifras mencionadas en el enunciado. Enumere todos los pasos seguidos.

“Dada la reacción: $\text{Al}_2\text{O}_3 (\text{s}) + \text{HCl} (\text{cc}) \rightarrow \text{AlCl}_3 (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

Calcular los moles de AlCl_3 formados a partir de 6 gr de Al_2O_3 de 75 % de pureza con cantidad suficiente de HCl ”

10) Explique detalladamente como resolvería el siguiente problema, sin hacer mención a ninguna de las cifras mencionadas en el enunciado. Enumere todos los pasos seguidos.

“Teniendo en cuenta la reacción: $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{s}) + \text{CO} (\text{g}) \rightarrow \text{Fe} (\text{s}) + \text{CO}_2 (\text{g})$

Calcular la masa de una muestra de Fe_2O_3 de 87% de pureza que deberá reaccionar con cantidad suficiente de CO para producir 0,8 moles de Fe .”

11) El Zn reacciona con el HCl según: $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

Una muestra de 15 g que contiene Zn se trata con HCl en exceso. Si se obtienen 3,86 l de H_2 en CNPT, calcular la masa de Zn de la muestra que realmente reaccionó y la pureza de la muestra en Zn .

RESPUESTA: 11,27 g de Zn 8,27 g de Zn 6,27 g de Zn
 67,13% de pureza 90,13% de pureza 75,13% de pureza

12) Calcular los mg de Mg presentes en 5 g de $Mg(NO_3)_2$

RESPUESTA: 224 mg 122 mg 810 mg

13) Calcular el contenido de P del $Ca(H_2PO_4)_2$.

a) Expresado como % de P

b) Expresado como % P_2O_5

RESPUESTA: a) 39,47 % 26,50 % 59,77 %
 b) 14,52 % 60,68 % 89,59 %

14) El índice NPK indica el contenido porcentual de nitrógeno (N), fósforo (P) y potasio (K) en los fertilizantes comerciales. Para el fósforo, el contenido está expresado como P_2O_5 y para el potasio como K_2O . Por ejemplo, el fertilizante conocido como triple 15 tiene un índice NPK de 15-15-15. Esto quiere decir que cada 100 gramos de este fertilizante comercial hay 15 g de N, 15 g de P_2O_5 y 15 g de K_2O . El contenido también puede pensarse en kilogramos, es decir en 100 kg de fertilizante habrá 15 kg de N, 15 kg de P_2O_5 y 15 kg de K_2O .

a) Calcule cuantos gramos de los elementos N, P y K aportan 150 g del fertilizante triple 15.

b) Calcule cuantos kg de este fertilizante se necesitan para aportar 3kg de K.

RESPUESTA: a) 46,1 g de N 25,3 g de P 10,2 g de K
 22,5 g de N 9,82 g de P 18,67 g de K
 54,3 g de N 15,7 g de P 5,3 g de K
 b) 30 kg 24 kg 5 kg

15) Calcular el índice NPK de los siguientes fertilizantes: a) KNO_3 , b) K_3PO_4 y c) $(NH_4)_3PO_4$.

RESPUESTA: a) 0-15-28 14-0-47 24-6-0
 b) 0-33-67 0-55-74 23-5-14
 c) 28-48-0 0-25-50 54-23-0

16) El cultivo de trigo extrae como promedio por cada 1000 kg de grano producido, incluyendo los órganos vegetativos correspondientes: 30 kg N; 12 kg de P_2O_5 ; 28 kg óxido de potasio.

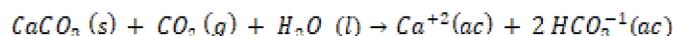
a) Calcule el índice NPK de un fertilizante formado por 30% de KNO_3 y 70% de KH_2PO_4 .

b) ¿Cuántos kg de ese fertilizante serán necesarios para cubrir los requerimientos para producir 1000 kg de grano

RESPUESTA: a) 16-12-7 4-37-38 23-15-24
 b) 1200 kg 125 kg 750 kg

PROBLEMAS ADICIONALES

1) La dureza del agua es la presencia de Mg^{+2} y/o Ca^{+2} en el agua, generada por la acción del agua de lluvia carbonatada ($H_2O + CO_2$) sobre los suelos que contienen $CaCO_3$ mediante la siguiente reacción química:



- a) Calcule la cantidad en mg de ión Ca^{+2} que se forma por la reacción de 32 L de CO_2 (medidos en CNTP) con 350 g de calcita, un mineral que contiene CaCO_3 con un 70 % de pureza
- b) Cuantos moles del reactivo limitante serán necesarios agregar para que reaccione todo el reactivo en exceso que quedó en la reacción anterior

RESPUESTA: a) 57.000 mg 31.000 mg 4.500 mg
 b) 2,42 moles 15,21 moles 1,02 moles

2) Explique detalladamente como resolvería los siguientes problemas, sin hacer mención a ninguna de las cifras mencionadas en el enunciado. Enumere todos los pasos seguidos.

- a- A partir de la siguiente reacción: $\text{CaCO}_3(s) \rightarrow \text{CaO}(s) + \text{CO}_2(g)$
 Calcular la pureza de una muestra de CaCO_3 si al descomponer 15 gr de la misma se obtienen 2,3 litros de CO_2 en CNTP.
- b- Calcular los moles de AlCl_3 que se podrán obtener a partir de 6 g de Al_2O_3 de 75 % de pureza
 $\text{Al}_2\text{O}_3(s) + \text{HCl}(ac) \rightarrow \text{AlCl}_3(ac) + \text{H}_2\text{O}(l)$
- c- Dada la siguiente reacción: $\text{LiOH}(s) + \text{CO}_2(g) \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3(s) + \text{H}_2\text{O}(l)$
 a- Se hacen reaccionar 1,5 g de LiOH con 0,8 litros de CO_2 en CNTP, calcular los moles de Li_2CO_3 que se formarán.
 b- Cuánto reactivo en exceso queda sin reaccionar.
 c- Calcular cuántas moléculas del reactivo en defecto que deben agregarse para que reaccione todo el reactivo en exceso.

3) El cultivo de girasol, requiere 5 kg de P por tonelada de grano producido, si el cultivo tiene un rendimiento de 3,5 toneladas de grano por hectárea, calcule cuántos kg de un fertilizante cuyo índice N-P-K es 14-7-17 se necesita para suministrar el P requerido en 10 hectárea.

RESPUESTA: 2547 kg 5725 kg 8274 kg

4) Dada la reacción: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{CO}_2$.

Si se mezclan 40 g de C con cantidad suficiente de Na_2SO_4

- a) ¿Cuántos moles, moléculas y g de CO_2 se formarán?
 b) ¿Cuántos g de Na_2SO_4 reaccionarán?

RESPUESTA: a) 4,9 moles, $2,95 \times 10^{24}$ moléculas y 215 g de CO_2
 1,1 moles, $6,62 \times 10^{23}$ moléculas y 48 g de CO_2
 3,3 moles, $2,01 \times 10^{24}$ moléculas y 146 g de CO_2
 b) 924 g de Na_2SO_4 435 g de Na_2SO_4 237 g de Na_2SO_4

5) Al combinarse NO con O_2 se obtiene NO_2 .

- a) ¿Qué volumen de NO (en CNPT) se combinará con 2,3 l de O_2 ?
 b) ¿Qué volumen de NO_2 (en CNPT) se obtiene cuando reacciona con 7,5 g de O_2 ?
 c) ¿Cuántas moléculas de cada reactivo habrán reaccionado para obtener $1,2 \times 10^{24}$ umas de producto?
 d) ¿Cuántos g y moles de NO_2 se obtienen al mezclar 2 l de O_2 con 1,5 l de NO (en CNPT)?

RESPUESTA: a) 4,6 litros de NO 1,4 litros de NO 7,4 litros de NO
 b) 10,4 l de NO_2 71,4 l de NO_2 0,4 l de NO_2
 c) $9,62 \times 10^{22}$ moléculas de NO y $8,31 \times 10^{22}$ moléculas de O_2
 $2,62 \times 10^{22}$ moléculas de NO y $1,31 \times 10^{22}$ moléculas de O_2

$6,16 \times 10^{22}$ moléculas de NO y $4,12 \times 10^{22}$ moléculas de O₂

d) 3,08 g y 0,067 moles de NO₂ 1,40 g y 0,041 moles de NO₂ 8,81 g y 0,370 moles de NO₂

6) Se queman 4 g de una muestra de Al de 95 % de pureza con 4 g de O₂ para formar óxido de aluminio.

a) ¿Qué masa de reactivo en exceso queda sin reaccionar?

b) ¿Cuántos moles, moléculas y g del óxido se obtienen?

c) ¿Cuántos gramos de reactivo en defecto habrá que agregar para que no quede presente ningún reactivo?

RESPUESTA: a) 2,11 g de O₂ 1,88 g de O₂ 0,62 g de O₂
b) 0,07 moles / $4,22 \times 10^{22}$ moléculas / 7,18 g
c) 0,74g de muestra 9,97g de muestra 6,97g de muestra

7) La reacción que interpreta la obtención de fósforo en un horno es:



Si se introducen 100 kg de la sal, 65 kg del óxido y 25 kg de C, ¿cuántos g de P₄ se obtienen?

RESPUESTA: 17 kg de P₄ 20 kg de P₄ 12 kg de P₄

8) El HNO₃ reacciona con el Cu según la siguiente ecuación:



Calcular la masa de Cu de 85 % de pureza que debe reaccionar para obtener 24 g de NO₂.

RESPUESTA: 6,49 g de muestra 9,49 g de muestra 19,49 g de muestra

9) El KClO₃ se descompone en KCl y O₂. Calcule la pureza de una muestra si al descomponer 8 g de la misma, se obtienen 1,6 litros de O₂ en CNPT.

RESPUESTA: 95 % de pureza 73 % de pureza 85 % de pureza

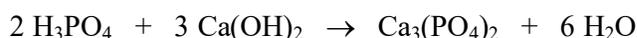
ESTEQUIOMETRIA II

TEMARIO: Equivalente químico, peso equivalente de ácidos, hidróxidos y sales.

Es evidente que en los problemas anteriores era necesario conocer la relación entre los reactivos y los productos, siendo para ello necesario el balance de la reacción.

Sin embargo, es posible relacionar estequiométricamente reactivos y productos sin conocer explícitamente los coeficientes estequiométricos. Para ello se han definido los llamados EQUIVALENTES QUÍMICOS. Estos se definieron de manera que **un equivalente de una sustancia se combinará siempre con un equivalente de otra sustancia para dar un equivalente de cada uno de los productos de la reacción.**

Esto se cumple para toda reacción química. Ej.:



en moles: cada 2 moles de H_3PO_4 necesitaremos 3 moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y se obtendrán 1 mol de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ y 6 moles de H_2O

en equivalentes: cada 1 equivalente de H_3PO_4 necesitaremos 1 equivalente de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y se obtendrán 1 equivalente de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ y 1 equivalente de H_2O

En forma genérica, se puede definir el PESO EQUIVALENTE de una sustancia como la masa capaz de intercambiar un mol de cargas.

Resulta claro que si los equivalentes permiten ignorar los coeficientes estequiométricos, es porque de algún modo los tiene incorporados en su propia definición. Dicho de otra manera, la obtención de un equivalente o de un peso equivalente depende directamente del comportamiento químico de la sustancia en cuestión en la reacción dada.

De esta manera la definición de equivalente será diferente para los diferentes grupos de sustancias y, aún para una misma sustancia, dependerá de la reacción en la que intervenga.

EJEMPLOS DE CÁLCULOS:

En el caso de reacciones ácido-base la forma que utilizaremos para calcular pesos equivalentes será la siguiente.

Como los ácidos son especies capaces de ceder protones, para ellos el peso equivalente será igual al peso del ácido capaz de ceder 1 mol de iones hidrógeno (H^+).

Los hidróxidos ceden oxhidrilos, así que el peso equivalente de un hidróxido será el peso del mismo capaz de ceder 1 mol de oxhidrilos (OH^-).

Por último, las sales pueden intercambiar cargas (cationes o aniones). El peso equivalente de una sal es el peso de la misma asociada con la transferencia de un mol de cargas (+ o -).

Teniendo en cuenta estas definiciones tendremos:

$$\text{P.eq. (ácido)} = \frac{\text{MG (peso de un mol)}}{n \text{ (N}^\circ \text{ de protones que cede una molécula)}}$$

$$\text{P.eq. (hidróxido)} = \frac{\text{MG (peso de un mol)}}{n \text{ (N}^\circ \text{ de oxhidrilos que cede una molécula)}}$$

$$P.\text{eq. (sal)} = \frac{MG \text{ (peso de un mol)}}{n \text{ (N}^\circ \text{ de cargas + o - de una molécula)}}$$

Para el caso de una sal, es conveniente contar el número de cargas positivas (el número de cargas negativas debe dar igual ya que el compuesto es neutro). Para ello contamos el número de veces que aparece el metal o el catión en algunos casos NH_4^+ en la fórmula de la sal y lo multiplicamos por su carga. Ese resultado es el número de cargas que podrá intercambiar (n).

De acuerdo a lo que hemos dicho, todos los pesos equivalentes se calcularán dividiendo el peso de un mol (molécula-gramo) del compuesto por un número (obtenido con las reglas indicadas). Ese número coincidirá con el número de equivalentes presentes en un mol. Por ejemplo, si el peso equivalente de una sustancia es $M/2$, esto significa que el peso equivalente es exactamente igual a la mitad de la molécula-gramo, es decir, que en ésta habrá 2 equivalentes.

Es necesario aclarar que se debe saber cómo reacciona la sustancia, lo cual puede deducirse conociendo la ecuación completa o alguno de los productos, excepto en los casos en que la molécula se comporta inequívocamente de una única manera.

EJEMPLOS DE CÁLCULOS DE PESOS EQUIVALENTES EN REACCIONES ÁCIDO-BASE

b) Calcular el peso equivalente del HCl y del H_2SO_4 .

En el primer caso, actuando el HCl como ácido no hay dudas que sólo puede ceder un ión hidrógeno, entonces:

$$P_{\text{eq HCl}} = MG / 1 = 36,5\text{g} / 1 = 36,5 \text{ g}$$

En este caso, como el P_{eq} coincide con el peso de un mol, podremos también decir que 1 mol de HCl contiene 1 equivalente del ácido:

1 mol de HCl ----- 1 equivalente de HCl

En el caso de H_2SO_4 necesario conocer qué reacción química ha ocurrido. Se presentan dos casos:

a) El H_2SO_4 cede un protón para dar como producto el ión HSO_4^-

$$P_{\text{eq.}} = MG / 1 = 98\text{g} / 1 = 98\text{g}$$

b) El H_2SO_4 cede los 2 protones para dar como producto el ión SO_4^{2-}

$$P_{\text{eq.}} = MG / 2 = 98\text{g} / 2 = 49\text{g}$$

En el primer caso un mol de H_2SO_4 contendrá 1 equivalente del ácido.

1 mol de H_2SO_4 ----- 1 equivalente de H_2SO_4

En el segundo caso, como el equivalente pesa la mitad que un mol del ácido, podremos decir que en un mol de ácido hay contenidos 2 equivalentes del mismo.

1 mol de H_2SO_4 ----- 2 equivalente de H_2SO_4

Generalizando, podremos decir que el número por el cual se divide el peso de un mol al calcular un peso equivalente, nos indica cuantos equivalentes están contenidos en un mol de ese compuesto.

2) Calcular cuántos equivalentes hay en 20 g de NaOH.

Como el NaOH sólo puede ceder un OH^- , entonces tendrá un equivalente por mol. Como su PMR es 40 tenemos:

$$\begin{array}{r} 40\text{g de NaOH} \text{ ----- } 1 \text{ eq.} \\ 20 \text{ g de NaOH} \text{ ----- } X = 0,5 \text{ eq.} \end{array}$$

3) ¿Cuántos equivalentes de HCl reaccionarán con 20 g de NaOH?

Por el resultado anterior sabemos que 20 g de NaOH corresponden a 0,5 equivalentes de NaOH, por lo tanto, como las reacciones químicas son equivalente a equivalente, necesitaremos 0,5 equivalentes de HCl para que reaccionen completamente con esa cantidad de base.

4) ¿Cuántos g de HCl se necesitan para reaccionar con 0,5 equivalentes de NaOH?

Como las reacciones químicas son equivalente a equivalente, deben reaccionar también 0,5 equivalentes de HCl; por lo tanto, como el HCl tiene 1equivalente por mol:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ eq. de HCl} \quad \text{-----} \quad 36,5\text{g HCl} \\ 0,5 \text{ eq. de HCl} \quad \text{-----} \quad X = 18,75 \text{ g HCl} \end{array}$$

5) Calcular los pesos equivalentes de las siguientes sales:

a) NaCl

b) Na_2SO_4

c) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

En el caso a) la sal sólo podrá intercambiar un catión (o un anión) que tiene carga +1, así, el peso equivalente será:

$$\text{Peq.} = \text{MG} / 1 = 58,5\text{g} / 1 = 58,5\text{g}$$

En el caso b) tendremos dos iones + 1 para intercambiar, es decir que hay dos cargas intercambiables. Entonces:

$$\text{Peq.} = \text{MG} / 2 = 142\text{g} / 2 = 71\text{g}$$

En el caso c) hay dos cationes aluminio y cada uno de ellos tiene carga +3, por lo que el número total de cargas intercambiables será 6. Entonces:

$$\text{Peq.} = \text{MG} / 6 = 342\text{g} / 6 = 57\text{g}$$

Podemos concluir que el número de equivalentes que hay en un mol de compuesto, está dado por el número de H^+ , OH^- o cargas intercambiables que hay en una molécula del compuesto.

PROBLEMAS DE APLICACIÓN

(Todos los cálculos estequiométricos deben realizarse **exclusivamente** empleando el concepto de equivalente químico)

1) a) Hallar el peso equivalente de los ácidos de la columna I cuando el producto de neutralización es el que aparece en la columna II. b) Indicar el número de equivalentes por mol en cada caso.

Columna I	Columna II
H ₂ SO ₄	Na ₂ SO ₄
H ₂ SO ₄	NaHSO ₄
H ₃ PO ₄	CaHPO ₄
H ₃ PO ₄	Ca(H ₂ PO ₄) ₂
H ₃ PO ₄	Ca ₃ (PO ₄) ₂
H ₂ S	FeS
H ₂ S	Fe(HS) ₂

RESPUESTA: a) 49 g - 98 g - 49 g - 98 g - 32,67 g - 17 g - 34 g
b) 2 eq. - 1 eq. - 2 eq. - 1 eq. - 3 eq. - 2 eq. - 1 eq.

2) a) Calcular el peso equivalente de las sales del problema anterior.
b) Indicar en cada caso el número de equivalentes por mol de sal.

RESPUESTA: a) 71 g - 120g - 68 g- 117 g - 51,7 g - 44 g - 61 g
b) 2 eq. - 1 eq. - 2 eq. - 2 eq. - 6 eq. - 2 eq. - 2 eq.

3) Calcular el número de equivalentes presentes en:

a) 5 moles de HCl
b) 30 g de CuSO₄·5H₂O
c) 1,505×10²³ moléculas de Ba(OH)₂
d) 120 g de Al₂(CO₃)₃

RESPUESTA: a) 3 eq 1 eq 5 eq
b) 1,40 eq 0,24 eq 0,71 eq
c) 2,6 eq 0,50 eq 0,86 eq
d) 4,59 eq 7,01 eq 3,08 eq.

4) Se mezclan en un reactor 22 g de H₂SO₄ con 1,5 equivalentes de NaOH. Hallar:

a) ¿Cuántos equivalentes del reactivo en exceso quedan sin reaccionar? (El producto de la reacción es Na₂SO₄).
b) ¿Cuántos equivalentes y gramos del producto se formarán?

RESPUESTA: a) 1,05 eq 2,19 eq 0,19 eq
b) 0,69 eq 0,45 eq 0,16 eq
23,55 g 31,24 g 93,26 g

5) Si reaccionan 1,5×10²² moléculas de NaOH con 2 g de H₃PO₄ para dar la sal monohidrogenada:

a) ¿Cuántos g de la misma se formarán?
b) ¿Cuántos equivalentes y gramos del reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

RESPUESTA: a) 3,55 g de sal 1,77 g de sal 0,18 g de sal
b) 0,005 eq / 0,20 g 0,016 eq / 0,78 g 0,092 eq / 0,12 g

- 6) a) Calcular la masa de sal formada, si se hacen reaccionar 30 g de Ca(OH)_2 con 0,6 moles de H_3PO_4 , considerando que se forma la sal diprótica ($\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$).
- b) Calcular la cantidad de equivalentes de reactivo en exceso que quedaron sin reaccionar.
- c) Calcular el peso equivalente del ácido.

Rta.: a) 70,2 g
b) 0,21 eq
c) 98 g

ESTEQUIOMETRIA I - PARTE EXPERIMENTAL

REACCIONES QUÍMICAS: Visualización e interpretación de diferentes reacciones.

Materiales: gradilla, tubos de ensayo, reactivos A, B, C, D, E.

- A) Mezclar unas gotas de solución A con gotas de solución B. Observar.
- B) Mezclar gotas de solución A con gotas de solución C. Observar.
- C) Poner una piedrita del reactivo E en tubo de ensayo y agregar gotas de solución B. Observar.
- D) Mezclar gotas de solución B con gotas de solución D. Observar.
- E) Discutir e interpretar con ecuaciones las observaciones anteriores.

ESTEQUIOMETRÍA II – PARTE EXPERIMENTAL

Visualización del concepto de PUREZA QUÍMICA

Materiales: soporte universal, pinzas para soporte, probeta graduada de 100 ml, erlenmeyer con tubo de desprendimiento, navecilla plástica, pinzas, cristalizador grande, solución de HCl 6 M, carbonato de sodio (Na_2CO_3) de distintas purezas, agua destilada.

Procedimiento:

Se colocan dentro del erlenmeyer 80 ml de agua destilada y se agregan 20 ml de la solución de HCl 6 M. Se pesan 0,46 gramos de carbonato de sodio sobre una navecilla, y se disponen cuidadosamente dentro del erlenmeyer de forma que quede flotando sobre la solución.

Se tapa el erlenmeyer y se sumerge el extremo del tubo burbujeador dentro de una probeta invertida que actuará como tubo para medida de gases. La probeta deberá estar completamente llena de agua y sumergida en un cristalizador con agua.

Se agita el erlenmeyer de forma que el Na_2CO_3 entre en contacto con la solución de ácido. Al ponerse en contacto el ácido con Na_2CO_3 se observa un desprendimiento gaseoso (CO_2) que desaloja un volumen igual de agua.

Se hacen coincidir los niveles de agua de la campana y el recipiente exterior subiendo o bajando el tubo para gases con lo cual se equilibra la presión atmosférica.

Se lee el volumen de gas. Considerando que un mol de gas en estas condiciones ocupa 22,4 l, con el volumen medido se calcula la masa de gas desprendido.

La pureza de la muestra se calcula, en base a la definición, teniendo en cuenta la masa pesada y el volumen de CO_2 recogido

Dado que las condiciones de la experiencia no son las condiciones normales de presión y temperatura (CNPT, 1 atm y 273 K), el volumen medido debería ser corregido según la ecuación de los gases: $(P \times V)/T = (P_0 \times V_0)/T_0$, donde el subíndice cero indica CNPT, V es el volumen medido, T la temperatura de trabajo (en K) y P es la presión atmosférica a la que se le resta la presión de vapor del agua a la temperatura T. De no usarse esta corrección, el error introducido en el cálculo de la pureza es pequeño.

TERMOQUÍMICA

La Termoquímica es una rama muy importante de la Termodinámica. La **Termodinámica** es el estudio de los cambios o transferencias de energía que acompañan a los procesos físicos y químicos. Proviene del griego (*therme*, calor y *dynamis*, potencia). Puede predecir si una determinada reacción puede llevarse a cabo en ciertas condiciones, es decir, si va a ser espontánea o no. Que una reacción sea espontánea, no quiere decir que se produzca a una velocidad observable; puede ser rápida, lenta o muy lenta y la misma depende de la cinética de la reacción.

Las sustancias que sufren cambios físicos y químicos y que se toman para el estudio termodinámico constituyen el sistema, mientras que los alrededores del sistema forman el entorno o medio externo; ambos conforman el universo.

Los sistemas se clasifican en:

- a) **aislados**: no intercambian ni materia ni energía con el entorno
- b) **cerrados**: intercambian energía pero no materia con el entorno
- c) **abiertos**: intercambian materia y energía con el entorno.

La **Termoquímica** estudia las relaciones entre las reacciones químicas y los cambios de energía. La reacción química es el sistema, y el tubo o recipiente es el entorno. Cuando ocurre una reacción química, se transfiere energía del sistema al entorno y viceversa. Si el sistema libera energía en forma de calor, la reacción es **exotérmica** y esa energía es absorbida por el entorno; y si absorbe energía del entorno, la reacción es **endotérmica**. Este hecho está de acuerdo con el primer principio de la termodinámica ("**la cantidad total de energía del Universo permanece constante**") que establece que la energía se conserva, es decir "**en los procesos físicos y químicos, la energía no se crea ni se destruye sino que se transforma en otras formas de energía**". La energía potencial ($E_p = \delta g h$) de una pelota que cae desde una pared, se transforma en energía cinética de movimiento ($E_c = \frac{1}{2} m v^2$). La energía química de los alimentos, almacenada en las uniones químicas de los diferentes componentes (proteínas, lípidos, hidratos de carbono) se transforma en energía disponible para las funciones vitales del organismo, la energía de ciertas reacciones químicas, se transforma en energía eléctrica cuando se hace funcionar una calculadora, un reloj, etc.

Las reacciones químicas generalmente se producen a presión constante. El calor puesto en juego (liberado o absorbido), a presión constante (q_p), en una reacción química está representado por la función termodinámica **entalpía (H)** y viene dado por la diferencia de entalpía entre los productos y los reactivos:

$$\Delta H \text{ reacción química} = H \text{ productos} - H \text{ reactivos} = q_p$$

En las **reacciones exotérmicas**, $H_p < H_r$ y el $\Delta H < 0$

En las **reacciones endotérmicas**, $H_p > H_r$ y el $\Delta H > 0$

De acuerdo a la naturaleza de la reacción química, el calor absorbido o liberado en una reacción química se puede clasificar en:

ENTALPÍA DE REACCIÓN

Definición

Es la cantidad de calor absorbida o liberada, a presión constante, que acompaña a cualquier tipo de reacción química. Depende de la naturaleza de los reactivos, de su cantidad, del estado de agregación, de la concentración, de la temperatura y de la condición de presión o de volumen constante a que se efectúa la reacción.

Una ecuación termoquímica es la siguiente:



La reacción se produce a presión constante (ΔH) con un desprendimiento de 94 Kcal (signo negativo) por mol de dióxido de carbono producido.

Es importante además destacar que: ***En todas las ecuaciones termoquímicas debe indicarse el estado de agregación (sólido, líquido y gas) de cada una de las especies puestas en juego en la reacción química (reactivos y productos).***

Energía de Enlace y Calor de Reacción

En las reacciones químicas se rompen y se forman nuevos enlaces químicos. Siempre se requiere energía para romper un enlace químico. ***La energía de enlace es la energía que se necesita para disociar un mol de enlace de una sustancia covalente en su estado gaseoso en átomos en su estado gaseoso.*** Considere la siguiente reacción:



La energía de enlace H-H es de 435 kJ por mol de enlace. Esta es invariablemente una reacción endotérmica ($\Delta H > 0$), dado que el sistema siempre debe absorber calor en las rupturas de enlaces.

Se puede estimar la entalpía de una reacción química a partir de energías de enlaces. El $\Delta H^\circ_{\text{reacc}}$ se relaciona con las energías de enlace de los reactivos y productos en *reacciones en fase gaseosa* mediante la siguiente ecuación:

$$\Delta H^\circ_{\text{reacc}} = \Sigma E \text{ enlaces rotos (reactivos)} - \Sigma E \text{ enlaces formados (productos)}$$

El cambio neto de entalpía de una reacción es la cantidad de energía que se requiere para romper todos los enlaces de las moléculas de reactivos menos la cantidad de energía necesaria para romper todos los enlaces de las moléculas de productos.

Dicho de otro modo, se entrega energía para romper un enlace y se libera energía para formar un enlace. Por ejemplo:

Estimar el $\Delta H^\circ_{\text{reacc}}$ de: $\text{Br}_2(\text{g}) + 3 \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{BrF}_3(\text{g})$ a partir de:

$E_{\text{Br-Br}} = 192 \text{ kJ/mol}$

$E_{\text{F-F}} = 159 \text{ kJ/mol}$

$E_{\text{Br-F}} = 197 \text{ kJ/mol}$

$$\Delta H^\circ_{\text{reacc}} = [E_{\text{Br-Br}} + 3 \times E_{\text{F-F}}] - [6 E_{\text{Br-F}}] = [192 \text{ kJ} + 3 \times 159 \text{ kJ}] - [6 \times 197 \text{ kJ}] = -513 \text{ kJ}$$

Calor de Formación

Es la cantidad de calor que se pone en juego, a presión constante, cuando se forma un mol (1 mol) de una sustancia a partir de sus elementos en estado normal.

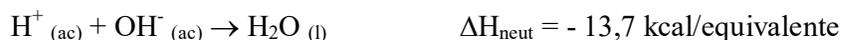
Se considera arbitrariamente que los elementos en estado normal o estándar (25°C y 1 atm) tiene un calor de formación igual a cero. H°_f = entalpía molar estándar de formación

La entalpía de una reacción se puede calcular a partir de las entalpías de formación de los reactivos y productos, su expresión general es:

$$\Delta H^\circ_{\text{reacc}} = H^\circ_f(\text{prod}) - H^\circ_f(\text{react})$$

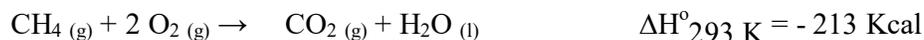
Calor de Neutralización

Es la cantidad de calor que se desprende, a presión constante, cuando **reacciona un peso equivalente de un ácido fuerte con un peso equivalente de una base fuerte.**



Calor de Combustión

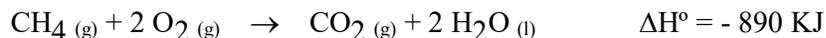
La combustión es la reacción de un compuesto químico con oxígeno. La combustión de sustancias orgánicas suele generar como productos dióxido de carbono gaseoso y agua. El calor de combustión es la cantidad de calor que se desprende a presión constante, al quemar un mol de sustancia en una atmósfera de oxígeno.



La especie que está resaltada, es la que combustiona, es decir, la que reacciona con oxígeno.

En la primera reacción, puede observarse que la cantidad de calor corresponde al calor de combustión del carbono grafito ($\Delta H^{\circ}_{\text{comb Cgraf}}$), pero también es el calor de formación del dióxido de carbono ($\Delta H^{\circ}_{\text{form CO}_2}$).

La combustión de las sustancias orgánicas en el aire se produce rápidamente y con desprendimiento de calor. Un ejemplo es la combustión del metano:

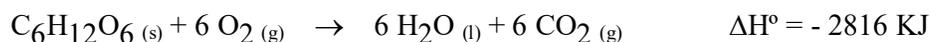


Aplicaciones

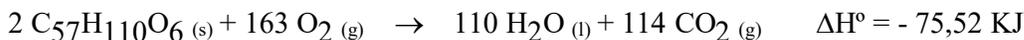
Los Alimentos y la Combustión

La energía liberada cuando se quema 1 g de un material se conoce como **valor energético**. En los seres vivos, la combustión tiene lugar más lentamente. La mayor parte de la energía que nuestro cuerpo necesita proviene de los hidratos de carbono y lípidos que ingerimos con los alimentos. La energía liberada se utiliza para el crecimiento, desarrollo de actividad celular y reserva energética.

Los hidratos de carbono se descomponen en el intestino dando glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). La glucosa, soluble en sangre, es transportada por la misma a las células donde reacciona con el O_2 en una serie de pasos para dar finalmente $\text{CO}_2_{(\text{g})}$, $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$ y energía:



El valor energético medio de los hidratos de carbono y de las proteínas es de 4 kcal/g. Los lípidos experimentan el mismo tipo de reacción. La combustión de la triestearina, un triglicérido que se encuentra en varios alimentos viene dada por:



El cuerpo aprovecha la energía de los alimentos para mantener la temperatura del mismo, contraer los músculos, construir y reparar tejidos. Cualquier exceso de energía se

almacena en el organismo en forma de grasas. El valor energético medio de estas grasas es de 9 kcal/g.

En alimentos se usa el concepto de *caloría grande*. La *caloría grande* o *caloría-kilogramo* es la energía calorífica necesaria para elevar en un grado Celsius la temperatura de un kilogramo de agua. Representa 4,1858 kilojulios, o lo que es lo mismo, 1000 calorías pequeñas. Empleada en Biología/Alimentación y Nutrición, se expresaba con el símbolo **Cal** (con "C" mayúscula), de modo que 1 Cal = 1 kcal = 1000 cal. Actualmente, tal denominación se considera incorrecta; en su lugar debe utilizarse la **kilocaloría (kcal)**. La información nutricional de las etiquetas de los alimentos está expresada en Cal.

ENTALPÍA DE PROCESOS FÍSICOS

Calor de Fusión

Es la cantidad de calor que se absorbe durante el pasaje de 1 mol de agua sólida a 1 mol de agua líquida: $\text{H}_2\text{O}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ $\Delta H_{\text{fusión}} = + 6,01 \text{ kJ}$

Calor de Vaporización

Es la cantidad de calor que se absorbe durante el pasaje de 1 mol de agua líquida a 1 mol de agua gaseosa: $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)}$ $\Delta H_{\text{vaporización}} = + 40,7 \text{ kJ}$

Calor de Disolución

Es la cantidad de calor que se pone en juego cuando **se disuelve** una determinada cantidad de sustancia sólida en un solvente dado. La disolución de urea en agua es un proceso endotérmico, tiene un $\Delta H = + 57,8 \text{ cal/g}$. Por otro lado, el CaCl_2 al disolverse en agua libera calor con un $\Delta H = - 77,8 \text{ cal/g}$.

Calor de Dilución

Es la cantidad de calor que se pone en juego cuando **se diluye** una solución concentrada de alguna sustancia. El calor de dilución del H_2SO_4 concentrado es $\Delta H_{25^\circ\text{C}} = - 67,9 \text{ kJ/mol}$ de ácido, para una relación 10 moles de agua a 1 mol de ácido.

PROBLEMAS DE APLICACIÓN

- 1) a) Defina entalpía de reacción
b) Discuta la causa por la cual una reacción es endotérmica o exotérmica
- 2) Indique utilizando energías de enlace, cómo calcularía la entalpía de formación del amoníaco gaseoso, NH_3 . Usted cuenta con la siguiente información: EN-N, EH-H, EN-H.
- 3) Escribir las reacciones correspondientes a los siguientes procesos:
 - a) Combustión del $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_{(g)}$
 - b) Formación del $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_{(g)}$
 - c) Combustión del $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_{(l)}$
 - d) Formación del $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_{(l)}$
- 4) a) Defina entalpía de formación
b) Ejemplifique con el octano líquido (C_8H_{18}) $\Delta H_f = -252 \text{ KJ/mol}$

5) a) ¿Qué es el valor energético o poder calorífico?
 b) Defina entalpía de combustión. Ejemplifique con el etano gaseoso (C₂H₆). (Poder calorífico: 47,49 KJ/g)

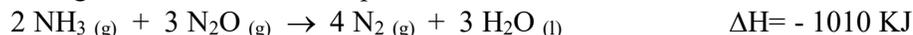
6) Indicar si las siguientes reacciones pueden corresponder a un ΔH de formación, de neutralización o de combustión de algún compuesto:

- a) C_(s) + O_{2(g)} → CO_{2(g)}
 b) 2 C_(s) + O_{2(g)} → 2 CO_(g)
 c) C_(s) + 1/2 O_{2(g)} → CO_(g)
 d) CH_{4(g)} + 2 O_{2(g)} → CO_{2(g)} + 2 H₂O_(l)
 e) 2 C_(s) + 2 H_{2(g)} → C₂H_{4(g)}
 f) C₂H_{4(g)} + 3 O_{2(g)} → 2 CO_{2(g)} + 2 H₂O_(l)
 g) KOH_(ac) + HNO_{3(ac)} → KNO_{3(ac)} + H₂O_(ac)
 h) 2 NH_{3(g)} + 3 N₂O_(g) → 4 N_{2(g)} + 3 H₂O_(l)
 i) 2 NO_(g) + O_{2(g)} → 2 NO_{2(g)}
 j) C₂H_{4(g)} + H₂O_(l) → C₂H₅OH_(l)
 k) C_(s) + 1/2 O_{2(g)} + N_{2(g)} + 2 H_{2(g)} → CON₂H_{4(s)}

RESPUESTA: a) ΔH_c C_(s), ΔH_f CO_{2(g)} b) - c) ΔH_f CO_(g) d) ΔH_{c(g)} CH₄
 e) ΔH_f C₂H_{4(g)} f) ΔH_c C₂H_{4(g)} g) ΔH_N h) - i) - j) - k) ΔH_f CON₂H_{4(s)}

7) a) Escribir la reacción balanceada correspondiente al ΔH de combustión de los siguientes compuestos C₂H_{4(g)}, C₃H₈O_(l), C₆H₅COOH_(s)
 b) idem para las reacciones de formación de los mismos compuestos

8) Dada la siguiente ecuación termoquímica:



- a) ¿Qué cantidad de calor se libera por la reacción de 50 g de N₂O_(g) con exceso de NH_{3(g)}?
 b) ¿Qué cantidad de calor se libera cuando se producen 50 g de N_{2(g)}?

RESPUESTA: a) 147,1 KJ 382,6 KJ 968,1 KJ
 b) 750,0 KJ 120,7 KJ 450,9 KJ

9) Los porotos rojos secos, contienen 62% de hidratos de carbono, 22% de proteínas y 1,5% de lípidos. Estime el valor energético correspondiente a una porción de 150 g de estas leguminosas.

RESPUESTA: a) 524,25 Kcal 136,23 Kcal 207,11 Kcal

ii)	5,62 Kg	9,75 Kg	3,01 Kg
iii)	8,66 Kg	7,98 Kg	5,43 Kg

PROBLEMAS ADICIONALES

1) La hidrazina se utiliza como combustible de cohetes. La ecuación de combustión de la hidrazina es: $N_2H_4(l) + O_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2 H_2O(l)$ $\Delta H = -622,4 \text{ KJ/mol}$
 ¿Qué cantidad de calor se libera por la combustión de 1000 g de hidrazina?

RESPUESTA: 5650 KJ 1465 KJ 19450 KJ

2) a) Calcular la cantidad de calor que se podrá generar quemando 20 ml de etanol líquido (C_2H_5OH).
 b) Calcular la masa de oxígeno que se consumirá.
 $\delta_{\text{etanol}} = 0,79 \text{ g/mL}$ $\Delta H_c \text{ etanol} = -1367 \text{ KJ/mol}$

RESPUESTA: a) 234,7 KJ 469,5 KJ 688,1 KJ
 b) 14,56 g 32,97 g 68,44 g

3) Calcular la masa y el volumen de propano (C_3H_8) en CNPT que habrá que quemar para generar 5000 calorías/h durante 1 semana. Dato: $\Delta H_c \text{ propano (g)} = -530,61 \text{ Kcal/mol}$

RESPUESTA: 69,7 g / 35,5 L 17,4 g / 69,5 L 12,85 g / 23,7 L

4) El maíz inflado tiene la siguiente composición en g/100 g producto:
 Proteínas: 6 g, Hidratos de Carbono: 80 g, Grasas: 3 g. Si 30 g de maíz inflado corresponden a 1 porción (2 tazas de té). ¿Qué cantidad de producto en gramos y cuantas porciones debe consumir una persona para satisfacer el 10 % de la Ingesta Diaria Recomendada (IDR)? IDR = 2000 Kcal/día.

RESPUESTA: 69,7 g 17,4 g 53,9 g
 1,8 5,2 0,5

5) Se mezclan 500 g de una solución de $Ca(OH)_2$ 40 % P/p con 1 litro de una solución de H_2SO_4 98 % P/p ($\delta = 1,84 \text{ g/ml}$). Sabiendo que el $\Delta H_N = -13,7 \text{ Kcal/eq}$, indicar:

a) la cantidad de calor liberada en la reacción
 b) Indicar si esa cantidad de calor alcanza para evaporar toda el agua contenida en la solución (*considere también el agua generada en la reacción química de neutralización*).
 $\Delta H_{\text{vaporización}} H_2O = 9,74 \text{ Kcal/mol}$

RESPUESTA: a) se liberarán: 74,0 Kcal 842,8 Kcal 19,2 Kcal
 b) no alcanzaría

6) Si el requerimiento energético de cabras en etapa de pre-destete (comprendida entre el nacimiento y los tres meses de edad) es:

Hembras y machos castrados: $0,107 \text{ Mcal/Kg} \times PV^{0,75}$.

Machos enteros: $0,125 \text{ Mcal/Kg} \times PV^{0,75}$.

¿Cuál deberá ser la ración diaria de una hembra (considerando un PV promedio de 10 Kg) de un forraje cuyo valor energético es 0,96 Mcal/Kg.

(PV: Peso vivo).

RESPUESTA: 625 g 130 g 1200 g

7) a) Calcular la masa de sal formada, si se hacen reaccionar 30 g de Ca(OH)_2 con 0,6 moles de H_3PO_4 , considerando que se forma la sal diprótica ($\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$).

b) Calcular la cantidad de calor liberada durante el proceso. $\Delta H_N = -13,7 \text{ Kcal/eq}$

Rta.: a) 17,5 g

70,2 g

127,0 g

b) 34,2 Kcal

2,86 Kcal

8,22 Kcal

FUERZAS INTERMOLECULARES Y PROPIEDADES DE LÍQUIDOS

- 1) a) Justifique las diferencias de puntos de ebullición (boiling point) entre los distintos halógenos.
 b) Realice el mismo análisis para los gases nobles.

Halógeno	Peso molecular (umas)	Punto de Ebullición (K)	Gas noble	Peso molecular (umas)	Punto de Ebullición (K)
F ₂	38.0	85.1	He	4.0	4.6
Cl ₂	71.0	238.6	Ne	20.2	27.3
Br ₂	159.8	332.0	Ar	39.9	87.5
I ₂	253.8	457.6	Kr	83.8	120.9
			Xe	131.3	166.1

2) En base a las fuerzas intermoleculares:

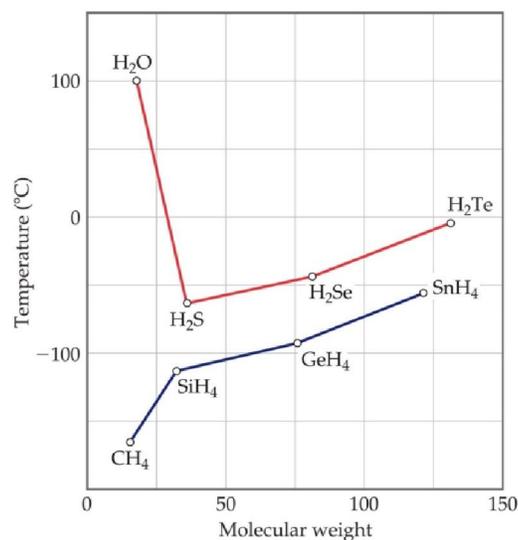
a) ¿Por qué la curva de los HX de los elementos del grupo IV se encuentra por debajo de los formados por elementos del grupo VI? Justifique. **Nota:** CH₄, SiH₄, GeH₄ y SnH₄ son compuestos no polares mientras que H₂O, H₂S, H₂Se y H₂Te son sustancias polares.

b) Justificar:

- i) la tendencia en ambos grupos de compuestos
- ii) el comportamiento anómalo del H₂O

c) Indicar si el H₂S y el H₂Te serán gaseosos a -50 °C. Justifique.

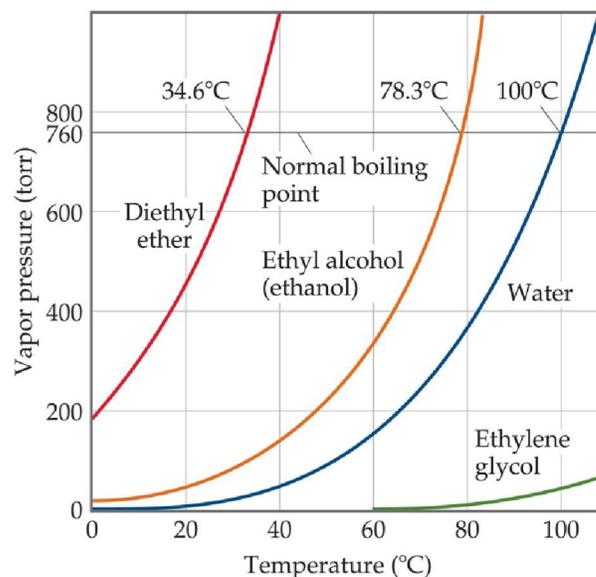
d) ¿Por qué el metano, CH₄ es gaseoso, mientras que el agua, H₂O es líquida a temperatura ambiente (20 °C)? Justifique.



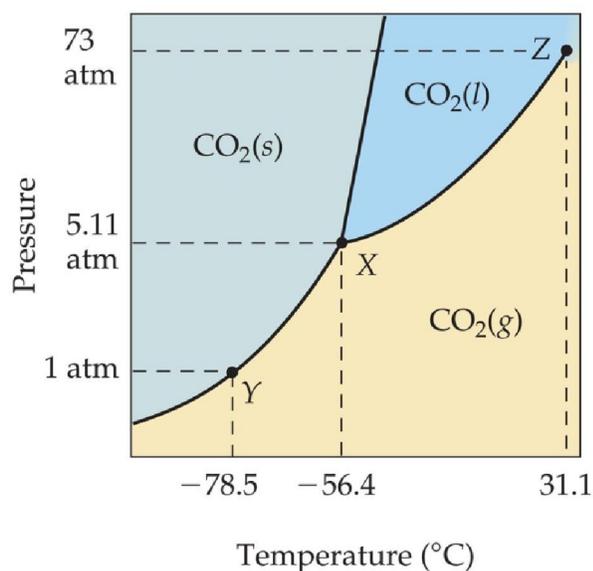
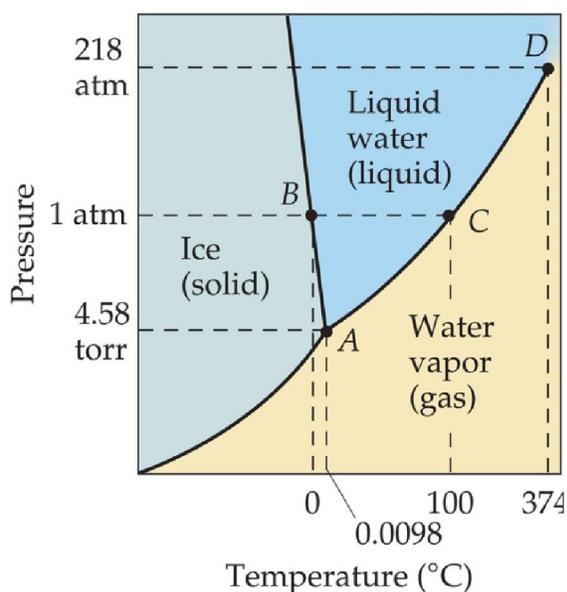
3) Justificar la diferencia de viscosidades entre los siguientes hidrocarburos

Substance	Formula	Viscosity (kg/m-s)
Hexane	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	3.26 * 10 ⁻⁴
Heptane	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	4.09 * 10 ⁻⁴
Octane	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₃	5.42 * 10 ⁻⁴
Nonane	CH ₃ CH ₂ CH ₃	7.11 * 10 ⁻⁴
Decane	CH ₃ CH ₂ CH ₃	1.42 * 10 ⁻³

- 4) Justifique todas las respuestas.
- ¿Qué es la “presión de vapor” de un líquido?
 - ¿Qué es el “punto de ebullición normal” de un líquido?
 - Indicar cuál de las sustancias del gráfico será la más volátil
 - Indicar en cuál intervendrán fuerzas intermoleculares de mayor intensidad.
 - ¿A qué temperatura entrará en ebullición el agua a 400 torr?
 - ¿Estará en ebullición el etanol a 60 °C en un recipiente abierto a la atmósfera?
 - ¿Cuál es el principio de funcionamiento de la olla a presión?
 - ¿Cuál sería el inconveniente al cocinar en zonas de mayor altura, como en el altiplano boliviano?



- 5) En base a los diagramas de fases (P vs T) del agua pura y del CO₂ puro:
- Ubique los distintos estados de agregación
 - ¿Qué representan las líneas enteras?
 - Ubique el punto crítico. ¿Qué importancia tiene?
 - ¿Cuántos puntos de ebullición tiene el agua?
 - Ubique en el gráfico una mezcla de agua y hielo
 - ¿Cuál es la temperatura normal de ebullición del agua?
 - ¿Por qué en una olla a presión se cocina más rápido que en una olla abierta?
 - ¿En qué estado encontrará el CO₂ en un recipiente abierto a 25 °C? y ¿en un cilindro a 10 atm a la misma temperatura?
 - ¿Por qué el “hielo seco” usado para enfriar bebidas, enfría sin pasar por el estado líquido?
 - J) ¿En qué estado de agregación encontrará al agua a 1,2 atm y 100 °C?
 - K) ¿Por qué es posible hacer patinaje sobre hielo?



SOLUCIONES I

TEMARIO: Sistemas homogéneos. Soluciones. Solutos y solventes
Concentración de las soluciones: Significado.
Unidades de concentración. Interconversión de unidades.

Introducción:

La química de las soluciones interviene en nuestra vida diaria.

Todos los procesos biológicos tienen lugar en algún tipo de solución líquida. Por ejemplo, los fluidos corporales de los animales (sangre, linfa, etc.) son soluciones acuosas de muchas y variadas sustancias

Una solución salina de nutrientes en agua, baña y nutre las células del cuerpo humano. Las células parenquimatosas, que abundan en los tejidos vegetales, transportan en solución algunos de los constituyentes químicos que elaboran.

Los océanos, mares, son soluciones acuosas de distintos componentes, que permiten con su intermedio el mantenimiento de una intensa y activa vida animal y vegetal.

La diversidad de productos químicos que utilizamos diaria y continuamente, se elaboran mediante procesos que incluyen soluciones líquidas de diversos solventes (agua, alcohol, éter, benceno).

Estos y otros procesos que ocurren a nuestro alrededor, nos marcan la importancia que tienen las soluciones, pues en ellas es evidente que se producen trascendentes reacciones químicas que, especialmente en el campo biológico, es de nuestro interés conocer e interpretar. Prueba de ello es el hecho de que pequeñas variaciones en la solubilidad puede significar la diferencia entre la vida y la muerte.

Una **solución** es una mezcla homogénea de dos o más componentes. Homogéneo significa que las propiedades intensivas y aspecto de todas las partes de la solución son uniformes, es decir, no hay límite visible entre ellas.

Al hablar de soluciones generalmente se lo hace en términos de soluto y solvente. Decimos que la sustancia presente en mayor cantidad recibe el nombre de **solvente**, en tanto que la otra es el **soluto**. En cualquier caso esta definición no es general y suele asignarse el papel de solvente a aquel cuyo estado de agregación (líquido, gas o sólido) coincide con el de la solución, e incluso, en ocasiones, se le atribuye el papel de soluto al que tiene mayor interés desde el punto de vista químico. Por ejemplo, en una solución de ácido sulfúrico concentrado hay 2 gramos de agua por cada 98 gramos de ácido, sin embargo, suele atribuírsele al agua el papel de solvente.

Como todas las mezclas gaseosas son homogéneas, cualquier mezcla de gases es una solución gaseosa por ejemplo el aire.

Los sólidos disueltos en sólidos, que constituyen las aleaciones, son de uso general: oro amarillo (oro y cobre), latón (cobre y zinc), el bronce (cobre y estaño).

Modos de expresar la concentración: Para expresar las cantidades relativas de soluto y solvente en una solución dada, se emplea el término **concentración**, que indica la relación entre la **cantidad de soluto y solvente** o **soluto y solución**.

Es conocido el hecho de que al agregar sal de mesa en proporciones sucesivas a un cierto volumen de agua mientras se agita, cada porción agregada se disuelve rápidamente, pero luego de agregar cierta cantidad, las porciones permanecen en estado sólido (la mezcla se convirtió en heterogénea), Se ha alcanzado, en este punto la **concentración máxima** luego de la cual es imposible disolver mas sustancia. Tal concentración máxima se conoce como **solubilidad** de un soluto en un cierto solvente, que depende de la naturaleza de ambos y de la temperatura. Aunque existen excepciones, en general, un aumento de la temperatura produce

un aumento de la solubilidad cuando el soluto es un sólido, mientras que para los gases ocurre lo contrario. Un soluto que posee alta solubilidad en un determinado solvente es calificado como **soluble** en dicho solvente (caso de la sal en agua). Por el contrario, una sustancia incapaz de disolverse en una cantidad apreciable de solvente se la designa como **insoluble** (ejemplo arena en agua).

Una solución que contiene una cantidad relativamente pequeña de soluto, por unidad de solución, o sea cuando la concentración es baja, lejana a la solubilidad es una **solución diluida**. Correspondería a las primeras porciones de sal agregadas al agua. Cuando se han agregado porciones de sal y se está llegando al límite de la solubilidad, es decir, que la solución contiene una cantidad relativamente grande de soluto por unidad de volumen de solución, siendo la concentración alta, es denominada **solución concentrada**. Se dice que la solución está **saturada** cuando contiene disuelta la máxima cantidad posible de soluto a una temperatura determinada. Existen soluciones que tienen una cantidad de solvente disuelto mayor que la correspondiente a su solubilidad, son denominadas soluciones **sobresaturadas** y son soluciones inestables en las que, ante cualquier perturbación, precipita la cantidad de soluto excedente y se convierten en soluciones saturadas.

Unidades de concentración

Las distintas maneras de expresar, en forma cuantitativa, la concentración constituyen las **Unidades de concentración**.

1) Unidades Físicas: expresan la cantidad de soluto (en masa o volumen) que se encuentra disuelta en cierta cantidad de solución, dada también en masa o volumen. Usualmente dicha relación se expresa en forma porcentual.

a) Porcentaje peso en peso (% P/P): indica gramos de soluto contenidos en 100 g de solución. Ejemplo: Solución 6% P/P de CuSO_4 , indica que en 100 g de solución se han disuelto 6 g de CuSO_4 .

b) Porcentaje peso en volumen (% P/V): indica gramos de soluto disueltos en 100 ml de solución. Ejemplo: si una solución de NaOH es 10 % P/V indica que en 100 ml de la misma se han disuelto 10 g de NaOH.

c) Porcentaje volumen en volumen (% V/V): indica cuántos ml de soluto se encuentran en 100 ml de solución. Ejemplo: solución 20 % V/V de etanol, significa que en 100 ml de solución hay 20 ml de etanol.

2) Unidades Químicas:

a) Molaridad: indica cuantos moles de soluto se han disuelto en un litro (1000 ml) de solución.

Ejemplo: una solución 1M (que se lee *1 molar*) de NaCl es la que contiene 1 mol de NaCl (o sea 58,5 g de Na Cl) por litro de solución.

b) Normalidad: indica el número de equivalentes gramo de soluto contenidos en 1 litro (1000 ml) de solución.

Ejemplo: una solución 1 N (se lee *1 normal*) de H_2SO_4 en la que actúa como diácido contiene un equivalente de H_2SO_4 (49 g) por litro de solución.

a) **Molalidad:** indica el número de moles de soluto contenidos cada 1000 g de solvente.

Ejemplo: una solución acuosa 0,4 m (se lee *0,4 molar*) de urea es aquella que tiene 0,4 moles de urea cada 1000 gramos de agua

e) **Fracción molar:** indica la cantidad de moles de uno de los componentes de la solución respecto de la cantidad de moles totales. Puede ser calculado para cada uno de los componentes de la solución incluido el solvente y la suma de las fracciones molares de todos los componentes deberá ser igual a 1.

Ejemplo: Si una solución tiene 2,7 moles de solvente y 0,3 moles de soluto, como la cantidad de moles totales es igual a 3, entonces las fracciones molares de solvente (X_{ste}) y soluto (X_{sto}) serán 0,9 y 0,1 respectivamente ($2,7/3$ y $0,3/3$) y $X_{ste} + X_{sto} = 0,9 + 0,1 = 1$.

f) **ppm (partes por millón):** indica la cantidad mg de soluto cada 1 kg de solución o la cantidad de μg de soluto cada 1 g de solución. Habitualmente se usa para soluciones que tienen baja concentración de soluto. Como en esas soluciones, si son acuosas, la densidad suele ser cercana a la del agua (1 g/ml) puede aproximarse la ppm como la cantidad de mg de soluto por litro de solución o la cantidad de μg de soluto cada 1 ml de solución

Ejemplo: una solución que contiene 150 ppm de Mg^{+2} , tendrá 150 mg de ion Mg^{+2} por cada litro de solución

Manejo e interconversión de las unidades de concentración:

1) Unidades Físicas: Ejemplos de cálculo

a) Si se disuelven 28,5 g de NaOH en suficiente cantidad de agua para completar 185 gr de solución.

Calcular la concentración expresada en % P/p.

Como el término “%” significa “cada 100” y en este caso cada 100 g, la respuesta es inmediata:

en 185 g de solución 28,5 g de NaOH
en 100 g de solución $x = 15,4$ g de NaOH

por lo tanto *la concentración de la solución es 15,4 % P/p*

b) Se prepara una solución disolviendo 30 g de NaCl en 300 ml de solución. Expresar su concentración en % P/v

Aquí porcentaje significa cada 100 ml, por lo tanto:

en 300 ml de solución 30 g de NaCl
en 100 ml de solución $x = 10$ g NaCl

o sea, *la concentración es 10 % P/v*

c) Se mezclan 80 ml de alcohol y 320 ml de agua. Expresar la concentración de la solución en % V/v. El volumen total de la solución aceptaremos que es igual a la suma de los volúmenes.

Será: 80 ml de alcohol + 320 ml de agua = 400 ml
 Entonces:
 en 400 ml de solución 80 ml de alcohol
 en 100 ml de solución x = 20 ml de alcohol

es decir, que la concentración es 20 %^{V/V}.

Para interconvertir el %^{P/P} y el %^{P/V}, es necesario disponer del dato de la **densidad de la solución**. El siguiente ejemplo nos indica el procedimiento a seguir:

d) Una solución acuosa de CaCl₂ al 9 %^{P/V} tiene una densidad de 1,5 g/ml. Expresar su concentración en %^{P/P}.

La densidad de una solución nos indica cuanto pesa 1 mililitro de solución (se usa indistintamente peso y masa por su uso cotidiano, aunque estrictamente nos estamos refiriendo a masa). La densidad no brinda ninguna información acerca del contenido de soluto **solamente permite relacionar una masa de solución con su correspondiente volumen**.

El enunciado nos indica que el 100 ml de solución hay 9 g de CaCl₂. Debemos averiguar cuanto gr de soluto hay en 100 gr de solución. Para ello tenemos que calcular que masa representan 100 ml de solución; esto lo calculamos a través de la densidad:

1 ml de solución 1,5 g de solución
 100 ml de solución x = 150 g de solución

(100 ml de solución son por lo tanto, equivalentes a 150 g de solución). De aquí se desprende que en 150 g de solución hay 9 g de soluto, entonces

150 g de solución 9 g de soluto
 100 g de solución x = 6 g de soluto

es decir, la concentración de la solución de CaCl₂ es de 6%^{P/P}

Puede darse el caso en que debamos interconvertir unidades %^{P/P} a %^{P/V}, como veremos en el siguiente ejemplo

e) Una solución de CaCl₂ 6%^{P/P} tiene una densidad de 1,5 g/ml, expresar su concentración en %^{P/V}.

Sabemos que la densidad nos indica cuánto pesa 1 ml de solución. El enunciado nos indica que en 100 gr de solución hay 6 g de CaCl₂, debemos hallar cuantos gramos de soluto habrá en 100 ml de solución. Para ello tenemos que calcular qué **volumen** representan 100 gr de solución, nuevamente recurrimos a la densidad:

1,5 g de solución 1 ml de solución
 100 g de solución x = 66,6 ml de solución

(100 g de solución son, por lo tanto, equivalentes a 66,6 ml de solución) .De aquí se desprende que en 66,6 ml de solución hay 6 g de soluto, entonces:

66,6 ml de solución 6 g de soluto
 100 ml de solución x = 9 g de soluto

es decir que la solución de CaCl_2 tiene una concentración de 9 % P/V .

2) Unidades Químicas:

Ejemplos relacionados con **Molaridad**.

a) Calcular la **M** de una solución que contiene 15 gr de KOH (PMR = 56) en 225 ml de solución.

Se requieren dos etapas de cálculos:

La conversión de la masa de KOH a número de moles:

$$\begin{array}{ll} 56 \text{ g de KOH} & \dots\dots\dots 1 \text{ mol de KOH} \\ 15 \text{ g de KOH} & \dots\dots\dots x = 0,268 \text{ moles de KOH} \end{array}$$

La cantidad de moles de soluto por litro de solución:

$$\begin{array}{ll} \text{en } 225 \text{ ml de solución} & \dots\dots\dots 0,268 \text{ moles de KOH} \\ \text{en } 1000 \text{ ml de solución} & \dots\dots\dots x = 1,2 \text{ moles de KOH} \end{array}$$

Como los 1,2 moles de soluto están contenidos en 1000 ml de solución, es evidente que la solución *tiene una concentración 1,2 M* (Puede invertirse el orden de las etapas de cálculo sin que se modifique el resultado.)

b) Calcular cuántos gramos de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ (PMR =164) son necesarios para preparar 450 ml de una solución 2,25 M.

Se requieren dos etapas de cálculo:

Calculamos cuantos moles de soluto son necesarios para preparar los 450 ml, teniendo en cuenta el dato de MOLARIDAD, que expresa el número de moles del soluto que hay en 1.000 ml de solución.

$$\begin{array}{ll} 1000 \text{ ml de solución} & \dots\dots\dots 2,25 \text{ moles de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \\ 450 \text{ ml de solución} & \dots\dots\dots x = 1,01 \text{ moles de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \end{array}$$

Ahora transformamos en gramos el número de moles de soluto:

$$\begin{array}{ll} 1 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 & \dots\dots\dots 164 \text{ g de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \\ 1,01 \text{ mol de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 & \dots\dots\dots x = 166 \text{ g de } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \end{array}$$

Por lo tanto, a 166 g de soluto se le agrega agua hasta completar 450 ml.

c) Calcular cuantos ml de una solución 3,5 M de $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ son necesarios para disponer de 12,5 g de $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ (PMR = 96). Como en los ejemplos anteriores, se requieren dos etapas de cálculo:

El dato de concentración de la solución nos indica que en 1.000 ml de la misma hay 3,5 moles de soluto, debemos averiguar a cuantos g equivalen:

$$\begin{array}{ll} 1 \text{ mol de } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 & \dots\dots\dots 96 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \\ 3,5 \text{ mol de } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 & \dots\dots\dots x = 336 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \end{array}$$

Ahora calculamos el volumen de solución que contiene 12,5 g de soluto:

336 g de $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$1.000 ml de solución
 12,5 g de $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ x = 37,2 ml de solución

Por lo tanto, serán necesarios 37,2 ml de solución 3,5 M para disponer de 12,5 g de solución

Ejemplos de cálculo relacionados con **Normalidad**

El mecanismo de resolución es similar al aplicado en los ejemplos a), b) y c), con la única diferencia que se debe tener en cuenta el **Numero de equivalentes** en lugar del número de moles, es decir, el **Peso equivalente** en reemplazo de peso molecular.

d) Calcular la N de una solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (PMR = 74) en la que actúa como di básico, que posee 10,8 g de soluto disuelto en 250 ml de solución.

La resolución requiere dos etapas de cálculo:
 Calculamos el peso de soluto que hay en un litro de solución.

en 250 ml de solución.....10,8 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 en 1.000 ml de solución..... x = 43,2 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Ahora calculamos el número de equivalentes que hay en un litro de solución; para lo cuál necesitamos conocer el peso equivalente del $\text{Ca}(\text{OH})_2$

$$P \text{ eq. } (\text{Ca}(\text{OH})_2) = \text{PM}/2 = 74 \text{ g} / 2 = 37 \text{ g}$$

37 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 1 equivalente de $\text{Ca}(\text{OH})_2$
 43,2 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ x = 1,17 equivalente de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Como los 1,17 equivalente de soluto están contenidos en 1.000 ml de solución, es evidente que *la concentración de la solución es 1,17 N.*

3) Ejemplo de cálculo utilizando unidades **físicas y químicas de concentración:**

En la interconversión de la unidad % P/p a MOLARIDAD (o NORMALIDAD), debemos realizar dos transformaciones: en primer lugar pasaremos de masa de solución a volumen de solución a través de la densidad. Luego de peso de soluto a número de moles (de equivalentes). Esto es así por que el dato de concentración disponible, relaciona peso de soluto con peso de solución, mientras que la MOLARIDAD (NORMALIDAD) relaciona número de moles (número de equivalentes) de soluto con volumen de solución.

e) Calcular la M de una solución acuosa de CaCl_2 (PMR =111) al 45 % P/p cuya densidad es 1,10 g/ml

Conversión de masa a volumen de solución

1,10 g de solución1 ml de solución
 100 g de solución x = 90 ml de solución

Si en 90 ml de solución45 g de CaCl_2
 en 1.000 ml de solución..... x = 500 g de CaCl_2

O sea que la solución contiene 500 g de soluto por litro de solución

Peso a número de moles;

111 g de CaCl_21 mol de CaCl_2
500 g de CaCl_2 x = 4,5 moles de CaCl_2

Como los 4,5 moles de soluto están en 1.000 ml de solución, *la concentración de la misma es 4,5 M*

PROBLEMAS DE APLICACION

1) Discuta los cambios energéticos relacionados con la formación de una solución y asócielos con la variación de entalpía de disolución ($\Delta H_{\text{disolución}}$). Diferencie una disolución exotérmica de una endotérmica

2) 1800 g de una solución acuosa de CaCl_2 contienen 200 g de soluto. La densidad de la solución es de 1,10 g/ml.

Calcular su concentración en % P/V , % P/P , M, N.

RESPUESTA:

12,22 % P/V	41,67 % P/V	0,467 % P/V
19,33 % P/P	11,11 % P/P	31,33 % P/P
1,722 M	1,101 M	1,562 M
2,848 N	1,102 N	2,202 N

3) ¿Cuántos ml de una solución de NaCl al 5 % P/V contienen 7,3 g de sal?

RESPUESTA: 146 ml 2,22 ml 54 ml

4) Explique detalladamente como resolvería los siguientes problemas, sin hacer mención a ninguna de las cifras mencionadas en el enunciado. Enumere todos los pasos seguidos.

“I- ¿Qué masa de urea ($\text{CO}(\text{NH}_2)_2$) tendría que pesar para preparar 300 g de una solución 28% P/V , $\delta=1,26$ g/ml?”

II- a) Calcular la molalidad de una solución de CaCl_2 15 % P/P

b) Para la solución del inciso anterior, calcule la fracción molar del soluto”

5) En 400 ml de agua se disuelven 50 g de H_2SO_4 y se obtiene una solución de densidad 1,14 g/ml. Calcular la M, N y m de la misma, teniendo en cuenta que el ácido actúa como diprótico.

RESPUESTA:

0,11 M	1,29 M	2,14 M
0,84 N	0,57 N	2,58 N
0,84 m	0,57 m	1,27 m

6) Calcular los g de Na_2CO_3 que hay en:

a) 200 ml de solución 8 % P/V de Na_2CO_3

b) 30 ml de solución 8 % P/V de Na_2CO_3

c) 50 g de solución 3,6 % P/V y densidad 1,08 g/ml de Na_2CO_3

RESPUESTAS:

a) 9,3 g	16 g	28 g
b) 1,1 g	2,4 g	6,5 g

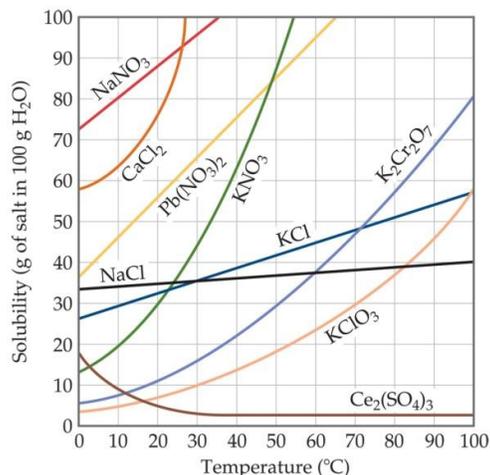
c) 16,1 g 6,41 g 1,65 g

7) Se tienen 250 ml de una solución 0,25 N de H₂SO₄ en la que actúa como diprótico, calcular:

- a) Cuántos moles contienen.
b) Cuántos equivalentes son.

RESPUESTAS: a) 0,05025 moles 1,3025 moles 0,03125 moles
 b) 0,500 eq. 0,0625 eq. 1,125 eq.

- 8) a) ¿Qué es la “solubilidad”?
b) ¿Qué es una “curva de solubilidad”?
c) Ubique en el gráfico una solución saturada de KClO₃ a 70 °C. Indique como debería modificarse la temperatura para obtener una solución sobresaturada. ¿Cómo se podría lograr la precipitación del soluto a partir de ésta última solución?
d) Indique 3 formas de obtener una solución saturada a partir de una sobresaturada.
e) Usted tiene 2 soluciones: KCl y K₂Cr₂O₇ ambas 25 % P/p. Cómo es cada una de esas soluciones a 40 °C? Justifique.
f) ¿Cómo será una solución de KNO₃ 15,2 % P/v y δ=1,23 g/ml a 30 °C?

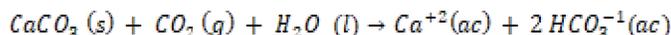


9) a) Calcular la concentración molar de los iones presentes en una solución de Ca(NO₃)₂ 1,5 %p/v.

b) cuántos iones habrá en 5 ml de dicha solución.

RESPUESTA: a) [NO₃⁻] 0,183 M 0,951 M 0,0325 M
 [Ca⁺²] 0,167 M 0,054 M 0,0915 M
b) NO₃⁻ 1,16x10²⁴ iones 5,5x10²⁰ iones 8,2x10²³ iones
 Ca⁺² 0,58x10²⁴ iones 2,75x10²⁰ iones 4,1x10²³ iones

10) La dureza del agua es la presencia de Mg⁺² y/o Ca⁺² en el agua, generada por la acción del agua de lluvia carbonatada (H₂O + CO₂) sobre los suelos que contienen CaCO₃ mediante la siguiente reacción química:



El agua se clasifica como dura, muy dura, moderadamente blanda y blanda de acuerdo al contenido de Ca⁺² expresado como CaCO₃

Grado de dureza	CaCO ₃ (mg/ml)
Blandas	0-75
Moderadamente blandas	75-150
Duras	150-300
Muy duras	> 300

a) Dos muestras de agua envasadas presentan, de acuerdo al rótulo, un contenido de Ca⁺² de 18 y 58 mg/l, respectivamente. Clasifíquelas de acuerdo al grado de dureza.

b) El Código Alimentario Argentino (CAA) fija un límite máximo de 400 mg CaCO_3 por litro para la dureza del agua destinada al consumo. ¿Cuál sería la máxima cantidad de Ca^{2+} admitida (en miligramos) en una muestra de 200 ml de agua?

RESPUESTA: b) 64 mg Ca^{+2} 32 mg Ca^{+2} 48 mg Ca^{+2}

11) Qué volumen de una solución de KOH 0,1 N será necesario medir para tener 1,68 g de base?

RESPUESTA: 300 ml 120 ml 575 ml

12) Indicar como será la solubilidad (alta o baja) de los siguientes solutos en los siguientes solventes:

	HCl	I ₂
H ₂ O		
CS ₂		

13) Calcular la N de una solución de H₃PO₄ 2M teniendo en cuenta que los productos de neutralización son:

a) CaPO₄H b) Al PO₄ c) NaPO₄H₂ d) Zn(PO₄H₂)₂

RESPUESTAS: a) 4,0 N 1,4 N 2,4 N
 b) 1,0 N 2,5 N 6,0 N
 c) 5,2 N 2,0 N 2,5 N
 d) 2,0 N 1,2 N 3,0 N

PROBLEMAS ADICIONALES

1) Calcular la concentración en % P/P, % P/V, M y N de una solución que se obtiene mezclando 8 g de KCl en 32 g de agua. La densidad de la solución es de 1,2 g/ml.

REPUESTA: 16 % P/P 20 % P/P 1,4 % P/P
 24,0 % P/V 19,2 % P/V 19,2 % P/V
 0,65 M 3,22 M 2,61 M
 2,66 N 2,61 N 3,22 N

2) Se quieren preparar 250 ml de una solución Al₂(SO₄)₃ 0,3 N

a) Cuántos g de soluto se necesitan.
 b) cuál es la M de la solución

RESPUESTA: a) 25,65 g de soluto 0,295 g de soluto 4,275 g de soluto
 b) 0,05 M 0,033 M 0,18 M

3) Calcular la N de las siguientes soluciones:

a) Solución de PbCl₂ 0,2 M
 b) Solución AlCl₃ 0,01 M
 c) Solución Fe₂(SO₄)₃ 0,3 M.

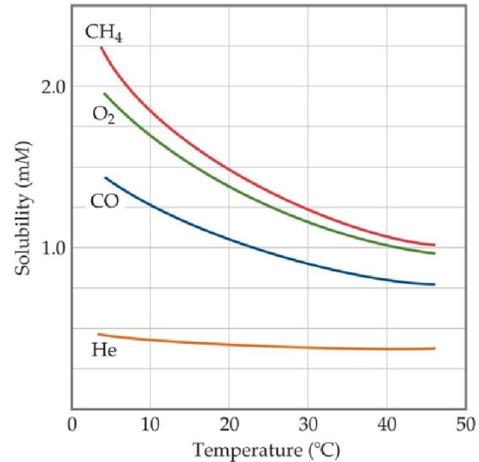
RESPUESTA: a) 0,25 N 0,16 N 0,40 N
 b) 0,19 N 0,03 N 0,44 N
 c) 3,0 N 1,8 N 0,95 N

4) En experiencia de laboratorio se obtuvo una solución de CuSO_4 de densidad 1,05 g/ml disolviendo 2,5 g de soluto en 80 ml de agua. Calcular la N y el volumen de la solución que contienen 0,33 moles de soluto.

RESPUESTA: 0,399 N 0,129 N 0,985 N
 754 ml 1200 ml 1658 ml

5) En base al gráfico de la derecha:

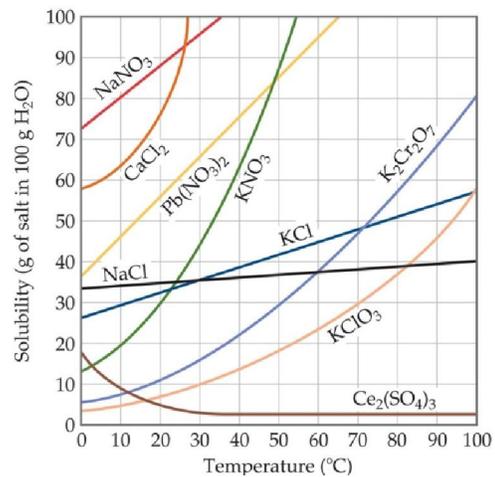
- a) ¿Cómo varía la solubilidad en agua de todas estas sustancias gaseosas con la temperatura?
 b) ¿Cuál será la solubilidad del O_2 a 20 °C y a 30 °C? Discuta que consecuencias podría traer esa diferencia para la vida acuática.



6) a) Calcular la concentración en % P/p, % P/v, M y N de una solución que se obtiene mezclando 8 g de KCl en 32 g de agua. La densidad de la solución es de 1,2 g/ml.

b) ¿Cómo es la solución de KCl anterior a 50 °C?

Rta.: a) 20 %p/p, 24% p/v, 3,22M, 3,22N
 b) Insaturada



Por lo tanto, para una dilución, **el producto $V \times M$ es constante**, lo cual es lógico dado que la cantidad de soluto en ambas soluciones es la misma.

Mezcla de Soluciones

En el caso anterior, mezclábamos una solución con más solvente. Nos referiremos ahora a las situaciones donde mezclamos dos (o más) soluciones. Tendremos tres casos perfectamente distinguibles.

- 1) Las dos soluciones mezcladas tienen el mismo soluto.
- 2) Las dos soluciones mezcladas tienen distinto soluto pero no reaccionan entre sí.
- 3) Las dos soluciones mezcladas tienen distinto soluto y reaccionan entre sí.

1) Mezcla de soluciones de igual soluto:

Al mezclar dos soluciones con igual soluto, cada una de las cuales aportará cierta cantidad de soluto a la solución final. En ésta tendremos entonces una cantidad de soluto igual a la suma de las cantidades aportadas por cada solución. Además, la solución final tendrá un volumen igual a la suma de los volúmenes mezclados (esto no siempre es estrictamente cierto, aunque nosotros lo daremos por válido).

Una cuestión importante en este tipo de mezclas es que la solución final tendrá que tener una concentración intermedia a las que fueron utilizadas en la mezcla: es decir, que no podrá ser más concentrada (o más diluida) que la más concentrada (o la más diluida) de las que fueron mezcladas originalmente.

A continuación daremos un ejemplo:

Se mezclan 100 ml de una solución de Na_2SO_4 0,15 M y 250 ml de una solución 0,44 M del mismo soluto. Calcule la concentración final de la mezcla.

Como hemos dicho, la solución final no podrá tener una concentración mayor a 0,44 M ni menor a 0,15 M; esta apreciación semicuantitativa nos permitirá decidir si el resultado obtenido es correcto o no.

Primero comenzaremos por calcular la cantidad de soluto aportada por cada solución; lo haremos en términos de moles ya que tenemos como datos las molaridades de las soluciones originales:

Para la primera solución:

1000 ml de solución.....0,15 moles de soluto
100 ml de solución..... $x = 0,015$ moles de soluto

Para la segunda solución:

1000 ml de solución.....0,44 moles de soluto
250 ml de solución..... $x = 0,11$ moles de soluto

En la solución final habrá: 0,015 moles + 0,11 moles = 0,125 moles.

Estos moles estarán en un volumen total igual a la suma de los volúmenes originales (100ml + 250 ml = 350 ml). Para calcular la concentración molar de la solución final hacemos:

350 ml de solución final.....0,125 moles totales
1000 ml de solución final..... $x = 0,357$ moles totales

Es decir, la solución final es 0,357 M. (Nótese que no solo la concentración está dentro de los límites predichos, sino que además, da un valor más cercano a la segunda solución, lo cual es lógico ya que se ha usado más volumen de esta última).

2) Mezcla de soluciones de solutos distintos que no reaccionan entre sí:

Ej.: solución de Na_2SO_4 y solución de KCl

Cuando se mezclan soluciones de distintos solutos pero incapaces de reaccionar entre sí, la mezcla es esencialmente una dilución para ambos solutos. Es decir, en la solución final tenemos igual cantidad de soluto que en aquella en la cual estaba presente salvo que está disuelto en un volumen mayor. Los cálculos a realizar son muy similares a los realizados en la sección de dilución, pero cuando se trata de compuestos iónicos (que se disocian) habitualmente se suele expresar la concentración de cada ion en la solución final.

3) Mezcla de dos soluciones de solutos distintos que reaccionan entre sí: Este caso será tratado en la sección "Soluciones III" de esta guía de Trabajos prácticos.

PROBLEMAS DE APLICACION

1) Se diluyen 1,5 ml de solución 0,24 M de codeína (analgésico extraído de *Papaver somniferum*) hasta 6,0 ml. Calcular la molaridad de la droga diluida.

RESPUESTA: 0,06 M 0,12 M 0,01 M

2) Explique detalladamente como resolvería el siguiente problema, sin hacer mención a ninguna de las cifras mencionadas en el enunciado. Enumere todos los pasos seguidos.

“Usted posee un recipiente que contiene 3 litros de una solución de H_2SO_4 2 M. Indique qué volumen de la misma debería tomar para preparar 500 ml de una solución 0,014 M.”

3) Explique detalladamente como resolvería el siguiente problema, sin hacer mención a ninguna de las cifras mencionadas en el enunciado. Enumere todos los pasos seguidos.

“¿Qué volumen de una solución 0,2 M se podrá preparar a partir 200 ml de una solución de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) 15 % P/V?”

4) Se dispone de 500 ml de una solución de HNO_2 0,2 N a partir de la cual se desean preparar 200 ml de solución 0,05 N. Calcular:

- a) los ml de solución 0,2 N que se deben medir
- b) los ml de agua que se deben agregar

RESPUESTA: a) 40 ml 50 ml 60 ml
 b) 160 ml 150 ml 140 ml

5) Calcular los ml, de H_2SO_4 de concentración 98 % P/P y densidad 1,84 g/ml, necesarios para preparar 500 ml de solución 0,4 N, teniendo en cuenta que el ácido actúa como diprótico.

RESPUESTA: 8,73 ml 12,31 ml 5,43 ml

6) A 30 ml de una solución de HCl 12% P/P y densidad 1,08 g/ml a se le agregan 270 ml de agua. Calcular la concentración de la solución resultante en % P/P y M. Considere que los volúmenes son aditivos.

RESPUESTA: 1,28 % P/P 15,41 % P/P 0,41 % P/P
 0,11 M 1,13 M 0,35 M

7) ¿A qué volumen habrá que diluir 10 ml de $Mg(NO_3)_2$ 2 M para obtener una solución que contenga 10 mg de Mg^{+2} por ml?

RESPUESTA: 48 ml 414 ml 217 ml

8) Se agregan 0,8 gr de $K_2Cr_2O_7$ sólido a 150 ml de una solución 0,2 N de $K_2Cr_2O_7$ y se llevan a un volumen de 250 ml con agua. Calcular la molaridad de la solución final.

RESPUESTA: 0,82 M 0,071 M 0,012 M

9) Calcular la molaridad y normalidad de la solución obtenida mezclando 150 ml de solución de $MgCl_2 = 6\% P/V$ con:

- a) 350 ml de solución $MgCl_2$ 0,22 M
 b) 120 ml de solución de $MgCl_2$ 2,1 N y 80 ml de solución $MgCl_2$ 0,7 M

RESPUESTA: a) 0,14 M, 0,28 N 0,11 M, 0,22 N 0,34 M, 0,68 N
 b) 0,79 M, 1,58 N 0,35 M, 0,70 N 1,20 M, 2,40 N

10) Calcular la concentración molar y normal de todos los iones presentes en la solución final, cuando se mezclan 50 ml de una solución de KNO_3 0,3 M con 110 ml de una solución de K_2SO_4 1,8 % P/V.

RESPUESTA: $[SO_4^{=}] = 0,017 M / 0,034 N$ 0,071 M / 0,142 N 0,021 M / 0,042 N
 $[NO_3^-] = 0,094 M / 0,094 N$ 0,036 M / 0,036 N 0,055 M / 0,055 N
 $[K^+] = 0,66 M / 0,66 N$ 0,84 M / 0,84 N 0,24 M / 0,24 N

11) Se mezcla cierto volumen de una solución de $KClO_4$ 0,80 M (solución 1) con 60 ml de una solución 0,42 M del mismo soluto y se lleva a 200 ml. Calcular el volumen agregado de solución 1, sabiendo que la concentración de la solución final es 0,45 M.

RESPUESTA: 45 ml 60 ml 81 ml

PROBLEMAS ADICIONALES

1) Explique detalladamente como resolvería el siguiente problema, sin hacer mención a ninguna de las cifras mencionadas en el enunciado. Enumere todos los pasos seguidos.

“Calcular la Molaridad y la Normalidad de la solución obtenida, mezclando 200 ml de una solución de $AlCl_3$ 6 % P/V con 150 ml de una solución de $AlCl_3$ 0,19 N.”

2) Explique detalladamente como resolvería el siguiente problema, sin hacer mención a ninguna de las cifras mencionadas en el enunciado. Enumere todos los pasos seguidos.

“Calcular la concentración Molar de todos los iones presentes en la solución final, cuando se mezclan 25 ml de una solución de $MgCl_2$ 0,22 N con 30 ml de una solución de HCl 4,15 % P/V.”

3) ¿Qué volumen de una solución de glifosato de amonio 41% P/P y $\delta=1,16$ g/ml deberá usarse para preparar 200 litros de una solución 2% P/V?

RESPUESTA: 30,2 l 8,4 l 16,9 l

4) Se agregaron 200 ml de agua sobre una solución de AlCl_3 concentrada y se obtuvieron 320 ml de solución 0,25 M.
Calcular M y N de la solución original.

RESPUESTA: 0,25 M/0,75 N 0,15 M/0,45 N 0,67 M /2,0 N

5) A partir de una solución concentrada de HNO_3 (63 % P/p, densidad 1,41 g/ml) se quieren preparar 3 litros de solución 0,15 M. Calcular el volumen de solución a medir y el volumen de agua que se debe agregar.

RESPUESTA: $V_{\text{solución}} = 71,9 \text{ ml}$ $V_{\text{agua}} = 2929,1 \text{ ml}$
 $V_{\text{solución}} = 51,5 \text{ ml}$ $V_{\text{agua}} = 2948,5 \text{ ml}$
 $V_{\text{solución}} = 31,9 \text{ ml}$ $V_{\text{agua}} = 2968,1 \text{ ml}$

6) Mezclando ciertos volúmenes de las soluciones siguientes es posible obtener la tercera. ¿Cuáles deben mezclarse? Justifique adecuadamente.

i) Sol. K_2SO_4 0,1 M ii) Sol. K_2SO_4 0,48 N iii) Sol. K_2SO_4 6% P/v

RESPUESTA: i) + iii) = ii)

7) A 50 ml de una solución 0,64 M de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ se le agregan 850 ml de agua. Calcular M y N de la solución final.

RESPUESTA: 0,0355 M 0,0455 M 0,0331 M
0,071 N 0,091 N 0,0662 N

8) Se mezclaron 42 ml de solución de HCl 0,22 M, 25 ml de solución de HCl 6 % P/v y 56 ml de solución de HCl 2,5 % P/p de densidad 1,03 gr/ml.

a) Calcular M, N y % P/v de la solución final.

b) Si a la solución del inciso anterior (a) se le agregan 100ml de agua. Calcular M de la solución final.

Rta.: a) 0,73M, 0,73N, 2,7 %p/v
b) 0,4 M

9) Indique cómo prepararía 500 ml de una solución de CaCl_2 de concentración 4 mg de Ca^{+2} por ml, a partir de una solución 2 N de CaCl_2 .

RESPUESTA: 55 ml de solución de CaCl_2 + agua suficiente hasta completar 500 ml.
18 ml de solución de CaCl_2 + agua suficiente hasta completar 500 ml
50 ml de solución de CaCl_2 + agua suficiente hasta completar 500 ml

10) Se mezclan 20 ml de una solución de CaCl_2 7,0 %p/v con 80 ml de una solución de NaCl 0,2M y cierto volumen de una solución de Na_2SO_4 0,6N y se lleva la solución a 500 ml.

Sabiendo que en la solución final se obtienen las siguientes concentraciones de iones, calcular el volumen de solución de Na_2SO_4 agregado: $[\text{Ca}^{+2}] = 0,9 \text{ g/l}$, $[\text{Cl}^-] = 0,082 \text{ M}$, $[\text{Na}^+] = 0,092 \text{ M}$

RESPUESTA: 15 ml 120 ml 50 ml

SOLUCIONES III

TEMARIO: Estequiometría de las reacciones en solución.
Titulación o valoración de soluciones.

3) Mezcla de dos soluciones de solutos distintos que reaccionan entre sí.

Este tipo de mezclas suele tratarse como estequiometría de soluciones. Es decir, básicamente es un problema de estequiometría donde los reactivos son solutos en solución y las cantidades de los mismos hay que calcularlas haciendo uso de conocimientos de unidades de concentración de soluciones y eventualmente, los productos (si son solubles) podrán expresarse a través de la concentración de la solución resultante.

Existe gran cantidad de mezclas de soluciones que pueden dar lugar a reacciones químicas: reacciones entre ácidos y bases para dar agua, reacciones entre sustancias para dar un precipitado. En todos los casos deberá quedar claro que existe una estequiometría que deberá respetarse cuando se hagan cálculos sobre cantidad de producto/s producida y cantidad/es de reactivos reaccionantes.

Lo primero que hay que aclarar es cuando consideraremos que hubo reacción.

a) $\text{KCl} + \text{K}_2\text{SO}_4$

En este ejemplo es evidente que no habrá reacción química, ya que si hubiera intercambio de cationes y aniones entre los solutos obtendríamos los mismos compuestos de partida. En la solución final solo tendremos una mezcla de los 3 iones intervinientes (K^+ , Cl^- y SO_4^{2-}).

b) $\text{NaCl} + \text{K}_2\text{SO}_4$

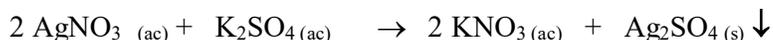
Si bien en este caso podríamos plantear una reacción química neta:



no tiene sentido considerar que se ha formado KCl y Na_2SO_4 ya que, lo que se obtendrá es una solución donde tenemos los cuatro iones disueltos (K^+ , Cl^- , Na^+ y SO_4^{2-}) y no las dos sales que son productos de la reacción escrita.

c) $\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$

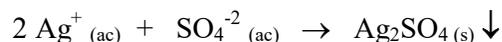
Si bien este caso es aparentemente similar al anterior existe una diferencia importante que tiene que ver con la solubilidad de uno de los productos.



El Ag_2SO_4 es insoluble en agua, por lo tanto este compuesto pasará a formar un "precipitado" y los iones que formen parte del mismo desaparecerán de la solución. Estos iones no deberán ser considerados al momento de calcular la concentración de los iones en la solución resultante.

La totalidad del NO_3^- y del K^+ (llamados "iones espectadores") quedarán en solución.

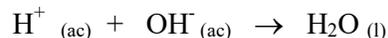
Para calcular la concentración de los otros iones podemos escribir la reacción neta de formación del precipitado:



Uno de los iones estará en defecto, por lo tanto reaccionará la totalidad, quedará formado parte del precipitado y no quedará nada de ese ion en solución. Del ion que esté en exceso, una parte quedará en el precipitado y el exceso quedará en solución.

d) KOH + H₂SO₄

En este caso no se forma ningún precipitado, pero igualmente consideraremos que hay reacción química neta ya que los OH⁻ y H⁺ provenientes de las disociaciones reaccionarán formando agua y desaparecerán de la solución.



Los iones SO₄⁻² y K⁺ quedarán completamente en solución como “iones espectadores”. Con los H⁺ y OH⁻ habrá que hacer un tratamiento similar al caso anterior, uno de los iones estará en defecto, pasará a formar parte del agua en su totalidad y no quedará nada en solución, mientras que, del ion que está en exceso una parte desaparecerá de la solución y el resto quedará como ion.

Veamos un ejemplo:

Se mezclan 100 ml de una solución de AgNO₃ 0,05 M con 200 ml de una solución de H₃PO₄ 0,03 M. Calcule la cantidad de moles de Ag₃PO₄(s).

Resulta claro que la reacción involucrada es:



Lo primero que debemos hacer es averiguar la cantidad que se ha mezclado de cada uno de los reactivos involucrados:

Para AgNO₃:

1000 ml de solución.....0,05 moles
 100 ml de solución.....x = 0,005 moles

Para H₃PO₄:

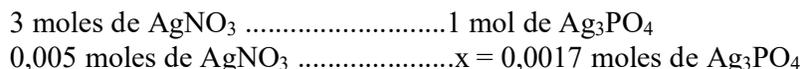
1000 ml de solución.....0,03 moles
 200 ml de solución.....x = 0,006 moles

La segunda etapa (tal cual hacíamos en cualquier problema de estequiometría) es decidir cuál está en defecto y cuál está en exceso. Para ello planteamos la reacción estequiométrica (indicada en la ecuación):

3 moles de AgNO₃1 mol de H₃PO₄
 0,005 moles de AgNO₃x = 0,0017 moles de H₃PO₄

Estos últimos son los moles de H₃PO₄ necesarios para que reaccione completamente el AgNO₃. Debido a que tenemos 0,006 moles de H₃PO₄ (es decir más de los que necesitamos), éste será el reactivo en exceso mientras que el AgNO₃ será el reactivo en defecto o limitante.

Para calcular la cantidad de producto formado deberemos utilizar la cantidad total presente del reactivo en defecto (o la cantidad del reactivo en exceso QUE REALMENTE REACCIONA; en este caso 0,0017 moles). Así, la última parte del cálculo será:



TITULACIÓN O VALORACIÓN

Es un proceso mediante el cual puede determinarse la concentración de una solución a partir de otra de concentración conocida que reacciona con la primera.

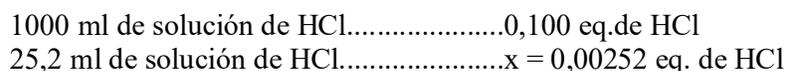
La segunda solución (de concentración conocida) se adiciona desde una bureta a un volumen medido de la primera solución (contenido generalmente en un erlenmeyer) hasta completar la reacción entre las dos sustancias. El punto donde se completa la reacción, es decir, cuando el número de equivalentes de soluto agregados desde la bureta iguala al número de equivalentes de soluto de la solución de concentración desconocida contenidos en el erlenmeyer, se llama **punto de equivalencia**. El mismo es un concepto teórico y sólo puede estimarse su posición mediante la observación de alguna manifestación visible asociada con el **punto final** de la reacción. El punto de una valoración en el que se produce una manifestación visible se llama punto final y no siempre coincide con el punto de equivalencia.

Para detectar el punto final pueden emplearse sustancias llamadas **indicadores** que cambian de color de acuerdo con la composición de la solución.

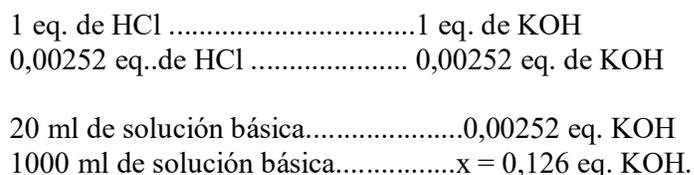
Ejemplo:

Para neutralizar 20 ml de una solución de KOH de concentración desconocida, se requieren 25,2 ml de solución 0,100 N de HCl. Hallar la concentración de la solución desconocida.

Según la definición de N:



Según la ley química fundamental el número de equivalentes de HCl calculado reaccionará con igual número de equivalentes de soluto de la solución básica, que se encontrarán en los 20 ml de esa solución:



La concentración de la solución básica será 0,126 N.

Existe otra manera, generalmente más fácil, de resolver los problemas de estequiometría: el uso de equivalentes aprovechando el hecho de que, por su definición, un número determinado de equivalentes de un reactivo reaccionará con el mismo número de equivalentes del otro reactivo para dar el mismo número de equivalentes de cada uno de los productos.

Además, los equivalentes podrán ser usados para determinar la concentración de una solución midiendo el volumen de la misma capaz de reaccionar con una cantidad de equivalentes de otra sustancia. Estos últimos se podrán conocer sabiendo la masa de la sustancia que se ha agregado o, también, conociendo el volumen de solución y la concentración de la misma.

Hemos visto que el producto de la M y el V da la cantidad de moles de soluto. Si aplicamos este concepto a la N podemos concluir que el producto de la N y V da como resultado el número de equivalentes de soluto. Por consiguiente rige la siguiente relación:

$$N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$$

Donde el subíndice 1 corresponde a la solución 1 y el subíndice 2 corresponde a la solución 2

Si bien el uso de FÓRMULAS puede ser muy atractivo para el alumno recién iniciado en el tema, se sugiere utilizar en su lugar RESOLUCIONES MEDIANTE REGLAS DE TRES SIMPLE que exigen una comprensión explícita de la situación física que el problema representa.

PROBLEMAS DE APLICACION

1) Se necesitan 23,4 ml de una solución de HCl al 0,6% P/p y densidad 1,02 g/ml para neutralizar 28,2 ml de una solución de NaOH.

Calcular a) el número de equivalentes de HCl utilizados
b) la N de la solución de NaOH

RESPUESTA: a) 0,0234 eq.de HCl 0,0039 eq.de HCl 0,1015 eq.de HCl
b) 0,14 N 0,36 N 0,09 N

2) Si 35 ml de una solución 2 N de HBr neutralizan exactamente a 50 ml de una solución de KOH, calcular los gramos de base contenidos en dicho volumen de solución.

RESPUESTA: 1,27 gr de base. 3,92 gr de base. 0,986 gr de base.

3) Explique detalladamente como resolvería el siguiente problema, sin hacer mención a ninguna de las cifras mencionadas en el enunciado. Enumere todos los pasos seguidos.

En la titulación de 20 ml de una solución de HClO₄, se gastaron 15,2 ml de NaOH 0,5 M Calcule la molaridad y la normalidad de la solución del ácido.

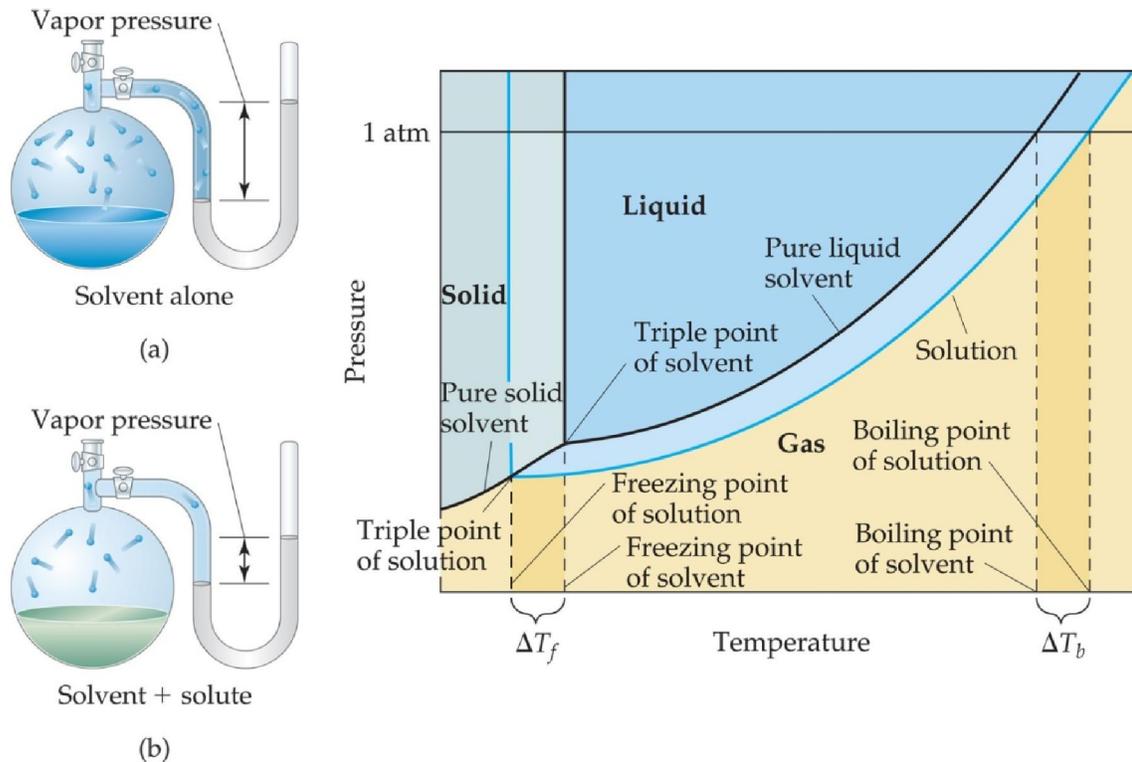
4) Se titulan 10 ml de solución de HI 0,1N con solución de NaOH de concentración ligeramente menor. El volumen gastado (V_g) en la titulación será: a) 10 ml b) <10 ml c) > 10 ml. Indique la respuesta correcta. Justifique.

RESPUESTA: V_g > 10 ml.

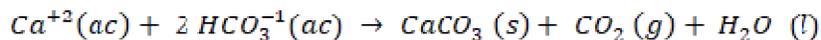
5) En una titulación el punto de equivalencia se alcanza cuando: a) el volumen, b) el número de moles, c) el número de equivalentes, d) los gramos, e) las moléculas agregadas desde la bureta son iguales a las presentes en el erlenmeyer. Indique la opción correcta. Justifique.

RESPUESTA: el número de equivalentes.

- 6) a) Relacione lo observado en la figura de la izquierda con el gráfico de la derecha y discuta
- b) Marque en el gráfico la temperatura normal de ebullición del líquido puro y de la solución.
- c) Marque en el gráfico la temperaturas normal de congelación para solvente y solución.
- d) Marque en el gráfico el descenso de presión de vapor a una determinada temperatura.
- e) Marque en el gráfico el aumento ebulloscópico.
- f) Marque en el gráfico el descenso crioscópico.
- g) Represente en el gráfico el proceso que se producirá al agregar sal a una mezcla de agua-hielo.



- 7) a) La dureza del agua puede clasificarse como temporaria o permanente. La dureza temporaria es aquella que se puede eliminar por calentamiento. La dureza permanente, en cambio, no puede eliminarse por calentamiento. La clasificación depende del anión que acompaña a los cationes que generan dureza (Mg^{+2} y/o Ca^{+2}). Para que la dureza sea temporaria, en el agua debe haber HCO_3^{-1} por lo tanto al calentar la solución puede ocurrir la siguiente reacción:

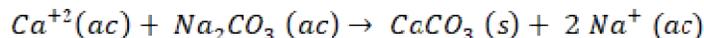


El Ca^{+2} deja de estar soluble en el agua y pasa a formar parte del sólido, $CaCO_3$, que precipita y puede separarse del agua por filtración, de esta manera obtenemos agua sin Ca^{+2} disuelto.

Calcular la masa de $CaCO_3$ que se formará, como incrustación en una caldera al calentar agua que contiene mayoritariamente Ca^{+2} (35 mg/l) y HCO_3^- (124 mg/l) después de 15 días, si se calienta un promedio de 500 litros de agua por día.

RESPUESTA: 4,37 g 6,56 g 3,28 g

- b) En el caso de la dureza permanente el anión que acompaña al Mg^{+2} y/o Ca^{+2} es Cl^{-1} , SO_4^{-2} o NO_3^{-1} y, por lo tanto, este tipo de dureza no se puede eliminar por calentamiento. Existen dos formas de eliminación de dureza permanente: utilizando resinas de intercambio iónico o agregando una sal de carbonato soluble (Na_2CO_3 o K_2CO_3), de forma que precipite el Ca^{+2} o el Mg^{+2} formando el carbonato correspondiente:



Como se puede apreciar en la ecuación anterior este método serviría para eliminar ambos tipos de dureza, ya que no depende del anión acompañante.

Uno de los problemas más importantes que suele presentarse en el riego por goteo es la obstrucción del gotero, esto puede deberse a:

- Precipitados (principalmente formación de carbonato de calcio y carbonato de magnesio)
- Material orgánico

Para evitar las incrustaciones por depósitos de carbonatos se necesita emplear un agua blanda o moderadamente blanda.

El agua de un manantial contiene, Mg^{+2} (10 mg/l) y Ca^{+2} (42 mg/l). Un análisis fisicoquímico reveló que el Cl^{-1} (154 mg/l) es el principal anión.

- i) ¿Cuánto K_2CO_3 se requieren para eliminar la dureza del agua contenida en un tanque de 100 l antes de ser utilizada en el riego por goteo?
 ii) ¿El agua del manantial se podría “ablandar” por calentamiento? Justifique adecuadamente su respuesta.

RESPUESTA: 0,278 g 0,139 g 0,521 g

8) Calcular la concentración final de todos los iones presentes en la solución final que se obtiene al mezclar 20 ml de una solución de H_2SO_4 0,25 M con 30 ml de una solución de NaOH 0,10 N

RESPUESTA: $[Na^+]$ 0,23 M 0,09 M 0,06 M
 $[SO_4^{-2}]$ 0,13 M 0,10 M 0,17 M
 $[H^+]$ 0,14 M 0 M 0,08 M
 $[OH^-]$ 0 M 0,10 M 0,26 M

9) Calcular la concentración molar y normal de todos los iones presentes en la solución final, cuando se mezclan 200 ml de una solución de $CaCl_2$ 1,3% P/V con 150 ml de una solución de Na_3PO_4 0,15 M, teniendo en cuenta que el $Ca_3(PO_4)_2$ es una sal insoluble.

RESPUESTA: $[PO_4^{-3}]$ 0 M / 0 N 0,019 M / 0,057 N 0,0325 M / 0,078 N
 $[Cl^-]$ 0,347 M / 0,347 N 0,134 M / 0,134 N 0,451 M / 0,451 N
 $[Na^+]$ 0,442 M / 0,442 N 0,077 M / 0,077 N 0,193 M / 0,193 N
 $[Ca^{+2}]$ 0,107 M / 0,214 N 0,054 M / 0,108 N 0 M / 0 N

- 10) a) ¿Calcular el descenso crioscópico de una solución 0,15 m de permetrina en etanol?
 b) ¿Cuál será la temperatura de congelación de la solución?
 c) ¿A qué temperatura congelará una solución acuosa de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) 20 % P/V y $\delta=1,21$ g/ml?
 d) ¿Calcular la temperatura de ebullición de una solución preparada disolviendo 0,090 moles de NaCl en 150 ml de agua? Repita los cálculos si el soluto fuera: KI, $CaCl_2$ y $Al_2(SO_4)_3$

Solvente	Punto normal de ebullición (°C)	K_e (°C/m)	Punto normal de fusión (°C)	K_c (°C/m)
Agua (H ₂ O)	100,0	0,51	0,0	1,86
Benceno (C ₆ H ₆)	80,1	2,53	5,5	5,12
Etanol (C ₂ H ₅ OH)	78,4	1,2	-114,6	1,99
Tetracloruro de carbono (CCl ₄)	76,8	5,02	-22,3	29,8
Cloroformo (CHCl ₃)	61,2	3,6	-63,5	4,68

RESPUESTA:

a)	0,92 °C	0,30 °C	0,59 °C	
b)	-28,9 °C	-50,6 °C	-114,9 °C	
c)	-0,3 °C	-2,1 °C	-1,08 °C	
d)	NaCl	100,61 °C	99,01 °C	107,08 °C
	KI	109,2 °C	100,61 °C	98,3 °C
	CaCl ₂	100,92 °C	100,51 °C	100,30 °C
	Al ₂ (SO ₄) ₃	100,98 °C	101,02 °C	101,53 °C

11) a) ¿Qué es la “ósmosis” y qué es la “presión osmótica”. Explique y represente mediante gráficos y la ecuación correspondiente.

b) ¿Qué es la “lisis” y qué es la “turgencia” celular? ¿Cuál se produce en células animales y cuál en vegetales por causa de una diferencia de presiones osmóticas? Explique.

12) a) Calcular la masa de Ca(H₂PO₄)₂ que se formará cuando se hagan reaccionar 15 ml de H₃PO₄ 97 % P/p ($\delta=1,76$ g/ml) con 50 g de Ca(OH)₂ de 80 % de pureza.

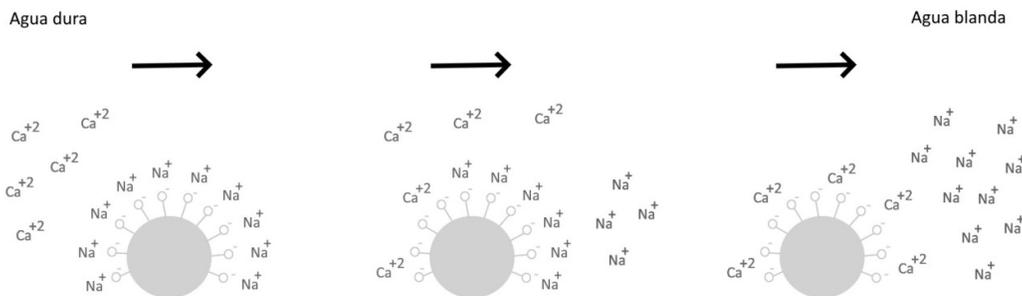
b) Calcular la masa de reactivo en exceso que queda sin reaccionar.

RESPUESTA:

a)	15,90 g	30,57 g	5,903 g
b)	30,33 g	10,41 g	70,46 g

13) Las resinas de intercambio iónico son polímeros sintéticos, de naturaleza orgánica que tienen cargas en su superficie. Las resinas de intercambio catiónico, en particular, tienen cargas negativas que están contrarrestadas por cationes unidos en forma electrostática. Estos cationes pueden ser intercambiados por otros presentes en la solución que tengan más afinidad por la resina, ya sea por su mayor carga o por estar en alta concentración.

Si se hace pasar agua dura a través de un lecho que contenga una resina de intercambio catiónico cargada con sodio, los iones calcio o magnesio, al tener mayor carga, tendrán más afinidad por la resina y desplazarán a los iones sodio de la misma. Al final del pasaje, se habrá logrado reemplazar los cationes calcio o magnesio por iones sodio, por lo que el agua habrá sido ablandada.



En el esquema omitieron los aniones acompañantes, pero es importante mencionar que es independiente del contraion, por lo que sirve para eliminar ambos tipos de dureza.

Se analizaron aguas de distintas zonas obteniéndose los siguientes resultados en mg/L:

Muestra	Ca^{+2}	Mg^{+2}	HCO_3^{-1}	Cl^{-1}
1	-	34	-	120
2	45	12	70	-
3	70	-	-	45

- a) Indicar qué métodos de eliminación podrían usarse en cada caso
b) Calcular la cantidad de K_2CO_3 necesaria para eliminar la dureza presente en 10L de agua, en cada caso.

RESPUESTA: b1) 3574 mg 1955 mg 789 mg
 b2) 1202 mg 240 mg 2415 mg
 b3) 2242 mg 1523mg 847 mg

PROBLEMAS ADICIONALES

1) Hallar el volumen de solución de KOH 12% P/P ($\delta=1,09$ g/ml) capaz de neutralizar 250 ml de solución 0,18 N de H_2SO_4 .

RESPUESTA: 87,2 ml 15,3 ml 19,7 ml

2) Calcular todas las propiedades coligativas (ΔP , ΔT_e , ΔT_c y Π) que presenta a 20 °C una solución preparada disolviendo 8 g de urea en 120 mL de agua. La $\delta_{solución}$ es 1,2 g/mL. A 20 °C, la presión de vapor del H_2O es de 17,3 mm Hg. Datos: $PMR_{urea} = 60$, $K_c H_2O = 1,86$ °C/m, $K_c H_2O = 0,51$ °C/m, $R = 0,082$ L atm $K^{-1} mol^{-1}$, 1 atm = 760 mm Hg y $T (K) = T(°C) + 273,16$.

Rta.: 1) 19,27 ml

2) $\Delta P / \Delta T_e / \Delta T_c / \Pi$: 0,33 mmHg / 0,57 °C / 2,06 °C / 29 atm.

3) Se titula una solución de H_2SO_4 empleando tres soluciones diferentes de KOH:

- i) 0,1 N ii) 0,2 N iii) 0,05 N

Si en todos los casos se valoran 20 ml de la solución de H_2SO_4 , indicar en qué titulación se gasta mayor volumen de KOH. Justifique.

RESPUESTA: iii)

4) Dada la reacción $CaCO_3 + HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$

calcular el volumen de CO_2 obtenido en CNPT, cuando se mezclan 4 g de $CaCO_3$ de 90 % de pureza con 80 ml de una solución de HCl 2,2 M

RESPUESTA: 140 ml 504 ml 806 ml

5) Al titular 10 ml de solución 0,2 N de HCl se gastaron 6,7 ml de solución de NaOH. La concentración (C) de la solución de NaOH es: a) 0,2 N b) >0,2 N c) <0,2 N. Indique la opción correcta. Justifique.

RESPUESTA: C > 0,2 N

6) Grafique la curva de presión de vapor vs temperatura para el agua.

Marque en el mismo gráfico las curvas correspondientes para soluciones acuosas de los siguientes solutos, todas de la misma concentración molal:

- a) sacarosa
- b) cloruro de sodio
- c) K_2SO_4
- d) Na_3PO_4

7) Una solución de H_3PO_4 tiene una concentración de 4,9% P/V y para cierta reacción su concentración es 1,5 N. ¿Cuáles de los siguientes compuestos podrían corresponder a esa reacción?



RESPUESTA: $AlPO_4$

8) Explique detalladamente como resolvería los siguientes problemas, sin hacer mención a ninguna de las cifras mencionadas en el enunciado. Enumere todos los pasos seguidos.

“1- Calcular la concentración de todos los iones presentes en la solución final, cuando se mezclan 30 ml de una solución de Na_2SO_4 0,5 M con 40 ml de una solución de $BaCl_2$ 0,15 N, teniendo en cuenta que el $BaSO_4$ es una sal insoluble.

2- Calcular las concentraciones finales de todos los iones presentes en la solución obtenida al mezclar 15 ml de una solución de H_3PO_4 0,25 M con 30 ml de una solución de $Ca(OH)_2$ 0,10 M. “

9) Para titular 0,08 equivalentes contenidos en una solución de $Mg(OH)_2$ indique cuál será el número equivalente de HCl gastado. **Justifique.**

- i) 0,16 ii) 0,08 iii) 0,4

RESPUESTA: 0,08 equivalentes

10) Se dispone de soluciones 0,1 M de H_2SO_4 , H_3PO_4 y HNO_3 para neutralizar una misma masa de NaOH ¿de cuál de ellas se gastará menor volumen? Justifique adecuadamente.

RESPUESTA: H_3PO_4

11) Se agregaron 15 ml de solución de HCl 2 M a las siguientes soluciones:

- a) 500 ml de agua
- b) 120 ml de solución HCl 0,75 M
- c) 120 ml de solución de HCl 0,75 M + 120 ml de solución de HCl 1,5 M
- d) 10 ml de NaOH 0,8 M.

Calcular en cada mezcla la M de la solución resultante.

RESPUESTA: a) 0,016 M 0,058 M 0,031 M
b) 0,28 M 0,24 M 0,88 M
c) 1,176 M 1,026 M 1,746 M
d) 0,72 M de Cl^- 1,2 M de Cl^- 1,11 M de Cl^-
0,129 M de Na^+ 0,72 M de Na^+ 0,32 M de Na^+
0,88 M de H^+ 0,048 M de H^+ 0 M de H^+
0 M de OH^- 0,150 M de OH^- 0,268 M de OH^-

12) La determinación de **acidez** en una muestra de leche es indicador concreto de la sanidad con la que se trabajó durante el proceso de extracción y conservación de la misma. El

aumento de acidez en leche está directamente relacionado con el crecimiento de bacterias lácticas que transforman la lactosa (azúcar de la leche) en ácido láctico ($C_3H_6O_3$). Según el CÓDIGO ALIMENTARIO ARGENTINO (CAA), el rango de aceptación para la leche fluida es entre **0,14 y 0,18 % P/V de ácido láctico**.

En una fábrica de quesos del partido de Trenque Lauquen se reciben 3 muestras de leche de diferentes tambos de la zona. Se realizaron los análisis correspondientes para medir la acidez obteniendo en el laboratorio los siguientes resultados:

Tabla. Volumen de NaOH consumido para determinar acidez en 3 muestras de leche (10 ml c/u) de diferentes tambos.

NaOH utilizado	Volumen NaOH (ml) utilizado para titular 10 ml de leche		
	Estancia Loma Alta	La Cañada	El Palenque
0,01 N	3,10		
0,05 N		8,90	
1,0 % P/V			0,71

Como responsable de estos análisis y de acuerdo a lo establecido por el CAA, indique si **acceptaría o rechazaría** los camiones de leche de los 3 tambos mencionados anteriormente.

DATOS: PMR Ác. Láctico: 90; P_{eq} Ác. Láctico: 90 g; PMR NaOH= 40; P_{eq} NaOH= 40 g

RESPUESTAS: Tambo “Estancia Loma Alta” 0,03 % P/V = Rechazo el camión.
 Tambo “La Cañada” 0,40 % P/V = Rechazo el camión.
 Tambo “El Palenque” 0,16 % P/V = Acepto el camión.

SOLUCIONES IV

TEMARIO: Integración de problemas de soluciones.

1) a) Calcular la pureza de una muestra de MgCO_3 , sabiendo que al hacer reaccionar 20 gramos de la misma con un exceso de solución de HCl 20 % P/V se obtienen 4 litros de CO_2 en CNPT.



b) Para calcular el peso equivalente de un ácido orgánico se disuelven 0,2 g del mismo en agua y se titulan con KOH 0,15 M gastándose 10,90 ml. ¿Cuál será el peso equivalente del ácido?

RESPUESTA: a) 92 % de pureza 75 % de pureza 26 % de pureza
 b) 42,1 g/eq 96,0 g/eq 122,3 g/eq

2) a) Calcular ¿Qué volumen de solución de H_2SO_4 15 % P/V habrá que tomar para preparar 500 ml de una solución 0,5 molal del mismo soluto cuya δ es 1,18 g/ml?

b) Se mezclan 25 ml de una solución de H_2SO_4 0,12 M con 15 ml de una solución de KOH 0,7 M. Calcular la concentración de todos los iones presentes en la solución final

c) i) Se titula con NaOH mismos volúmenes de soluciones de *igual Normalidad* de los siguientes ácidos: H_2SO_4 , HNO_3 y H_3PO_4 . Indicar como serán los volúmenes gastados en cada caso. **Justifique**

ii) ¿Cómo serán los volúmenes gastados si se trata de soluciones de la misma Molaridad?

RESPUESTA: a) 89,2 ml 45,3 ml 183,7 ml
b) $[\text{SO}_4^{-2}] = 0,871 \text{ M}$ $[\text{SO}_4^{-2}] = 0,075 \text{ M}$ $[\text{SO}_4^{-2}] = 0,327 \text{ M}$
 $[\text{K}^+] = 0,498 \text{ M}$ $[\text{K}^+] = 0,263 \text{ M}$ $[\text{K}^+] = 0,110 \text{ M}$
 $[\text{OH}^-] = 0,561 \text{ M}$ $[\text{OH}^-] = 0 \text{ M}$ $[\text{OH}^-] = 0,113 \text{ M}$
 $[\text{H}^+] = 0 \text{ M}$ $[\text{H}^+] = 0,323 \text{ M}$ $[\text{H}^+] = 0,955 \text{ M}$

3) a) Se quieren preparar 250 ml de una solución de 18 % P/P ($\delta = 1,15 \text{ g/ml}$) de NaOH a partir de una droga de 90 % de pureza. Calcular la masa de droga que deberá pesarse.

b) Calcular el volumen de una solución de H_2SO_4 0,8 N que será necesario para titular 10 ml de la solución preparada en el inciso anterior

c) Calcular la concentración final de todos los iones en la solución obtenida por mezcla de 40 ml de la solución del inciso a) con 30 ml de una solución de H_3PO_4 0,65 M.

RESPUESTA: a) 148,1 g 12,9 g 57,5 g
 b) 64,69 ml 234,12 ml 30,14 ml
c) $[\text{PO}_4^{-3}] = 0,279 \text{ M}$ $[\text{PO}_4^{-3}] = 0 \text{ M}$ $[\text{PO}_4^{-3}] = 0,443 \text{ M}$
 $[\text{Na}^+] = 1,852 \text{ M}$ $[\text{Na}^+] = 0,114 \text{ M}$ $[\text{Na}^+] = 2,957 \text{ M}$
 $[\text{OH}^-] = 0,552 \text{ M}$ $[\text{OH}^-] = 2,121 \text{ M}$ $[\text{OH}^-] = 0 \text{ M}$
 $[\text{H}^+] = 0 \text{ M}$ $[\text{H}^+] = 0,605 \text{ M}$ $[\text{H}^+] = 0,231 \text{ M}$

4) Dada la reacción: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4$

a) Calcular la masa de fosforita de 85 % P/P en $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ que será necesaria para obtener 500 g de CaSO_4

b) Calcular el volumen mínimo de solución de H_2SO_4 10 % P/V ($\delta=1,12 \text{ g/ml}$) necesario para el inciso anterior.

RESPUESTA: a) 211,6 g 446,9 g 25,2 g
 b) 3602,9 ml 1360,2 ml 260,29 ml

5) Dada la reacción: $\text{Ca(OH)}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Calcular: a) la masa de una muestra de Ca(OH)_2 de 78 % de pureza necesario para obtener 53 litros de NH_3 en CNPT.

b) los moles de CaCl_2 que se obtendrán

c) el volumen mínimo de una solución de NH_4Cl 0,8M necesario para la reacción.

RESPUESTA: a) 220,4 g 112,24 g 41,25 g
 b) 0,918 moles 1,18 moles 0,31 moles
 c) 12,44 l 25,12 l 2,96 l

6) a) Calcular el volumen de una solución de NH_4OH 70 % P/p ($\delta = 1,17 \text{ g/ml}$) necesario para obtener 2 litros de solución 0,2 M

b) ¿Qué volumen de una solución de H_2SO_4 0,5 M sería necesario para neutralizar 20 ml de la solución de NH_4OH 0,8 M?

c) Calcular la concentración final de todos los iones presentes en una solución obtenida mezclando 10 ml de H_2SO_4 0,3 M con 25 ml de HNO_3 0,4 M.

RESPUESTA: a) 17,09 ml 2,95 ml 78,12 ml
 b) 16,0 ml 45,2 ml 96,0 ml
 c) $[\text{SO}_4^{-2}] = 0,656 \text{ M}$ $[\text{SO}_4^{-2}] = 0,086 \text{ M}$ $[\text{SO}_4^{-2}] = 0,141 \text{ M}$
 $[\text{NO}_3^-] = 0,286 \text{ M}$ $[\text{NO}_3^-] = 0 \text{ M}$ $[\text{NO}_3^-] = 0,536 \text{ M}$
 $[\text{H}^+] = 0,741 \text{ M}$ $[\text{H}^+] = 0,457 \text{ M}$ $[\text{H}^+] = 0 \text{ M}$

7) Se mezclan 3,6 g de $\text{Ru(NO}_3)_2$, con 150 ml de una solución 4 % P/v del mismo soluto y un volumen desconocido de una solución de concentración desconocida del mismo soluto, si se obtuvieron 400 ml de una solución 0,19 M. Indicar:

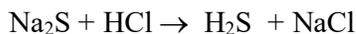
a) El volumen desconocido de solución.

b) La concentración M y N de la misma solución.

c) La concentración de todos los iones en la solución resultante de mezclar los 400 ml de solución final con 200 ml de una solución de Na_2SO_4 0,5 M, teniendo en cuenta que el RuSO_4 es insoluble.

RESPUESTA: a) 600 ml 56 ml 250 ml
 b) 0,913 M 0,025 M 0,133 M
 0,266 N 0,826 N 0,102 N
 c) $[\text{Na}^+] = 0,785 \text{ M}$ $[\text{Na}^+] = 0,333 \text{ M}$ $[\text{Na}^+] = 0 \text{ M}$
 $[\text{SO}_4^{-2}] = 0,040 \text{ M}$ $[\text{SO}_4^{-2}] = 0,504 \text{ M}$ $[\text{SO}_4^{-2}] = 0,905 \text{ M}$
 $[\text{NO}_3^-] = 0,113 \text{ M}$ $[\text{NO}_3^-] = 0 \text{ M}$ $[\text{NO}_3^-] = 0,253 \text{ M}$
 $[\text{Ru}^{+2}] = 0,233 \text{ M}$ $[\text{Ru}^{+2}] = 0 \text{ M}$ $[\text{Ru}^{+2}] = 0,572 \text{ M}$

a) a) Calcular la masa de una muestra de Na_2S de 75 % pureza necesaria para obtener 30 l de H_2S en CNPT ?



b) Calcular la concentración de la solución obtenida al mezclar 40 g de una solución de HNO_3 85 % P/p ($\delta = 1,12 \text{ g/ml}$) con 60 ml de agua.

c) Calcular la concentración final de todos los iones presentes al mezclar 80 ml de una solución de AlCl_3 0,2 % P/v con 20 ml de una solución de CaCl_2 0,25 M.

d) Una de las siguientes soluciones fue obtenida mezclando las dos restantes, indicar y justificar cuál fue la solución resultante: i) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 0,2 M ii) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 0,2 % P/V iii) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 0,2 N

RESPUESTA: a) 35,1 g	309,3 g	139,3 g
b) 86 % P/P / 7,12 M	34 % P/P / 5,64 M	12 % P/P / 1,96 M
c) $[\text{Cl}^-] = 0,136 \text{ M}$	$[\text{Cl}^-] = 0,206 \text{ M}$	$[\text{Cl}^-] = 0,423 \text{ M}$
$[\text{Ca}^{+2}] = 0,405 \text{ M}$	$[\text{Ca}^{+2}] = 0,050 \text{ M}$	$[\text{Ca}^{+2}] = 0,105 \text{ M}$
$[\text{Al}^{+3}] = 0,312 \text{ M}$	$[\text{Al}^{+3}] = 0,012 \text{ M}$	$[\text{Al}^{+3}] = 0,712 \text{ M}$

9) Dada la reacción: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 Calcular: a) el número de equivalentes de sal que se formará cuando se hagan reaccionar 0,5 equivalentes del hidróxido con 34 g de ácido.
 b) la masa de sal formada.
 c) los equivalentes de reactivo en exceso que quedaron sin reaccionar.

RESPUESTA: a) 0,147 eq.	0,347 eq.	0,532 eq.
b) 40,6 g	14,6 g	58,6 g
c) 0,153 eq.	0,045 eq.	0,713 eq.

10) a) Calcular el volumen de solución de KOH 0,092 M necesario para titular 10 ml de una solución de H_3PO_4 0,12 N si el producto de la reacción es K_2HPO_4 .
 b) Indicar como debería ser la concentración de hidróxido si quisiera gastar menor volumen de solución en la titulación anterior. JUSTIFIQUE ADECUADAMENTE
 c) Calcular masa de $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ (s) y el volumen de agua que habrá que agregarle a 80 ml de una solución 0,2 M ($\delta=1,06 \text{ g/ml}$), para obtener 300 ml de solución 15 % P/P ($\delta=1,2 \text{ g/ml}$)
 d) Se mezclan 250 ml de KNO_3 0,8 M con 500 ml de Na_2SO_4 0,20 M. Calcular la concentración final de todos los iones.

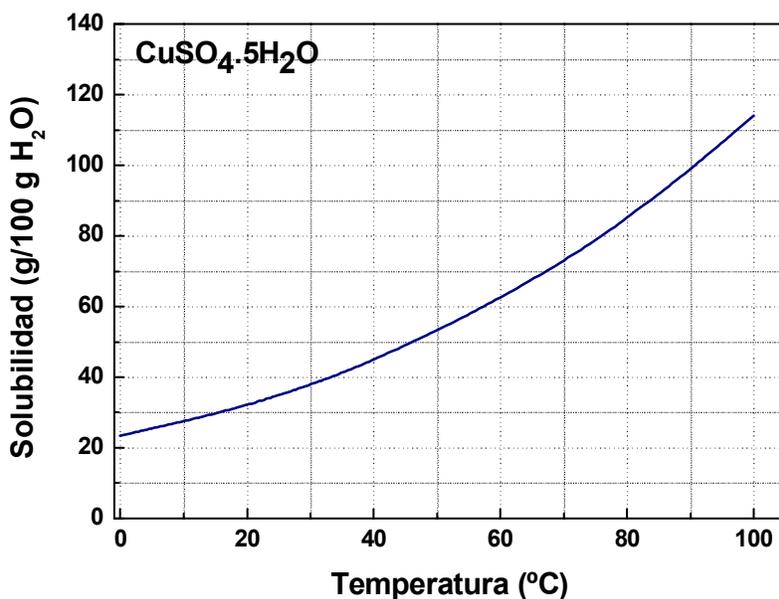
RESPUESTA: a) 41,05 ml	3,55 ml	13,05 ml
c) 23,2 g / 139,8 ml	51,07 g / 224,1 ml	10,01 g / 358,7 ml
d) $[\text{K}^+] = 0,089 \text{ M}$	$[\text{K}^+] = 0,104 \text{ M}$	$[\text{K}^+] = 0,267 \text{ M}$
$[\text{Na}^+] = 0,117 \text{ M}$	$[\text{Na}^+] = 0,267 \text{ M}$	$[\text{Na}^+] = 0,617 \text{ M}$
$[\text{NO}_3^-] = 0,667 \text{ M}$	$[\text{NO}_3^-] = 0,723 \text{ M}$	$[\text{NO}_3^-] = 0,267 \text{ M}$
$[\text{SO}_4^{-2}] = 0,133 \text{ M}$	$[\text{SO}_4^{-2}] = 0,733 \text{ M}$	$[\text{SO}_4^{-2}] = 0,633 \text{ M}$

SOLUCIONES I - PARTE EXPERIMENTAL

Preparación de una solución:

Materiales: probeta graduada de 100 ml, matraz aforado de 100 ml, densímetro, varilla de vidrio, vaso de precipitados de 100 ml, embudo, piseta con agua destilada, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (s).

- 1) Medir 80 ml de agua destilada.
- 2) Disolver en el agua 5g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (s).
- 3) Medir el volumen final del sistema. Sacar conclusiones comparando con el volumen de agua agregado.
- 4) Llevar a volumen final con agua destilada en matraz de 100 ml.
- 5) Medir la densidad de la solución usando el densímetro.
- 6) Discutir cuáles son los datos necesarios para un correcto rotulado (Nombre del reactivo, concentración, densidad, fecha, operador).
- 7) Con los datos anteriores, calcular la concentración de la solución en las unidades de concentración posibles ($\% \text{ P/P}$, $\% \text{ P/V}$, M, N, m, X_{ste} , X_{sto} y g/100 g H_2O). Indique qué datos son necesarios y cuáles no lo son para expresar la concentración de la solución en las unidades de concentración mencionadas.
- 8) Asumiendo que la temperatura a la que se preparó la solución es de 20 °C, ubíquela en el gráfico de la curva de solubilidad del $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$



SOLUCIONES II – PARTE EXPERIMENTAL

Materiales: probeta de 100 ml, 3 vasos de precipitados de 100 ml, solución de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ 1 M (solución concentrada), piseta con agua destilada, pipeta doble aforo de 5 ml, propipeta, matraz de 100 ml.

Mezcla y dilución de soluciones:

- 1) Medir con pipeta doble aforo 5 ml de una solución de concentración conocida de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ y colocar en matraz de 100 ml. Llevar a volumen con agua destilada (solución diluída). Observar coloración, calcular la concentración de la solución obtenida y sacar conclusiones.
- 2) Tomar 10 ml de la solución concentrada y agregar 40 ml de la solución diluída. Observar coloración, calcular la concentración de la solución obtenida y sacar conclusiones.
- 3) Mezclar 25 ml de la solución concentrada y 25 ml de la solución diluída. Observar coloración, calcular la concentración de la solución obtenida y sacar conclusiones.

SOLUCIONES III – PARTE EXPERIMENTAL

Estequiometría de reacciones en solución:

Titulación:

Materiales: bureta, erlenmeyers, embudo, indicador ácido-base (fenolftaleína), vaso de precipitados, soporte universal, agarradera, pipeta de doble aforo. Solución de H_2SO_4 de concentración desconocida, solución de NaOH valorada, piseta.

Metodología: Titulación de una solución de H_2SO_4 de concentración desconocida con NaOH de título conocido:

- 1) Medir exactamente un volumen de la solución de ácido a valorar y transferirlo a un erlenmeyer.
- 2) Agregarle un poco de agua destilada y gotas del indicador
- 3) Cargar la bureta con la solución de NaOH.
- 4) Agregar dicha solución sobre la solución de ácido a de concentración desconocida, agitando continuamente hasta viraje persistente del indicador.
- 5) Anotar el volumen de solución de NaOH consumido.
- 6) Calcular la N, M y % P/V de la solución de ácido empleada.

Precipitación:

Materiales: gradilla, tubos de ensayo, piseta, soluciones de: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, K_2CrO_4

- a) Colocar en un tubo de ensayo gotas de solución de K_2CrO_4 .
- b) Colocar en otro tubo de ensayo gotas de solución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.
- c) Colocar en un tubo de ensayo gotas de solución de K_2CrO_4 y agregarle gotas de solución de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Observar e interpretar con ecuaciones.

CINÉTICA QUÍMICA

TEMARIO: Cinética Química: Velocidad de reacción. Factores que influyen sobre la velocidad de reacción. Ley de velocidad.

Velocidad de reacción: Toda reacción química requiere cierto tiempo para su realización: algunas son muy rápidas (en general aquellas que se verifican entre iones en solución sin cambios en sus estados de oxidación: neutralización, precipitación, etc.), otras son muy lentas, como la transformación de H_2 y O_2 en H_2O a temperatura ambiente

La velocidad de una reacción química queda determinada por la cantidad de sustancia transformada en la unidad de tiempo. Si se trata de sustancias en solución, la velocidad está dada por la variación de concentración en función del tiempo. Si llamamos ΔC a la variación de concentración en un cierto período de tiempo Δt , la velocidad (v) puede expresarse en forma general:

$$v = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Factores que influyen sobre la velocidad de reacción: Experimentalmente se demuestra que los factores que ejercen influencia sobre la velocidad de una reacción son:

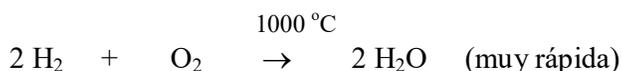
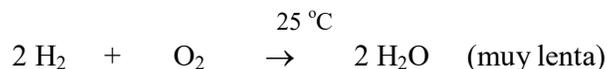
1) *Naturaleza de las sustancias reaccionantes.* En toda reacción química se rompen y forman enlaces, y la velocidad con que estos hechos se producen depende de la naturaleza de los enlaces involucrados. Por ejemplo: las dos reacciones siguientes de formación de óxido a partir del metal, suceden a velocidades muy diferentes:



2) *Temperatura.* La elevación de la temperatura siempre provoca un aumento en la velocidad de una reacción. Una aproximación bastante aceptable indica que por cada 10°C de aumento en la temperatura, la velocidad de una reacción se duplica.

De acuerdo con la Teoría de las colisiones, una transformación química se verifica siempre que se produzcan choques entre las partículas reaccionantes, pero no todos los choques culminan en una transformación, sino que para que ello ocurra las partículas involucradas deben poseer un cierto valor de energía que permita romper sus enlaces para la formación de los nuevos. Esta energía mínima que deben poseer las partículas para que el choque sea efectivo, se denomina ENERGÍA DE ACTIVACIÓN.

Un aumento en la temperatura ejerce un efecto doble sobre la velocidad de una reacción: provoca un aumento en la energía cinética de las partículas, con lo que aumenta considerablemente el número de choques, y además aumenta la proporción de partículas cuya energía está por encima de la energía de activación. De aquí que la temperatura constituya un factor preponderante en la cinética química. Por ejemplo:



3) *Catalizadores*. Los catalizadores son sustancias que intervienen modificando la velocidad de una reacción química, permaneciendo inalterados al cabo de la misma. Por ejemplo: la descomposición del peróxido de hidrógeno se verifica lentamente, pero en presencia de ciertas sustancias como: MnO_2 , PbO_2 , FeCl_3 , se produce muy rápido:



De acuerdo a la teoría de las colisiones presentada en la sección anterior, los catalizadores ofrecen un camino de reacción distinto en el cual la energía de activación sea más baja que en el caso de ausencia de catalizador.

Existen sustancias que, al contrario de los catalizadores, retardan las reacciones químicas. Estas sustancias reciben el nombre de inhibidores, catalizadores negativos o venenos. Como ejemplos podemos citar: la incorporación de fosfatos para impedir la descomposición del agua oxigenada; el uso de inhibidores de la rancidez de grasas y aceites (llamados “antioxidantes”); algunos venenos fisiológicos, como los rodenticidas (para eliminar roedores), que actúan sobre las enzimas (verdaderos catalizadores orgánicos) presentes en el organismo animal, impidiendo sus importantes funciones en las reacciones bioquímicas esenciales.

4) *Concentración*. Cuando las sustancias reaccionantes se encuentran en solución, la velocidad con que reaccionan depende de la concentración, mientras que si el sistema es heterogéneo (es decir, entre sustancias que constituyen fases diferentes) la velocidad depende del área de contacto entre las fases. Esto último se pone de manifiesto en la oxidación del hierro por parte del oxígeno atmosférico; si la superficie de contacto es pequeña (el caso de un trozo de hierro) la reacción es lenta, mientras que si el hierro se encuentra en forma de polvo fino, la reacción transcurre rápidamente como consecuencia de la gran superficie de contacto entre la fase sólida y la gaseosa.

Podemos decir, en términos generales, que **la velocidad de una reacción aumenta con el aumento de las concentraciones de los reactivos**, aunque el efecto, desde el punto de vista cuantitativo, no puede establecerse a priori sino que debe determinarse experimentalmente para cada caso particular. La ecuación balanceada de una reacción no brinda información completa de la influencia de las concentraciones sobre la velocidad. La LEY DE VELOCIDAD para una reacción particular es una expresión matemática que expresa la proporcionalidad de la velocidad con la concentración de los reactivos. Por ejemplo, para la reacción general:



la velocidad es proporcional a la concentración de A y de B, elevadas a ciertas potencias, las que deben ser determinadas experimentalmente:

$$V = k \cdot [\text{A}]^x \cdot [\text{B}]^y$$

donde los exponentes x e y pueden tomar valores enteros o fraccionarios e inclusive el valor cero. La constante k se denomina CONSTANTE ESPECÍFICA y **su valor depende de la temperatura y de la naturaleza de la reacción**.

La ley de velocidad de cada reacción particular debe ser determinada experimentalmente, no pudiendo adelantarse teóricamente.

Orden de una reacción química. Desde el punto de vista cuantitativo de las velocidades de reacción, los procesos se clasifican por el ORDEN de la reacción, es decir, por el número de

átomos o moléculas cuyas **concentraciones** determinan la velocidad de la reacción.

Los exponentes de las concentraciones de los reactivos en la ecuación de velocidad, indican el orden de la reacción con respecto a cada uno de los reactivos. Estos exponentes, nos indicarán en que forma se verá afectada la velocidad de la reacción por la variación de la concentración del reactivo correspondiente. Cuanto mayor sea el orden, mayor será la influencia de ese reactivo en la velocidad de la reacción.

El orden total de la reacción resulta ser igual a la suma de todos los exponentes. Por ejemplo en la reacción:



Por lo que la reacción es de primer orden con respecto al H_2 o al I_2 ; pero de segundo orden si consideramos los exponentes de las concentraciones molares de ambos reactivos.

En la reacción:



de acuerdo a los resultados de su determinación experimental. En este caso, la reacción es de primer orden con respecto a la $[\text{H}_2]$; de segundo orden, con relación a la $[\text{NO}]$ y de tercer orden si sumamos los exponentes de las concentraciones molares de ambos reactivos.

Por otra parte, una reacción de orden cero indica que las variaciones en la concentración del reactivo no influye sobre la velocidad de la reacción (el exponente de la concentración molar del reactivo es cero), es decir, el valor de la velocidad se mantiene constante.

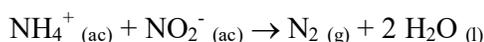
El orden de reacción respecto a un reactivo, nos indicará en que forma se verá afectada la velocidad de la reacción por la variación de la concentración del mismo. Cuanto mayor sea el orden, mayor será la influencia de ese reactivo en la velocidad de la reacción.

PROBLEMAS DE APLICACION

- 1) a) ¿Cómo se define la velocidad de una reacción química?
 - b) ¿Cuáles son sus unidades?
 - c) ¿Qué es la ley de velocidad?
 - d) ¿Qué indica su forma integrada?
 - e) Escriba la ecuación correspondiente a la forma integrada de la ley de velocidad para una reacción de primer orden.
- 2) ¿con qué variables se ve afectada la velocidad de reacción? **Justifique detalladamente en cada caso**
- 3) Si las concentraciones son medidas en moles/litro y el tiempo en segundos, ¿cuáles serán las unidades de la constante de velocidad para:
 - a- una reacción de primer orden
 - b- una reacción de segundo orden
 - c- una reacción de tercer orden

RESPUESTA: a) seg^{-1} b) $\text{M}^{-1} \cdot \text{Seg}^{-1}$ c) $\text{M}^{-2} \text{seg}^{-1}$

- 4) La ley de velocidad para la reacción:



está dada por $v = k [\text{NH}_4^+][\text{NO}_2^-]$. A 25° C, la constante de velocidad es $3,0 \times 10^{-4} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$. Calcule la velocidad de la reacción a esa temperatura si $[\text{NH}_4^+] = 0,26 \text{ M}$ y $[\text{NO}_2^-] = 0,080 \text{ M}$.

RESPUESTA: $v = 1,12 \times 10^{-4} \text{ M/s}$ $v = 2,33 \times 10^{-2} \text{ M/s}$ $v = 6,24 \times 10^{-6} \text{ M/s}$

5) La descomposición catalizada del agua oxigenada en disolución acuosa se puede seguir valorando con KMnO_4 a diferentes tiempos el H_2O_2 que queda sin descomponer. En una experiencia se obtuvieron los siguientes valores:

t (s)	200	400	600	1200	1800
$[\text{H}_2\text{O}_2]$ (M)	2.01	1.72	1,49	0.98	0.62



a) Comprobar que la reacción es de primer orden y calcular la constante de velocidad. (calcular $\ln [A]$ y graficar $\ln [A]$ vs. T)

RESPUESTA: $k = 3,7 \times 10^{-3} \text{ seg}^{-1}$ $k = 7,3 \times 10^{-4} \text{ seg}^{-1}$ $k = 6,3 \times 10^{-2} \text{ seg}^{-1}$

- 6) a) Desarrolle la teoría de las colisiones.
 b) Relacione la variación de la velocidad de una reacción con la temperatura, con el inciso anterior.
 c) Relacione el inciso anterior con un gráfico de distribución de energía.
 d) ¿Qué relación encuentra con la ecuación de Arrhenius?
 e) Haga un gráfico de *energía potencial vs coordenada de reacción* para una reacción endotérmica y detalle todos los parámetros.
 f) ¿Cómo justifica el aumento de velocidad de una reacción ante el agregado de un catalizador? Justifique en base al gráfico anterior y a la ecuación de Arrhenius

7) La degradación del plaguicida “Atrazina” en suelos sigue una cinética de primer orden y su constante de degradación tiene un valor de aproximadamente $0,067 \text{ día}^{-1}$.

- a) Escribir la expresión de la ley de velocidad.
 b) Escribir la expresión de la ley de velocidad integrada.
 c) Calcular el tiempo de vida media
 d) Si se realiza una aplicación de Atrazina de forma que la concentración obtenida en suelo es $2 \mu\text{g} / \text{g}$ de suelo, Calcular la concentración remanente luego de 10 días de la aplicación.

RESPUESTA: c) 2,2 días 9,7 días 10,35 días
 d) $0,66 \mu\text{g} / \text{g}$ de suelo $1,84 \mu\text{g} / \text{g}$ de suelo $1,02 \mu\text{g} / \text{g}$ de suelo

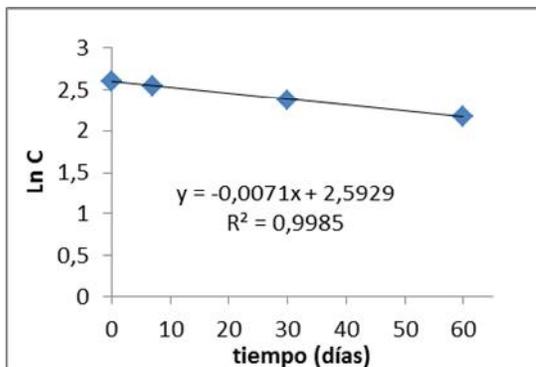
8) A 25 °C el $T_{1/2}$ de un fármaco que se descompone de acuerdo a un proceso cinético de primer orden es de 180 días. Sabiendo que la concentración inicial del fármaco no puede descomponerse más del 40% para que sea activo, permaneciendo activo el 60%. Calcule el tiempo que dicho fármaco puede almacenarse a la temperatura indicada.

RESPUESTA: 133 días 475 días 89 días

9) El carbofurano es uno de los pesticidas de carbamato más tóxicos. Es usado para el control de plagas de insectos en una abundante variedad de cultivos (maíz, soja, papa). Es un insecticida sistémico, lo que significa que la planta lo absorbe mediante las raíces, y que desde

allí la planta lo distribuye al resto de sus órganos (principalmente vasos, tallos y hojas; no sus frutos), donde se alcanzan las mayores concentraciones del insecticida. El carbofurano tiene una de las más altas toxicidades agudas para los seres humanos (neurotóxico).

Se estudió la persistencia del insecticida en suelo, midiéndose su concentración (ug pesticida/g suelo) a lo largo del tiempo. En el gráfico se puede verificar que su degradación sigue una cinética de primer orden.



C (ug pesticida/g suelo)	Ln C	Tiempo (días)
13,46	2,60	0
12,68	2,54	7
10,70	2,37	30
8,76	2,17	60

- Calcular la constante de desintegración del carbofurano.
- Calcular el tiempo de vida media del plaguicida
- Calcular la concentración remanente luego de 90 días de la aplicación
- Calcular la concentración inicial de carbofurano.

PROBLEMAS ADICIONALES

1) El jugo concentrado congelado de maracuyá es uno de los productos no tradicionales que generan divisas para el país. Este jugo es rico en vitamina C, la cual se pierde durante el procesamiento, ya que es muy lábil a la luz, presencia de oxígeno y temperatura. A 25°C la constante cinética de degradación de vitamina C en este jugo es $2 \times 10^{-3} \text{ hr}^{-1}$, calcular el porcentaje de pérdida de vitamina C a los 30 días de almacenamiento del producto, si la concentración inicial es 15 mg vitamina C/100 g jugo.

2) Los frutos de rosa mosqueta tienen alto contenido de ácido ascórbico (vitamina C), que se degrada durante el proceso de deshidratación. Se realizó el secado a diferentes temperaturas con la finalidad de calcular la Energía de Activación del proceso de secado. Se obtuvieron los siguientes valores de k a las diferentes temperaturas:

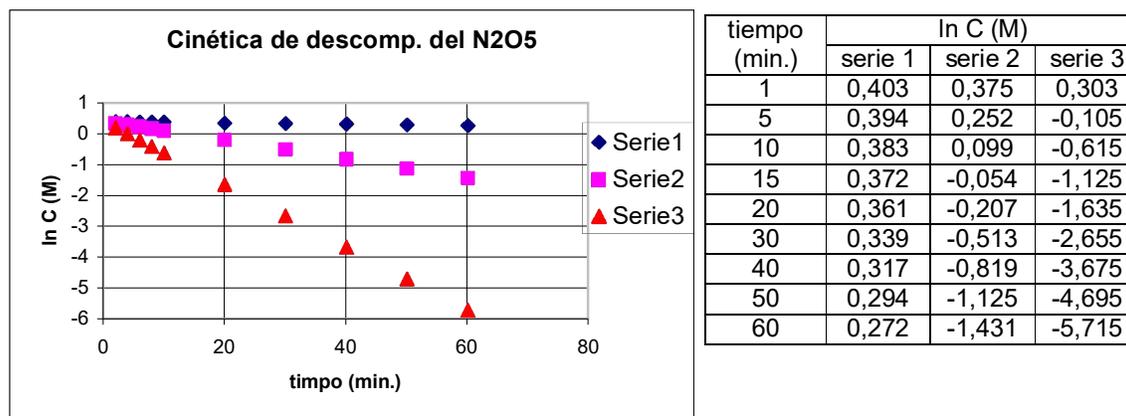
Temperatura (°C)	k (h ⁻¹)
60	0,108
70	0,205
90	0,490

- Mirando los valores de la tabla, a qué temperatura será más rápida la deshidratación, o sea, llevará menor tiempo? Explique.
- Realice el gráfico de ln k vs. 1/T.
- Calcule la E_a del proceso (debería dar aproximadamente 50 kJ/mol).

- d) Calcular el porcentaje de ácido ascórbico perdido con la deshidratación a 70 °C durante 6 horas, si la concentración inicial en los frutos frescos de rosa mosqueta es 0,86% (860 mg/100 g fruto).

3) La destrucción de microorganismos por calor es un proceso en el que los mismos pierden su capacidad de reproducirse al ser sometidos al calor húmedo a temperaturas elevadas. La destrucción de microorganismos sigue una cinética de 1º orden. Calcular el tiempo requerido para reducir la carga microbiana al 10% de su valor inicial si la constante cinética de destrucción k vale $0,723 \text{ min}^{-1}$.

4) La cinética de descomposición del N_2O_5 muestra el siguiente comportamiento a distintas temperaturas.



- Indicar el orden de la reacción
- Indicar cual serie de datos corresponde a cada una de las siguientes temperaturas: 298, 318 y 328 K
- Calcular el valor de la constante de velocidad a cada temperatura
- Escribir la expresión general de la ley de velocidad
- Calcular la concentración inicial de N_2O_5

RESPUESTA :

- Reacción de primer orden
- Serie 1: 298 K, serie 2: 318 K, serie 3: 328 K
- 298 K: $2,22 \times 10^{-3} \text{ min}^{-1}$, 318 K: $3,06 \times 10^{-2} \text{ min}^{-1}$, 328 K: $0,102 \text{ min}^{-1}$
- $v = k [\text{N}_2\text{O}_5]$
- $[\text{N}_2\text{O}_5]_0 = 1,5 \text{ M}$

5) El cloruro de sulfurilo SO_2Cl_2 (g) se descompone térmicamente a 320 °C según la reacción:



La reacción sigue una cinética de primer orden y la constante cinética (k) tiene un valor de $2,2 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$ a la temperatura indicada.

- Expresa la ley de la velocidad para descomposición del cloruro de sulfurilo a 320 °C.
- Calcule el tiempo de vida media ($T_{1/2}$). Expreselo en minutos.
- Calcule el porcentaje de cloruro de sulfurilo que se consumió a los 90 minutos.
- Si la concentración inicial del compuesto, $[\text{SO}_2\text{Cl}_2]_0 = 0,25 \text{ M}$ ¿Qué tiempo deberá transcurrir para que la concentración descienda a 0,05 M?

RESPUESTA: b) 114,2 minutos 525,11 minutos 78,8 minutos
 c) 11,2 % 8,1 % 23 %
 d) 0,15 h 2,7 h 20,3 h

6) Dada la reacción $A + 2B \rightarrow C$. La concentración de A en el reactor disminuyó de 0,75 M a 0,25 M luego de 45 minutos.

- a) ¿Cuál es el valor de la constante cinética (k) si la reacción entre A y B es de primer orden?
b) Grafique la evolución de la concentración de A en función del tiempo (en minutos), incluyendo el tiempo de vida media ($T_{1/2}$).

RESPUESTA: a) $0,0361 \text{ min}^{-1}$ $0,0148 \text{ min}^{-1}$ $0,0213 \text{ min}^{-1}$