QUÍMICA II

Cuarto año - 2022

2

Dpto FiBiQui

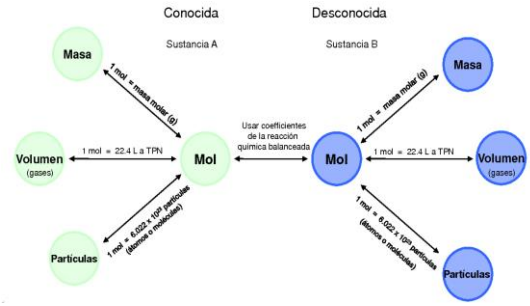
FUNCIONES QUÍMICAS – REVISIÓN

1. Dar la fórmula de los siguientes compuestos:

a. Óxido de sodio
b. Óxido bismutoso
c. Pentóxido de diarsénico
d. Óxido de cobalto (II)
e. Óxido perbrómico
f. Hidróxido ferroso
g. Hidróxido cobáltico
h. Hidróxido de plomo (IV)
i. Hidróxido de potasio
j. Ácido nitroso
k. Ácido carbónico
l. Ácido clorhídrico
m. Ácido hipoyodoso
n. Ácido sulfhídrico
o. Cloruro de potasio
p. Carbonato de sodio
q. Sulfito férrico
r. Fluoruro de manganeso (III)
s. Nitrito cobáltico
t. Ácido fosfórico
u. Hidróxido de amonio
v. Ácido cromoso
w. Ácido manganoso
x. Ácido piroarsénico
y. Hidróxido crómico
z. Amoníaco

ESTEQUIOMETRÍA – REVISIÓN

1. Un recipiente que contiene 1,3 g de zinc en polvo recibe una cierta cantidad de solución de ácido clorhídrico. Calcular qué volumen de hidrógeno se desprende y cuántos moles de ácido había disueltos en la solución.



2. En un cristalizador hay un trocito de sodio metálico. Se agrega un chorrito de agua y, explosivamente, se desprenden 200 ml de hidrógeno. ¿Cuánto sodio reaccionó? ¿Cuántas moléculas de hidróxido de sodio se formaron?

3. Se somete a la acción del calor una muestra de nitrito de amonio, desprendiéndose nitrógeno y vapor de agua. Si se recogieron 224 ml de nitrógeno, ¿Qué masa de sal se trató? ¿Cuántos moles de vapor de agua se formaron?

4. Se hace reaccionar óxido de aluminio con 20 g de óxido nítrico. Calculá:

a. moles de óxido básico que reaccionan.
b. masa de nitrato de aluminio obtenida

5. Se combina dióxido de manganeso con ácido clorhídrico y se forma cloruro manganoso y 14 litros de cloro gaseoso. Determinar cuántas moléculas de óxido se consumieron y la masa de ácido empleada.

6. En un erelnmeyer se colocan 25 g de carbonato de calcio. Se agrega ácido bromhídirco, se tapa con un tapón horadado por el que pasa un tubo. La manguera de látex conectada a él permite recoger el dióxido de carbono formado en otro recipiente. Calcular:
   a. Volumen de gas obtenido
   b. Masa de bromuro de calcio formado
   c. Moléculas de agua formadas.
7. Se hacen reaccionar 100 g de magnesio con oxígeno para obtener óxido de magnesio. Calcular:
   a. moléculas de oxígeno que reaccionan.
   b. masa de óxido obtenida
8. Se hace reaccionar óxido de aluminio con 12,6 g de ácido nítrico. ¿cuántos moles de óxido reaccionan? ¿Cuántas moléculas de agua se obtuvieron? ¿Qué masa de sal se formó?
9. Para fabricar veneno, se precisan obtener 200 g de óxido arsénico. Determinar qué volumen de aire (21 % de oxígeno) y qué masa de arsénico son necesarios.
10. Sobre una chapa de zinc, se tira un chorro de ácido clorhídrico. Se desprende hidrógeno y se pesa el cloruro de zinc obtenido, arrojando un resultado de 33,75 g. ¿Cuántos g de chapa se corroyeron? ¿Cuántas moléculas de ácido reaccionaron? ¿Qué volumen de hidrógeno se desprendió?
11. A un recipiente metálico que contiene azufre en polvo se lo somete a la acción del calor con lo que se forma óxido sulfúrico. Este gas es disuelto en agua inmediatamente. Si se verifica que se han formado 0,2 moles de ácido, se pide:
   a. Escribir las ecuaciones químicas correspondientes
   b. Calcular el volumen de oxígeno consumido
   c. Determinar cuántas moléculas de agua se han usado.

3

SOLUCIONES

SOLUCIÓN

Es todo sistema homogéneo de más de un componente. Se denomina *soluto* a la sustancia disuelta y *solvente*, a la que disuelve al soluto. Si no se aclara, se considera siempre agua al solvente.

SOLUBILIDAD

Es la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una determinada cantidad de solvente, a una cierta temperatura.

Soluto	Solvente	Ejemplos
Sólido	Sólido	Aleaciones (oro 18 K :oro 24 K + cobre)
Sólido	Líquido	Soluciones salinas (agua y NaCl)
Líquido	Líquido	Bebidas alcohólicas (etanol y agua)
Líquido	Sólido	Amalgama Hg y Ag
Gas	Sólido	Roca volcánica
Gas	Líquido	Agua carbonatada (soda)
Gas	Gas	Aire ultrafiltrado

SOLUCIÓN SATURADA (1)

Es aquella que contiene la máxima cantidad de soluto posible, a una cierta temperatura.

SOLUCIÓN CONCENTRADA (2)

Es la que contiene menos soluto que la saturada, peor en cantidad superior al 10 % de la solubilidad.

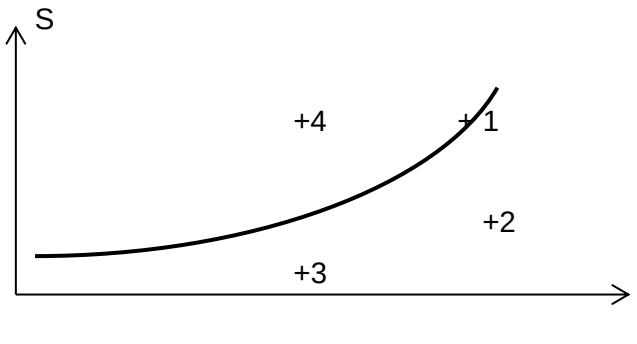
SOLUCIÓN DILUÍDA (3)

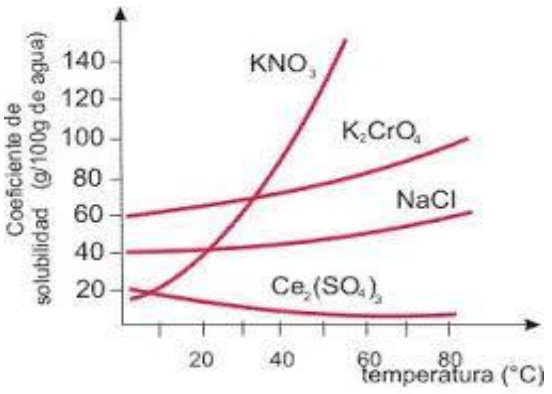
Es la que posee disuelta menos de un 10% de lo indicado por la solubilidad.

SOLUCIÓN SOBRESATURADA (4)

Es una solución muy inestable que se pueden obtener por enfriamiento de las saturadas.

Existen gráficas que representan la variación de la solubilidad de una sustancia con la temperatura. Reciben el nombre de *curvas de solubilidad*. Estas se construyen con puntos que representan soluciones saturadas.





En la gráfica que se ve a la derecha, si se considera una temperatura de 50ºC, ¿cuál de las sustancias es más soluble? ¿Por qué?

CONCENTRACION

Alguna vez te dieron jugo de naranja preparado y… ¡horrible! Tenía poco agua… ¿Cómo lo llamarías, además de "asco"? Ahora, le agregás un poco más de agua y resulta demasiado… ¡Asco otra vez! ¿Cómo lo llamarías?

Se denomina concentración a la relación que existe entre la cantidad de soluto y la de solución o, en algunos casos, de solvente.

Existen varias formas de expresar la concentración de una solución. Pueden clasificarse en función de las unidades que se empleen. Se muestra las que se verán en el siguiente cuadro:

Físicas	Porcentaje masa en volumen (% m/v)
	Gramos por litro (g/l)
	Partes por millón (ppm)
Químicas	Molaridad (M)

PORCENTAJE MASA EN VOLUMEN (% m/v)

Indica qué *masa*, expresada en gramos, de *soluto*, hay disuelta por cada *100 cm^3 de solución*. Así, una solución de cloruro de bario 5 % m/v, tiene 5 g de cloruro de bario disueltos en 100 cm^3 de solución.

1. Se tiene una solución 2 % m/v de sulfato de sodio. ¿Qué volumen habrá que medir para que contenga disueltos 3 g de sal? ¿Cuántos g de soluto hay disueltos en 3/4 l de solución?

2 g sulfato de sodio _____ 100 ml sol. 100 ml sol. _____ 2 g sulfato de sodio

3 g sulfato de sodio _____ x = **150 ml sol.** 750 ml sol. _____ x = **15 g de sulfato de sódio**

2. Una solución de ácido nítrico es 1,26 % m/v. Si se toman 250 cm^3 de la misma, ¿cuántos moles de soluto se encontrarán disueltos? MM (HNO_3) = 63 g

100 ml sol. ____ 1,26 g ácido 63 g ácido _____ 1 mol ácido

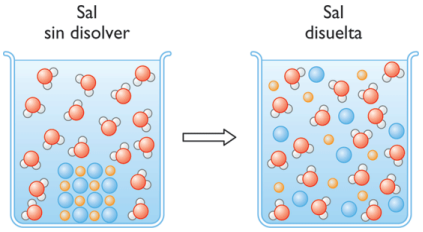
250 ml sol._____ x = 3,15 g ácido 3,15 g ácido ____x = **0,05 moles ácido**

3. En un recipiente que contiene 20 ml de agua, se agregan 1,12 g de hidróxido de potasio. Se disuelve y se agrega agua hasta completar 400 ml. ¿Cuál es su concentración en % m/v?

Se ha empleado el volumen inicial sólo para disolver la droga, por lo tanto, el volumen de solución a considerar es de 400 ml.

400 ml sol. _____ 1,12 g KOH

100 ml sol. _____ w = 0,28 g KOH → **0,28 % m/v**



GRAMOS POR LITRO (g/l)

Indica qué *masa de soluto*, expresada en *gramos* hay disuelta por cada *litro de solución.* De este modo una solución de hidróxido de sodio 3 g/l contiene 3 g de dicha sustancia en 1 l de solución.

PARTES POR MILLÓN (ppm)

Señala cuántas partes de soluto hay disueltas por cada millón de partes de solución. Al trabajar con *soluciones muy diluidas*, se considera que cada litro de solución es aproximadamente igual a 1 l de agua. Por ende, se entenderá la concentración en partes por millón a la *masa de soluto* expresada *en mg* por cada *litro de solución.*

5

1. En Nueva York, para desbacterizar el agua potable, se le agregan 0,17 ppm de cloro. Si se tratan 1200 m^3 de agua, ¿cuántos kg de cloro ha de emplearse?

10^{-3} m^3 agua ____ 0,17 mg de cloro

1200 m^3 agua ___ x = 204000 mg de cloro → **0,204 kg de cloro**

2. Una solución es 0,007 % m/v. Calculá su concentración en ppm.

100 cm^3 sol. ____ 7 mg soluto

1000 cm^3sol. ___ x = 70 mg → **70 ppm**

3. La concentración máxima de As tolerable en agua potable es de 0,01 ppm. Si en una muestra de 5 litros se encuentran 0,8 mg de ese mineral, ¿es posible beber sin riesgo?

5 litros _____ 0,8 mg de As

1 litro _____ y = 0,16 mg → 0,16 ppm > 0,01 ppm → **no puede beberse sin riesgo**

MOLARIDAD (M)

Indica cuántos *moles de soluto* hay disueltos en cada *litro de solución*. Así, una solución de fosfato de sodio 0,3 M (se lee 0,3 molar) contiene 0,3 moles de fosfato de sodio en 1 litro de solución.

Matemáticamente puede plantearse como:

M = nº moles soluto/ volumen sol. (l)

Análogamente, puede calcularse el nº de moles de cualquier sustancia de la siguiente manera:

Nº moles = masa / MM

Práctica Molaridad

1. Una solución de fluoruro de potasio contiene 1,16 g de soluto en 250 ml de solución. Determiná su molaridad. MM(KF) = 58 g

Nº moles = 1,16 g / 58 g/mol → 0,02 moles

M = nº moles/ V (l) = 0,02 moles / 0,25 l → **0,08 M**

2. Una solución de nitrato de plata es 4,225 % m/v. Calculá su molaridad. MM($AgNO_3$) = 169 g

M = nº moles / V(l) → (M = 4,225 g / 169 g/mol)/ 0,1 l → **2,5 M**

3. Una solución de amoníaco es 3,4 M. ¿Qué masa de soluto contienen 200 ml de solución? ¿Qué volumen habrá que medir para tener disueltos 500 mg de amoníaco? MM (NH_3) = 17 g

Nº moles = M.V = 3,4 M. 0,2 l =0,68 moles

Nº moles = masa/MM → masa = nº moles. MM = 0,68 moles.17g/mol → **Masa = 11,56 g NH_3**

500 mg = 0,5 g

nº moles = 0,5 g / 17 g/mol → nº moles = 0,071 moles

M = nº moles / V (l) → V (l) = nº moles / M = 0,071 moles / 3,4 M → **V = 21 ml**

4. Una solución de ácido fosfórico es 0,03 M ¿Cuál es su % m/v? MM (H_3PO_4) = 98 g

1000 ml ____ 0,03 moles ácido

100 ml _____ x = 0,003 moles ácido

1 mol ácido _____ 98 g ácido

0,003 moles ácido _ x = 0,294 g → **0,294 % m/v**

5. Una solución de clorato de calcio es 0,25 M. Dar su concentración en g/l. MM $Ba(ClO_3)_2$ = 303 g

Nº moles = masa / MM → masa = 0,25 moles . 303 g/mol → masa = 75,75 g

Como esta masa está disuelta en 1 litro → **75,75 g/l**

6

Práctica general de soluciones

1. En un recipiente que contiene 7 g de azúcar, se agrega agua hasta completar 300 ml. Calculá su concentración en % m/v y g/l.

2. Una solución de etanol uso medicinal es 96º o 96 % m/v. Si se quieren preparar 500 ml de solución desinfectante al 70 %, ¿Cómo se debe proceder?

3. Calcular la concentración en M y ppm de una solución de hidróxido de sodio 0.4 % m/v

4. Una solución de ácido fosfórico es 0,03 M ¿Cuál es su % m/v? ¿y su concentración en g/l?

5. Una solución de clorato de calcio es 0,25 M. Dar su concentración en g/l y ppm

6. Una sol. de fluoruro de potasio contiene 1,16 g de soluto en 400 ml de solución. Determiná su M.

7. Una sol. de ácido nítrico es 1,26 % m/v. Si se toman 250 cm^3 de la misma, ¿cuántos moles de soluto se encontrarán disueltos?

8. Si a 10 ml de solución de NaOH 8 % m/v se le agregan 90 ml de agua ¿cuál es su M?. Rta: 0,2

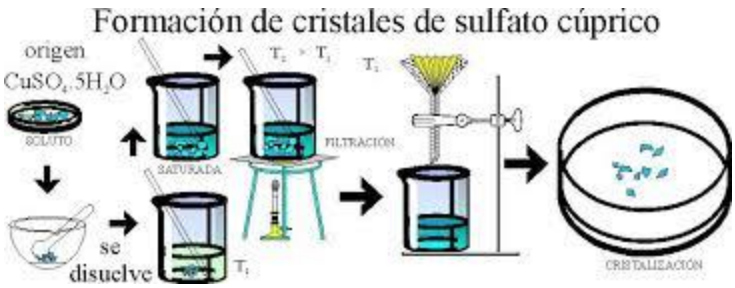
9. Se tienen 20 ml de solución de cloruro de calcio 10 % m/v. ¿Cuánta agua habrá que agregarle para que resulte 0,2 M? Rta: 70 ml

10. Se dispone de 20 ml de una solución de cloruro de magnesio 9,5 % m/v. Calculá qué volumen de agua habrá que agregarle para que resulte 0,2 M. Rta: 80 ml

11. En un matraz de 250 ml se colocan 150 ml de sol. 2 M de clorato de sodio y se enrasa. ¿Cuál es la nueva concentración?

12. De un recipiente que contiene 300 ml de solución 5 M de hidróxido de sodio, se toma un alícuota de 50 ml y se disuelven en agua de modo tal que se llega a un volumen de medio litro. Determinar la concentración en % m/v de la solución nueva

13. Se dispone de 20 ml de una sol. de cloruro de magnesio 9,5 % m/v. Qué volumen de agua habrá que agregarle para que resulte 0,2 M.



14. Se mezclan las siguientes soluciones de sulfato de sodio:

- **a.** 400 ml 0,1 M.
- **b.** 100 ml 2,84 % m/v.

Calculá M y % m/v de la solución resultante. Rta: 0,12 M 1,7 % m/v

15. Se mezclan las siguientes soluciones de bromuro de magnesio.

- **a.** 50 ml 0,1 M.
- **b.** 350 ml 3,68 % m/v.

Calculá M y % m/v de la solución resultante. Rta: 0,17 M 3,13 % m/v

16. Se mezclan 400 ml de sol. de sulfato de sodio 0,1 M con 100 ml de sol. 2,84 % m/v del mismo soluto. Calculá M y % m/v de la sol. resultante. Rta: 0,12 1,7

17. Se mezclan 50 ml de solución de bromuro de magnesio 0,1 M con 350 ml de solución 3,68 % m/v del mismo soluto. Calculá M de la solución resultante. R: 0,28 3,4

18. La etiqueta de un medicamento indica:

- **a.** Vitamina C 5 g
- **b.** Agua csp 100 ml

Si una gota ocupa 0,05 ml, ¿cuántas debería tomar para una dosis de 50 mg? Rta: 20

19. La etiqueta de cierta agua lavandina comercial indica que contiene 60 g de cloro activo por litro. Sabiendo que 20 gotas hacen 1 ml, y que se utilizan 2 gotas por litro de agua para procesos de desinfección, calcular:

- **a.** la concentración de cloro en el agua así potabilizada.
- **b.** la masa de cloro que se ingiere con un vaso de agua de 200 ml. Rta: $6 .10^{-4}$ 0,0012

20. En un recipiente que contiene ¼ litro de solución de sulfato de cobre (II) 0,2 M se agregan 300 cm^3 de solución del mismo soluto, 2 % m/v. Determinar M y % m/v de la solución formada

21. Una solución medicamentosa tiene una concentración de droga útil de 500 ppm. Determinar la cantidad de droga presente en 60 gotas de solución.

22. Se disuelven 15 g de carbonato de potasio en 200 cm^3 de agua, formándose una solución de densidad 1,02 g/ ml. Calcular su concentración en % m/m; M y g/l

23. Determine qué detergente resulta más económico.

Marca A: 30 % de materia activa ¾ l $ 20

Marca B: 20 % de materia activa 2 l $ 35

24. El trartrato de brimonidina se emplea disuelto en agua como solución oftálmica. Si la concentración indicada es 0,2 % m/v, ¿cuánta monodroga hay en un frasquito de 5 ml? Si ese frasquito cuesta $ 1500, ¿Cuál es el costo del litro de esa solución medicinal?

25. Si a 10 ml de sol. de hidróxido de sodio 8 % m/v y se le agregan 90 ml de agua, ¿cuál es la M?

26. La etiqueta de un frasco de gotas oftálmicas para combatir el glaucoma indica: travoprost 0,004% m/v. Si el paciente se debe colocar una gota en cada ojo por la mañana y por la noche, ¿cuánta droga aplica en cada ojo diariamente?

ÓXIDO – REDUCCIÓN

1. ¿Qué imaginás cuando se menciona una reducción? ¿Y una oxidación?

2. ¿Cuál es la carga neta de un compuesto?

3. Recordar los conceptos de valencia y número de oxidación. Indicar con qué estado de oxidación están los siguientes elementos, para nuestro contexto: elementos al estado libre, H combinado, O combinado, metales combinados.

4. Indicar con qué número de oxidación está el elemento indicado en cada sustancia

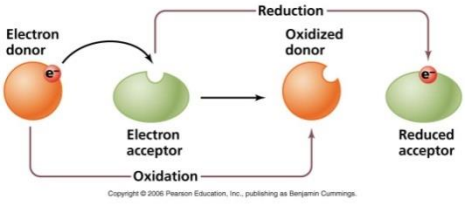
a. $H_2\mathbf{S}O_3$	**d.** $Fe\mathbf{P}O_4$	**g.** $K\mathbf{Mn}O_4$
b. $\mathbf{Fe}_2O_3$	**e.** $\mathbf{O_3}$	**h.** $H\mathbf{Cl}$
c. $\mathbf{Ba}(OH)_2$	**f.** $Na_2\mathbf{Si}O_3$	**i.** **Zn**

5. Definir oxidación. Definir reducción. ¿Qué cambio se da en cada caso en los números de oxidación?

6. ¿Qué es un agente oxidante? ¿Qué es un agente reductor? ¿Qué le sucede a cada uno en un proceso de óxido- reducción?

7. ¿Qué representa un hemiecuación en un sistema redox?

8. ¿Por qué es necesario multiplicar, a veces, las hemiecuaciones?



9. Plantear las hemiecuaciones correspondientes de los siguientes sistemas redox:

a. ácido clorhídrico + magnesio → cloruro de magnesio + hidrógeno

b. nitrato plumboso + níquel → nitrato niquélico + plomo

c. bromuro de sodio + cloro → cloruro de sodio + bromo

d. cloruro estannoso + cloruro cúprico → cobre+ cloruro estánnico

e. ácido sulfúrico + zinc → sulfato de zinc + hidrógeno

f. yoduro de potasio + flúor → fluoruro de potasio + yodo

g. cloruro ferroso + cloruro cobáltico → cloruro cobaltoso + cloruro férrico

h. flúor + cloruro manganoso → cloro + fluoruro manganoso

i. bromo + plata → bromuro de plata

j. fluoruro estannoso + flúor → fluoruro estánnico

10. Al poner en contacto dos especies químicas, no siempre se produce un redox. ¿Qué debe suceder para que este fenómeno tenga lugar?

11. En la Tabla de Latimer (o de potenciales de reducción) se evidencia una tendencia a un cierto comportamiento. Explicar el ordenamiento de los pares en dicha Tabla.

12. Predecir si las siguientes combinaciones darán por resultado una reacción química. De ser así, desarrollar los sistemas redox correspondientes

a. $Cu_{(s)} + H\,Cl_{(ac)} \rightarrow$

b. $I_{2\,(s)} + Na\,Br_{(ac)} \rightarrow$

c. $Mg_{(s)} + Cu\,S\,O_{4\,(ac)} \rightarrow$

d. $Cl_{2\,(g)} + K\,Br_{(ac)} \rightarrow$

13. Predecir si ocurrirá una reacción o no

a. Al introducir un trozo de alambre de plata en una solución de sulfato de cinc.

b. Al añadir yodo a una solución de bromuro de sodio.

c. Al colocar un trozo de cinc metálico en una solución de sulfato niqueloso.

d. Al burbujear cloro gaseoso en una solución de yoduro de potasio.

14. Electrólisis vs. Pila voltaica. Indicar qué las diferencia. Ejemplificar describiendo y haciendo un esquema el dispositivo y escribiendo las ecuaciones que tiene lugar

a. Electrolisis del agua

b. Electrólisis de cloruro de sodio fundido

c. Pila de Leclanché

d. Pila de Daniell

e. Pila alcalina

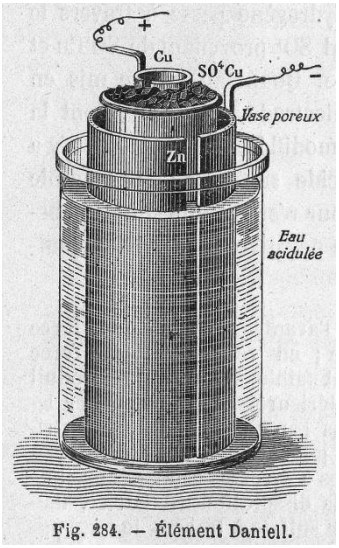


Fig. 284. — Élément Daniell.

15. ¿Por qué pueden recargarse algunas pilas? Este proceso, ¿puede realizarse indefinidamente? ¿Por qué?

16. Explicar la razón de la peligrosidad de arrojar las pilas junto a los desechos comunes.

9

TERMOQUÍMICA

1. ¿Qué es la Termoquímica?

2. Definir calor. Definir temperatura. Indicar en qué unidades se pueden medir.

3. ¿Por qué un proceso químico es endergónico? ¿Y exergónico? Citá ejemplos

4. ¿Qué es la Entalpía de un sistema? ¿En qué unidades se puede medir?

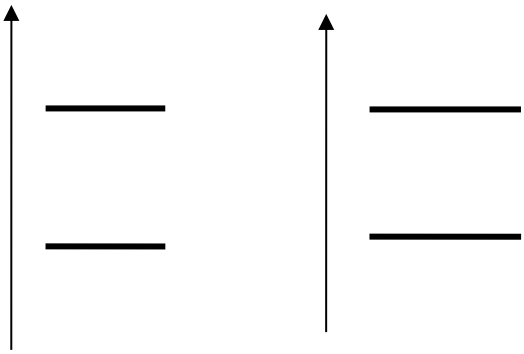
5. ¿Cómo puede calcularse la cantidad de calor involucrada en un proceso químico?

6. Si el ΔH de una reacción es negativo, ¿qué significa? ¿Y si es positivo? Explicar las razones en cada caso.

7. Realizar un diagrama entálpico para:

a. Proceso endergónico o endotérmico

b. Proceso exergónico o exotérmico



8. Completar los diagramas ubicados a la derecha, para que correspondan a un proceso endergónico y a uno exergónico, marcando qué se cuantifica en el eje.

9. Definir los siguientes procesos:

a. Descomposición química **b.** síntesis o formación **c.** combustión **d.** disolución

10. Definir:

a. Entalpía de formación

b. Entalpía de descomposición

c. Calor de combustión

d. Calor de disolución

11. Dadas las siguientes reacciones, indicar cuál/es son exotérmicas y cuál/es son endotérmicas. Justificar. Realizar los diagramas entálpicos para cada caso

a. $H_{2(g)} + ½\ O_2 \rightarrow H_2O_{(g)} + 241\ kJ$

b. $½\ N_{2(g)} + 3/2\ H_{2(g)} \rightarrow NH_{3(g)} \quad \Delta H = -46{,}01\ kJ/mol$

c. $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightarrow 2\ HI_{(g)} \quad \Delta H = 25{,}94\ kJ/mol$

d. $½\ N_{2(g)} + O_{2(g)} + 33{,}89\ kJ \rightarrow NO_{2(g)}$

12. Usando la tabla, calcular el cambio de entalpía de las siguientes reacciones:

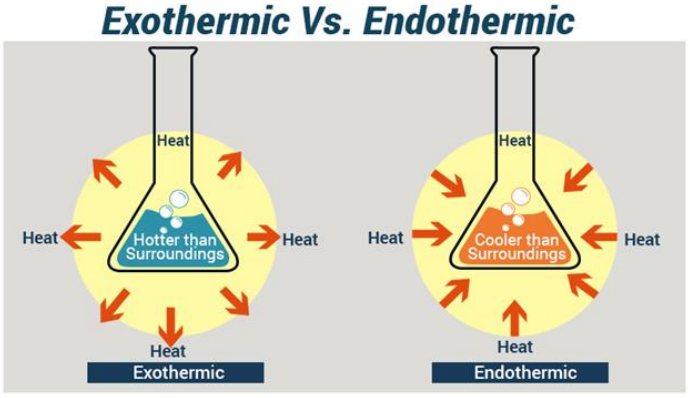
a. $NH_{3(g)} + HCl_{(g)} \rightarrow NH_4Cl_{(s)}$

b. $C_2H_{4(g)} + 2\ H_2O_{(g)} \rightarrow 2\ CH_3OH_{(g)}$

13. Enunciar la Ley de Lavoisier Laplace

14. Indicar el signo de ΔH y el carácter térmico para las reacciones del ejercicio (11)

15. Indicar el signo de ΔH y el carácter térmico para las reacciones inversas a las del ejercicio (11)



16. Los mamíferos obtienen la energía necesaria para mantener la vida de la reacción oxidación de los azúcares o carbohidratos, como son la glucosa, la fructosa o la sacarosa. La reacción para la glucosa es: $C_6H_{12}O_{6(s)} + 6\ O_{2(g)} \rightarrow 6\ CO_{2(g)} + 6\ H_2O_{(v)}$. Calcular el cambio de energía involucrado, si $\Delta H_{glucosa} = 9437\ kJ/mol$

17. Calcular el calor de combustión para cada una de las siguientes reacciones, a partir de las entalpías estándar de formación

a. $C_2H_{4(g)} + 3\ O_{2\,(g)} \rightarrow 2\ CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(v)}$

b. $2\ H_2S_{\,(g)} + 3\ O_{2\,(g)} \rightarrow 2\ SO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(v)}$

10

18. Calcular el calor de combustión del butano (C_4H_{10}) sabiendo que el calor de formación de ese gas es -125 KJ/mol

19. Conociendo la entalpía de combustión del benceno (C_6H_6) - 781,68 kcal, calcular su entalpía normal de formación.

20. Calcular la entalpía de combustión del octano (C_8H_{18})

21. Si para la reacción $Pb_{(s)} + 2\ AgCl_{(s)} \rightarrow 2\ Ag_{(s)} + PbCl_{2\ (s)}$ es $\Delta H = + 25,1$ Kcal, determinar la entalpía de formación del cloruro plumboso sólido

22. Enunciar la ley de Hess. ¿Qué significa este enunciado? Dar un ejemplo literal, con reactivos y productos genéricos.

23. En base a los datos que se dan a continuación:

$Fe_{(s)} + ½\ O_{2(g)} \rightarrow FeO_{(s)} \quad \Delta H = - 63,2$ kcal

$2\ Fe_{(s)} + 3/2\ O_{2(g)} \rightarrow Fe_2\ O_{3(s)} \quad \Delta H = - 196,5$ kcal

determinar el cambio entálpico para la reacción: $2\ FeO_{(s)} + ½\ O_{2(g)} \rightarrow Fe_2O_{3(s)}$

24. Aplicando la ley de Hess y sabiendo que

$2\ CO_{(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ CO_{2(g)} \quad \Delta H = - 135,272$ kcal

$H_{2(g)} + ½\ O_{2(g)} \rightarrow H_2O_{(g)} \quad \Delta H = - 57,598$ kcal

calcular el cambio entálpico para la reacción: $CO_{(g)} + H_2O_{(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_{2(g)}$

25. Calcular la variación de entalpía de la reacción: $3C_{(grafito)} + 4H_{2(g)} \rightarrow C_3H_{8(g)}$ .Si la entalpía de combustión del propano ($C_3H_{8(g)}$) es - 2220 kJ/mol;

26. Las entalpías normales de formación del cloruro de zinc sólido y del cloruro de hidrógeno gaseoso son -416 y -93 kJ/mol. Sus entalpías de disolución en agua son -66 y -73 kJ/mol. Con esos datos, determinar la entalpía de reacción entre zinc metálico y ácido clorhídrico

27. Calcular la entalpía estándar de formación del óxido de zinc a partir de los datos siguientes:

$H_2SO_{4(aq)} + Zn_{(s)} \rightarrow ZnSO_{4\ (aq)} + H_{2(g)} \quad \Delta H = - 80,1$ Kcal

$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2H_2O_{(l)} \quad \Delta H = -136,6$ Kcal

$H_2SO_{4(aq)} + ZnO_{(s)} \rightarrow ZnSO_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \quad \Delta H = - 50,52$ Kcal

CINÉTICA QUÍMICA – EQUILIBRIO EN FASE GASEOSA

1. ¿Todas las reacciones se producen a la misma velocidad? Citá algunas de diferentes casos

2. ¿A qué se denomina velocidad de una reacción química?

3. Escribir la expresión de la velocidad de la reacción: $a\ A_{(g)} + b\ B_{(g)} \rightarrow cAB_{g)}$

4. Explicar por qué modifican la velocidad de una reacción la temperatura, la superficie de contacto, la concentración de reactivos, los catalizadores y la naturaleza iónica o covalente de los reactivos.

5. Indicar en qué caso el proceso indicado se realiza a mayor velocidad, explicando.

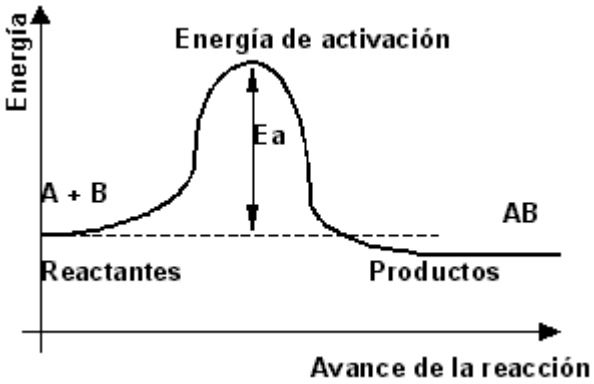
a. disolver en leche cacao en polvo o en barra
b. encender listones de madera o viruta de madera
c. disolver cacao en leche caliente o en leche fría
d. encontrarse con una persona conocida en un lugar vagamente poblado o en una multitud

e. chocar con otro vehículo en el desierto de Atacama o en el cruce de las calles Sarmiento y Córdoba, un miércoles al mediodía

f. calentar Mg en polvo o el de una cinta, para generar luz blanca

6. ¿Qué es la energía de activación de una reacción química?

7. ¿Qué es un catalizador? Indicar cuál es la función de un inhibidor y la de un catalizador propiamente dicho. Vincular lo explicado con el siguiente gráfico. Sobrescribir la gráfica, indicando cómo sería si al sistema se le añadiese:



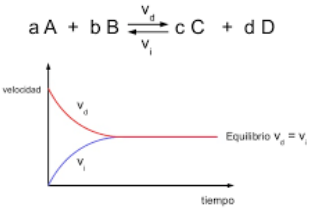
f. un inhibidor

g. un catalizador propiamente dicho.

8. ¿Qué función cumplen, a grandes rasgos, las enzimas? Citar un ejemplo.

9. ¿A qué se denomina reacción directa? ¿y reacción inversa?

10. ¿Qué debe suceder para que un sistema esté en equilibrio químico? ¿Es estático o dinámico?



11. Escribir la expresión de la velocidad de reacción para A + B → AB

12. Escribir la expresión de la velocidad de reacción para AB → A + B

13. ¿Por qué se emplea la doble flecha (⇆) en lugar de la flecha simple (→) al plantear la ecuación química de un sistema en equilibrio?

12

14. Dar la expresión de la Ley de Acción de Masas de Guldberg y Waage, aplicada a un sistema genérico del tipo: $a\ A_{(g)} + b\ B_{(g)} \leftrightarrows c\ C_{(g)} + d\ D_{(g)}$

15. ¿Qué condiciones deben tener las sustancias para que figure su concentración (actividad) en la expresión de la constante de equilibrio?

16. ¿Qué indica la constante de equilibrio de una reacción?

17. Si una reacción química tiene una constante de equilibrio muy elevada, ¿qué significa? ¿Y si es muy baja?

18. Dar la expresión de la constante de equilibrio para las siguientes reacciones:

a. $2\ H_{2(g)} + O_{2(g)} \leftrightarrows 2\ H_2O_{(g)}$

b. $4NH_{3(g)} + 5\ O_{2(g)} \leftrightarrows 4\ NO_{(g)} + 6\ H_2O_{(g)}$

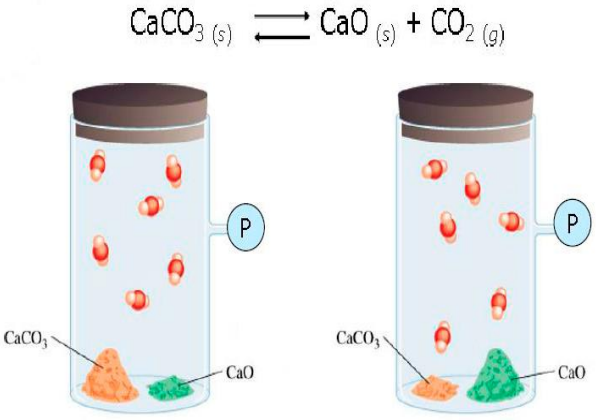
c. $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrows 2NH_{3(g)}$

d. $Cl_{2(g)} + H_{2(g)} \leftrightarrows 2\ HCl(g)$

e. $2C_{(s)} + O_{2(g)} \leftrightarrows 2\ CO_{(g)}$

f. $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrows 2NH_{3(g)}$

g. $CaCO_{3(s)} \leftrightarrows CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$



19. Si para la reacción $3\ O_{2(g)} \leftrightarrows 2O_{3(g)}$, la constante de equilibrio vale $9{,}8.10^{-4}$, ¿cuál es la variedad alotrópica del oxígeno que más probablemente que se halle en tu habitación? ¿Por qué?

20. A 450°C, el siguiente sistema en equilibrio: $H_2 + I_2 \leftrightarrows 2\ HI$ presenta las siguientes concentraciones $[I_2] = 0{,}0056$; $[H_2] = 0{,}0056$; $[HI] = 0{,}04$. Calcular el valor de Kc. Rta: 51

21. Con el resultado anterior, determine la concentración del I_2 en el equilibrio, para el caso en que las concentraciones de ácido y de hidrógeno sean respectivamente 0,6 M y 0,4 M Rta: 0,018

22. En un recipiente de 10 dm^3 se ponen 10 moles de H_2 y 10 moles de I_2. Si Kc = 49,

a. escribir la ecuación química correspondiente

b. calcular las concentraciones en el equilibrio Rta: 0,222 0,222 1,556

23. La constante de equilibrio para la disociación del PCl_5 en PCl_3 y Cl_2 a 250°C es 0,041. Si se parten de 3 moles de PCl_5 en un recipiente de un litro, calcular las concentraciones en el equilibrio.

24. Para las siguiente reacción: $A + B \leftrightarrows C + D$, la constante de equilibrio es 64 a determinada temperatura. Si se colocan 0,6 moles de A y 0,2 moles de B en un recipiente de 2 litros a esa temperatura. ¿Qué concentraciones de todas las especies están presentes en el equilibrio?

25. Dada la siguiente reacción: $H_{2(g)} + I_{2(g)} \leftrightarrows 2HI_{(g)}$ si se calientan 46 gramos de I_2 y 1 gramo de H_2 hasta el equilibrio a 450°C y la mezcla en el equilibrio contiene 1,9 g de I_2 , calcular:

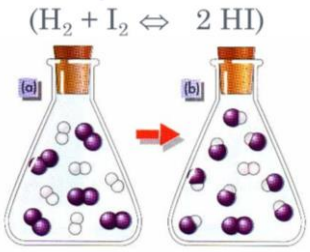
a. Moles de gas existentes en la mezcla de equilibrio.

b. La constante de equilibrio.

26. En un matraz de 10 litros se introducen 1,25 moles de N_2O_4 y se alcanza el equilibrio con el NO_2 a cierta temperatura cuando la cantidad de tetróxido de dinitrógeno es de 0,15 moles. Calcular la constante de equilibrio para $N_2O_{4(g)} \leftrightarrows 2NO_{2(g)}$

27. Enunciar el Principio de Le Chatelier. Dar ejemplos que evidencien este comportamiento.

28. Indicar cómo la variación de los siguientes parámetros pueden alterar el equilibrio de un sistema químico, indicando cómo se favorece o no el proceso.



a. Concentración de reactivos

b. Concentración de productos

c. Presión

d. Temperatura

29. En un recipiente a 230ºC, se encuentra en equilibrio una PCl_5, PCl_3 y Cl_2. La reacción se realiza en el sentido de la descomposición del PCl_5. Se pide:

a. escribir la ecuación química

b. plantear la expresión de la constante de equilibrio

c. determinar cómo se modifica el estado de equilibrio, si se produce:

i. una disminución de la presión

ii. un aumento de la temperatura

iii. un aumento de la concentración de cloro

iv. un aumento de la concentración de PCl_5

v. una disminución de la concentración de PCl_5

30. Para la siguiente reacción química: $2\ NO_{(g)} + Cl_{2\ (g)} \leftrightarrows 2\ NOCl_{(g)}$ con $\Delta H<0$, indicar la respuesta correcta, explicando el por qué de la elección.

- **a.** Al disminuir la concentración de $NO_{(g)}$ el sistema evoluciona produciendo más reactivos
- **b.** Al calentar, se favorece la reacción directa
- **c.** Si se extrae NOCl a medida que se va formando, se favorece la reacción inversa
- **d.** Se disminuye la presión sobre el sistema para obtener más NOCl
- **e.** Se agrega un catalizador negativo, por lo que el equilibrio se ve afectado favoreciendo la reacción inversa.
- **f.** Para promover la formación de producto, se coloca el recipiente en la heladera.
- **g.** Se va agregando reactivo para favorecer la formación de NOCl
- **h.** Se comprime el sistema con el fin de reprimir la reacción directa.

31. Se establece el siguiente equilibrio: $2\ C_{(s)} + O_{2(g)} \leftrightarrows 2\ CO_{(g)}\ \Delta H = -\ 221$ kJ Razonar si la concentración de O_2 aumenta, disminuye o permanece invariable:

- **a.** Al añadir C(s)
- **b.** Al aumentar el volumen del recipiente.
- **c.** Al elevar la temperatura.

32. A la temperatura de 650 K, la deshidrogenación del 2-propanol para producir propanona, según la reacción: $CH_3 - CHOH - CH_{3\ (g)} \leftrightarrows CH_3 - CO - CH_{3\ (g)} + H_{2(g)}$ es una reacción endotérmica. Indicar, razonadamente, si la constante de equilibrio de esta reacción:

- **a.** Aumenta al elevar la temperatura.
- **b.** Aumenta cuando se utiliza un catalizador.

14

EQUILIBRIO QUÍMICO EN FASE ACUOSA: ÁCIDO – BASE

1. ¿Por qué desaconsejan usar dispositivos eléctricos mientras uno se baña, si el agua es un compuesto covalente?

2. ¿Qué es un electrolito? Diferenciar los procesos de ionización y disociación.

3. Establecer la diferencia entre un electrolito débil y uno fuerte. ¿Cómo será el valor de la constante de equilibrio en cada caso? ¿Qué especies se considerarán fuertes?

4. Dar las ecuaciones de disociación o ionización-disociación de:

- **a.** ácido clorhídrico
- **b.** hidróxido de sodio
- **c.** ácido acético (etanoico)
- **d.** ácido nitroso
- **e.** hidróxido de plata
- **f.** amoníaco en solución acuosa

5. Dar las definiciones de ácido y de base según:

a. Arrhenius **b.** Brönsted-Lowry **c**. Lewis

6. ¿Qué es un par conjugado? ¿En cuál teoría se sustenta esta definición? ¿Por qué?

7. Para las especies químicas del ejercicio (4), señalar cuáles son sus pares conjugados, si existen.

8. ¿Qué es el porcentaje de disociación? ¿Y el grado de disociación? ¿A qué valor tiende para los electrolitos fuertes? ¿Por qué?

9. El agua se auto ioniza, generando iones de carga opuesta. Se pide:

- **a.** escribir la ecuación de autoionización del agua
- **b.** dar la expresión de la constante de equilibrio de la reacción
- **c.** calcular la molaridad del agua en el agua misma.
- **d.** Escribir la nueva expresión de la constante de equilibrio, incorporando el valor obtenido en (c)
- **e.** Dar el nombre de la expresión planteada y su valor a 25ºC

10. A qué se denomina solución:

a. Ácida **b**. básica **c.** neutra

11. Indicar la acidez de las soluciones dadas:

- **a.** $[H^+] = 5{,}2.10^{-4}$
- **b.** $[OH^-] = 3{,}8.10^{-9}$
- **c.** $[H^+] = 1{,}3.10^{-8}$
- **d.** $[OH^-] = 7{,}9.10^{-4}$
- **e.** $[OH^-] = 0{,}004$
- **f.** $[H^+] = 0{,}00005$

12. Partiendo del producto iónico del agua, deducir la expresión de pH y su vínculo con el pOH. ¿Qué es el operador "p"? Exhibir la escala de pH y los rangos que corresponden a cada tipo de solución

13. Indicar la acidez de cada solución:

- **a.** pH = 8,2
- **b.** pOH = 9
- **c.** pH = 1,3
- **d.** pOH = 4,7

14. Calcular el pH de las soluciones de ejercicio (10)

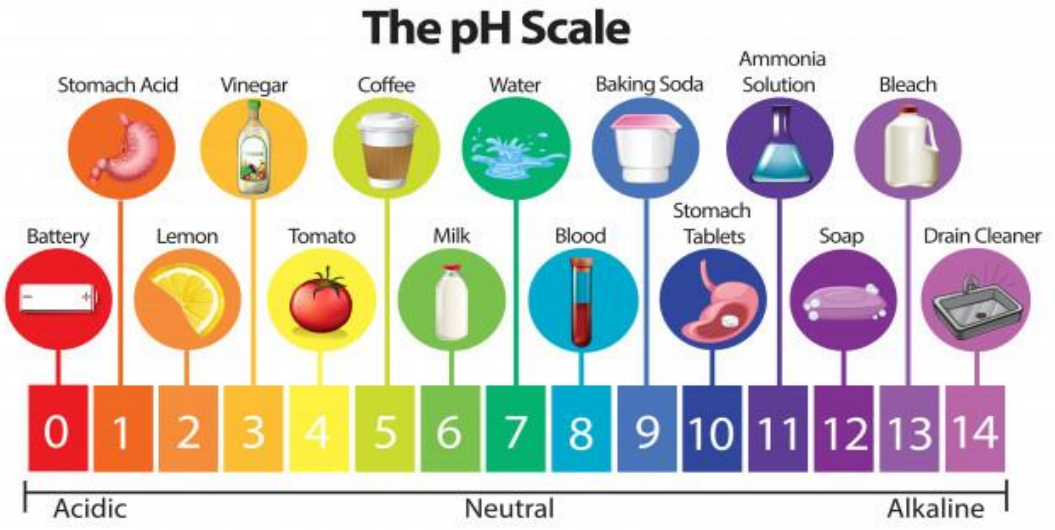
15. Calcular las concentraciones de H^+ y OH^- de las soluciones del ejercicio (12)

16. Si se tienen dos soluciones de igual concentración: una de un ácido fuerte y otra de un ácido débil, ¿cuál de las dos será más ácida? ¿Por qué?

17. Si se tienen dos soluciones de igual concentración: una de una base fuerte y otra de una base débil, ¿cuál de las dos será más ácida? ¿Por qué?

18. Calcular el pH de las siguientes soluciones, empleando, si es necesario, los valores de la tabla.

- **a.** Ácido clorhídrico 0,1 M
- **b.** Hidróxido de sodio 0,2 M
- **c.** Ácido nitroso 0,3 M
- **d.** Hidróxido de bario 3,42 % m/v
- **e.** Amoníaco 0,1 M
- **f.** Anilina 0,5 M
- **g.** Dimetil amina 9 % m/v
- **h.** Ácido perclórico 8,04 % m/v



19. Si el pH de la cerveza es 4,7, ¿cuál es la concentración de OH^- en ella?

20. Se mezclan 10 ml de ácido clorhídrico 0,1 M, 20 ml de ácido nítrico 0,5 M y 470 ml de agua. Calcular el pH de la solución resultante.

21. Un método comercial para pelar papas consiste en remojarlas en una solución de hidróxido de sodio. ¿Cuál será el pH de dicha solución si su concentración es de 3 % m/v?

22. Calcular el pH de una muestra de vinagre (considerable como solución de ácido acético 3%m/v)

23. El ácido láctico (CH_3 -CHOH -COOH) que recibe su nombre de la leche (de la cual se lo aisló por primera vez en 1870) tiene una Ka = 8,4 . 10^{-4}. Calcular la M del ácido en una leche que se ha vuelto "agria" de pH = 2,06.

24. Determinar el pH de una solución de amoníaco 0,01 M ionizada en un 4,2 %

25. Se prepara una sol.de ácido nitroso 0,04 M y se sabe que se disocia un 10 %. Calcular pH y K_a

26. La sacarina, uno de los tantos sustitutos del azúcar, es un ácido débil de pK = 2,32 a 25ºC, que se ioniza según: $HNC_7H_4SO_{3\,(ac)} \leftrightarrows H^+_{(ac)} + NC_7H_4SO_3^-{}_{(ac)}$. Calcular el pH de una solución 0,1 M de sacarina y el porcentaje de disociación

27. El pH promedio de la sangre arterial es de 7,4. A la temperatura del cuerpo, 37ºC, $K_w = 2.10^{-14}$. Calcular *a esa temperatura*, $[H^+]$, $[OH^-]$ y el pOH

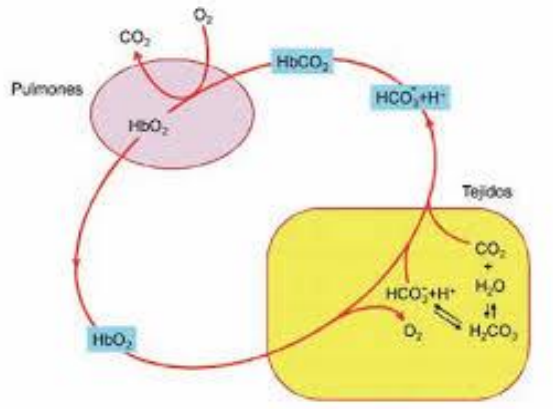
28. La cocaína es una base orgánica débil de fórmula molecular: $C_{17}H_{21}NO_4$. Si su K_b es 4.10^{-9}, determinar la concentración de una solución de pH 8,53, escribiendo la ecuación de ionización, y calcular el porcentaje ionizado.

29. La hemoglobina cumple una función muy importante en una serie de equilibrios que implican la protonación / desprotonación y la oxigenación/desoxigenación de la sangre. La reacción general tiene la forma aproximada: $HbH^+_{(ac)} + O_{2\,(ac)} \leftrightarrows HbO_{2\,(ac)} + H^+_{(ac)}$, donde Hb representa a la hemoglobina.

a. sabiendo que la concentración de oxígeno es más alta en los pulmones y más baja en los tejidos, ¿qué efecto tiene en el equilibrio?

16

b. Si el pH de la sangre disminuye por la presencia de diferentes productos ácidos del metabolismo, se da lo que se conoce como acidosis. ¿Qué efecto tiene esta disminución del pH en el transporte de oxígeno mediante la hemoglobina?



HIDRÓGENO

1. ¿Quién descubrió este elemento? ¿En qué año fue?

2. ¿Se lo halla en la Tierra? ¿De qué manera se presenta? ¿Se lo halla en otros cuerpos celestes?

3. Isótopos: dar sus números másicos, nombres obtención y usos de cada uno

4. Dar su configuración electrónica. Dar la configuración electrónica de los iones que forma. Explicar su comportamiento dual.

5. Dar sus propiedades físicas generales: punto de fusión, punto de ebullición, densidad

6. Métodos de obtención:

a. en laboratorio **b.** en la industria

7. ¿Qué compuestos forma con:

a. Los elementos del Grupo I? Dar la fórmula y la estructura de Lewis genérica

b. Los elementos del Grupo II? Dar la fórmula y la estructura de Lewis genérica

c. Los elementos del Grupo VI? Dar la fórmula y la estructura de Lewis genérica

d. Los elementos del grupo VII? Dar la fórmula y la estructura de Lewis genérica

8. Comparar las propiedades de los compuestos que forma el H con los elementos del Grupo VI

9. Completar las siguientes ecuaciones:

a. hidrógeno + sodio →

b. hidrógeno + cloro →

c. hidrógeno + azufre →

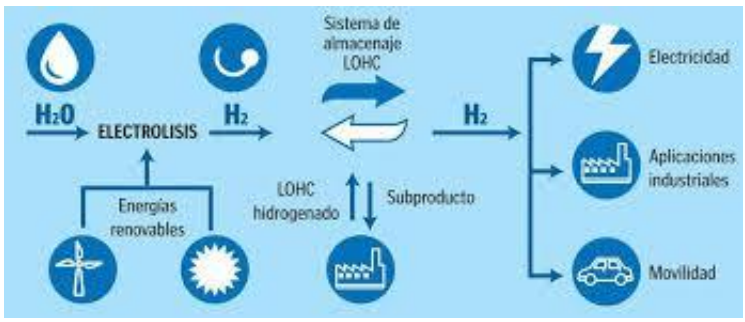
d. electrólisis del agua

e. zinc + ácido clorhídrico →

f. potasio + agua →

g. magnesio + ácido sulfúrico →

h. hidrógeno + amoníaco →



10. El H se caracteriza por ser agente reductor. Explicar y ejemplificar.

11. Unión puente hidrógeno:

- **a.** qué es
- **b.** cuándo se presenta
- **c.** qué consecuencias tiene su presencia

12. ¿Qué aplicaciones tiene el H?

13. ¿Qué es LOHC?

14. Indicar ventajas y desventajas del uso de H como combustible

OXÍGENO

1. Quién descubrió este elemento? ¿En qué año fue?

2. ¿Se lo halla en la Tierra? ¿De qué manera?

3. Alotropía: ¿Qué variedades presenta?

4. Isótopos: dar sus números másicos y usos de cada uno

5. Dar su configuración electrónica. Dar la configuración electrónica del ion que forma.

6. Dar sus propiedades físicas generales: punto de fusión, punto de ebullición, densidad

7. Métodos de obtención:

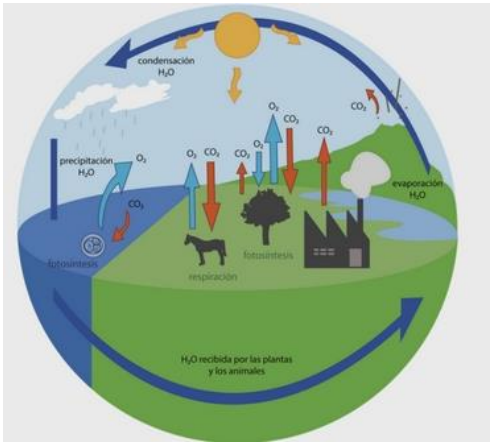
a. en laboratorio **b.** en la industria

8. ¿Qué compuestos forma con:

- **a.** Los elementos del Grupo I? Dar la fórmula y la estructura de Lewis genérica
- **b.** Los elementos del Grupo II? Dar la fórmula y la estructura de Lewis genérica
- **c.** Los elementos del Grupo VI? Dar la fórmula y la estructura de Lewis genérica
- **d.** Los elementos del grupo VII? Dar la fórmula y la estructura de Lewis genérica

9. Completar las siguientes ecuaciones:

- **a.** oxígeno + carbono →
- **b.** oxígeno + calcio →
- **c.** oxígeno + azufre →
- **d.** óxido de mercurio (II) + calor →
- **e.** óxido de plata + calor →



10. ¿Qué uso se le da?

11. ¿Cuál es su importancia biológica?

12. Capa de ozono: ¿Qué es? ¿Dónde se halla? ¿Qué función cumple? ¿Cómo se mide su espesor? Causas del adelgazamiento. Explicitar en una grafica de espesor en función del tiempo, cómo ha ido modificándose. ¿Cómo puede revertirse?

CLORO

1. Quién descubrió este elemento? ¿En qué año fue?
2. ¿Se lo halla en la Tierra? ¿De qué manera?
3. ¿A qué grupo de la Tabla Periódica pertenece? ¿Cómo se los denomina? Escribir la configuración electrónica genérica para los elementos del ese grupo. Dar la configuración electrónica del ión que forman.
4. Indicar cómo varían las propiedades físicas de los halógenos, en función del número atómico.

5. Métodos de obtención de cloro:
   a. en laboratorio **b.** en la industria
6. ¿Qué compuestos forma el cloro con:
   a. Los elementos del Grupo I? Dar la fórmula y la estructura de Lewis genérica
   b. Los elementos del Grupo II? Dar la fórmula y la estructura de Lewis genérica
7. Óxidos del cloro. Dar los nombres, fórmulas y estructuras de Lewis de cada uno.
8. Compuestos del cloro. Dar fórmula, nombre según IUPAC y usos de cada uno:
   a. ácido muriático **b.** lavandina **c.** gas CN

AGUA – AGUA OXIGENADA

AGUA

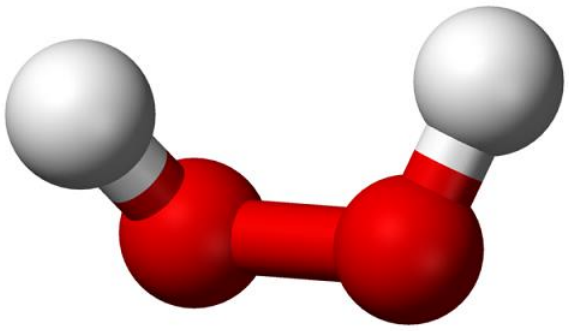
1. Dar su estructura de Lewis y estructura espacial
2. Dar sus propiedades físicas generales: punto de fusión, punto de ebullición, densidad
3. Explicar las diferencias entre el punto de fusión y ebullición del agua con el sulfuro de hidrógeno, de fórmula molecular similar
4. Ciclo del agua: explicar claramente. Dar un esquema más sencillo donde se identifiquen los pasos más relevantes.
5. Comportamiento anómalo del agua. Explicar la variación de la densidad del agua entre 0ºC y 4ºC. ¿Cuál es la

consecuencia más evidente de esta anomalía?

6. Tipos de agua. Indicar las características fundamentales de cada una:
   - **a.** destilada
   - **b.** potable
   - **c.** dura
   - **d.** pesada
   - **e.** de lluvia
   - **f.** de pozo
7. Potabilización del agua. Indicar en un esquema las fases del proceso de potabilización realizado en Rosario, explicando cada una de ellas. Acompañar la explicación con las ecuaciones químicas que correspondan.
8. El agua moja. ¿Por qué?
9. Propiedades químicas. Completar las ecuaciones:
   - **a.** óxido sulfúrico + agua →
   - **b.** agua + óxido de sodio →
   - **c.** sodio + agua →
   - **d.** agua + catión aluminio →

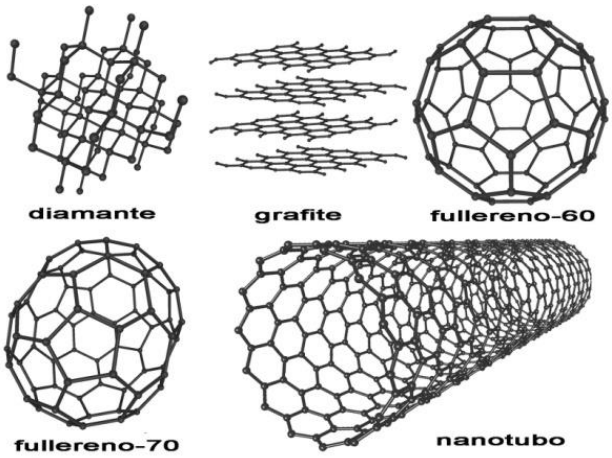
AGUA OXIGENADA

1. ¿Quién y cuándo se descubrió?
2. Dar su fórmula molecular , estructura de Lewis y estructura espacial
3. Dar sus propiedades físicas generales: punto de fusión, punto de ebullición, densidad
4. Métodos de obtención:
   - **a.** en la industria
   - **b.** en laboratorio
5. Concentración en volúmenes. ¿Qué expresa? Calcular la concentración en % m/v de una solución de agua oxigenada de 20 vol



6. ¿Cuál es la concentración de la solución empleada a nivel familiar? Indicar en volúmenes y en % m/v
7. Aplicaciones a nivel industrial y hogareño. Indicar por qué se emplea para:
   - **a.** cuidado de heridas
   - **b.** blanqueo de dientes
   - **c.** bactericida al potabilizar agua
   - **d.** blanqueador facial
   - **e.** quitar manchas
   - **f.** quitar tapones de cera de los oídos

CARBONO



1. ¿Desde cuándo se sabe de su existencia?
2. ¿Se lo halla en la Tierra? ¿De qué manera se presenta? ¿Se lo halla en otros cuerpos celestes?
3. Isótopos: dar sus números másicos, nombres, obtención y usos de cada uno
4. Alotropía: ¿Qué variedades presenta?
5. Para el átomo de carbono dar su configuración electrónica en estado basal. Esta configuración ¿permite explicar la formación de cuatro enlaces energéticamente iguales? ¿Por qué?
6. ¿Qué es un orbital híbrido? ¿Cuál es el origen del modelo híbrido? Desarrollar la configuración electrónica del C en estado excitado y a partir de ella, dar la de:
   a. sp_3 **b.** sp_2 **c.** sp
7. Para cada tipo de hibridación, dar:
   a. Estructura orbital
   b. Ángulos entre orbitales atómicos
   c. Tipos de enlaces que puede formar el C en cada caso.
8. Nombrar las familias de compuestos que se generan, según el tipo de enlace que presenten los átomos de carbono entre sí.
9. Petróleo. Indicar qué es, dónde puede obtenerse y cuáles son los productos obtenidos a partir de él por
   a. destilación simple
   b. cracking
   c. adición de halógenos y posterior polimerización

sustancia	Fórmula	Constante de equilibrio
ácidos		
Acético /etanoico	CH_3 COOH	1,8 . 10^{-5}
Bórico	H_3BO_3	5,7 . 10^{-10}
Carbónico	H_2CO_3	4,6 . 10^{-7}
Cianhídrico	HCN	7,2 . 10^{-10}
Fórmico/metanoico	CHOOH	2,1 . 10^{-4}
Hipocloroso	HClO	3 . 10^{-8}
Fluorhídrico	HF	5,6 . 10^{-4}
Nitroso	HNO_2	4,5 . 10^{-4}
Sulfhídrico	H_2 S	8,9 . 10^{-8}
bases		
Amoniaco	NH_3	1,8 . 10^{-5}
Anilina	C_6 H_5 NH_2	2,3 . 10^{-5}
Dimetilamina	$(CH_3)_2NH$	5,5 . 10^{-4}
Etilamina	$CH_3CH_2NH_2$	5,4 . 10^{-4}

Elemento	Reacción de electrodos	Potencial de reducción E°, en volts
Li	$Li^{+} + e^{-} \rightleftharpoons Li$	- 3,045
K	$K^{+} + e^{-} \rightleftharpoons K$	- 2,925
Ca	$Ca^{+2} + 2e^{-} \rightleftharpoons Ca$	- 2,870
Na	$Na^{+} + e^{-} \rightleftharpoons Na$	- 2,714
Mg	$Mg^{+2} + 2e^{-} \rightleftharpoons Mg$	- 2,370
Al	$Al^{+3} + 3e^{-} \rightleftharpoons Al$	- 1,660
Zn	$Zn^{+2} + 2e^{-} \rightleftharpoons Zn$	- 0,763
Cr	$Cr^{+3} + 3e^{-} \rightleftharpoons Cr$	- 0,740
Fe	$Fe^{+2} + 2e^{-} \rightleftharpoons Fe$	- 0,440
Cd	$Cd^{+2} + 2e^{-} \rightleftharpoons Cd$	- 0, 403
Ni	$Ni^{+2} + 2e^{-} \rightleftharpoons Ni$	- 0,250
Sn	$Sn^{+2} + 2e^{-} \rightleftharpoons Sn$	- 0,140
Pb	$Pb^{+2} + 2e^{-} \rightleftharpoons Pb$	- 0,126
H_2	$2\,H^{+} + 2e^{-} \rightleftharpoons H_2$	0,000
Cu	$Cu^{+2} + 2e^{-} \rightleftharpoons Cu$	+ 0, 337
I_2	$I_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\,I^{-}$	+ 0,535
Hg	$Hg^{+2} + 2e^{-} \rightleftharpoons Hg$	+ 0,789
Ag	$Ag^{+} + e^{-} \rightleftharpoons Ag$	+ 0, 799
Br_2	$Br_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\,Br^{-}$	+ 1,080
Cl_2	$Cl_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\,Cl^{-}$	+ 1,360
Au	$Au^{+3} + 3e^{-} \rightleftharpoons Au$	+ 1,500
F_2	$F_2 + 2e^{-} \rightleftharpoons 2\,F^{-}$	+ 2,870

Especie	Nombre	Entalpía ΔH_f (kJ/mol)	Especie	Nombre	Entalpía ΔH_f (kJ/mol)
Agua			CCl_4 (l)	Tetracloruro de Carbono	–128,4
H_2O (l)	Agua líquida	–285,83	CH_4 (g)	Metano	–74,87
H_2O (g)	Agua vapor	–241,83	C_2H_2 (g)	Etino	226,73
H_2O_2 (l)	Agua oxigenada	–187,78	C_2H_4 (g)	Eteno	52,47
H_2O_2 (g)	Agua oxigenada	–135,56	C_2H_5 (g)	Etano	–83,85
Aluminio			CH_3OH (g)	Metanol	–238,4
$AlCl_3$ (s)	Cloruro de aluminio	–705,63	C_2H_5OH (l)	Etanol	–277
Al_2O_3 (s)	Óxido de aluminio	–1675,7			
Azufre			***Cloro***		
S (s)	Azufre	0	Cl^- (aq)	Ión Cloruro	–233,13
S (g)	Azufre	278,98	HCl (g)	Cloruro de Hidróg	–92,31
SO_2 (g)	Dióxido de Azufre	–296,84	HCl (aq)	Ácido Clorhídrico	–167,16
SO_3 (g)	Trióxido de Azufre	–395,77	***Cobre***		
H_2SO_4 (aq)	Ácido Sulfúrico	–909,27	Cu^{++} (aq)	Catión cúprico	64,15
H_2S (g)	Sulfuro de Hidrógeno	–20,63	$CuSO_4$ (s)	Sulfato cúprico	–769,98
Bario			CuO (s)	Óxido cúprico	–156,06
$BaCl_2$ (s)	Cloruro de Bario	–858,6	Cu_2O (s)	Óxido cuproso	–165,8
Ba_2CO_3 (s)	Carbonato de Bario	–1213	$CuCl_2$ (s)	Cloruro Cúprico	–220,1
BaO	Óxido de Bario	–548,1	***Fluor***		
$BaSO_4$ (s)	Sulfato de Bario	–1473,2	HF (aq)	Ácido fluorhídrico	–332,6
Bromo			***Fósforo***		
Br (g)	Bromo	111,88	P blanco	Fósforo blanco	0
Br_2 (l)	Bromo	0	P rojo	Fósforo rojo	–17,6
Br_2 (g)	Bromo	30,91	PCl_3 (g)	Tricloruro de fósforo	–287
HBr (g)	Ácido bromhídrico	–36,29	PCl_5 (g)	Pentacloruro de Fósforo	–397,4
Calcio			H_3PO_4 (l)	Ácido Fosfórico	–1279
CaO (s)	Óxido de Calcio	–635,09	***Hidrógeno***		
$Ca(OH)_2$ (s)	Hidróxido de Calcio	–986,09	H (g)	Hidrógeno	217,96
$Ca(OH)_2$ (aq)	Hidróxido de Calcio	–1002,82	H_2 (g)	Hidrógeno	0
$CaCl_2$ (s)	Cloruro de Calcio	–795,8	H^+ (g)	Protón	1536,2
$CaCO_3$ (s)	Carbonato de Calcio	–1207,6	***Hierro***		
$CaSO_4$ (s)	Sulfato de Calcio	–1434,52	Fe^{++} (aq)	Catión ferroso	–87,48
Carbono			FeO (s)	Óxido ferroso	–272
C (s) grafito	Carbono	0	Fe_2O_3 (s)	Óxido férrico	–825,5
C (s) diamante	Carbono	1,8	Fe_3O_4 (s)	Tetróxido de trihierro	–1118,4
C (g)	Carbono	716,67	$FeCl_2$ (s)	Cloruro ferroso	–341,79
CO (g)	Monóxido de Carbono	–110,52	$FeCl_3$ (s)	Cloruro férrico	–399,49
CO_2 (g)	Dióxido de Carbono	–393,5	FeS (s)	Sulfuro ferroso	–178,2

Especie	Nombre	Entalpía ΔH_f (kJ/mol)	Especie	Nombre	Entalpía ΔH_f (kJ/mol)
Iodo			KOH (s)	Hidróxido de Potasio	-424,72
I_2 (s)	Iodo	0	KOH (aq)	Hidróxido de Potasio	--482,37
I_2 (g)	Iodo	62,43	***Sodio***		
I^- (g)	Ión Ioduro	-197	NaBr (g)	Bromuro de Sodio	-361
Litio			NaCl (s)	Cloruro de Sodio	-411,12
Li_2O (s)	Óxido de Litio	-591,5	NaCl (aq)	Cloruro de Sodio	-407,27
LiOH (s)	Hidróxido de Litio	-484,9	NaOH (s)	Hidróxido de Sodio	-425,93
LiOH (aq)	Hidróxido de Litio	-508,4	NaOH (aq)	Hidróxido de Sodio	-469,15
$LiNO_3$	Nitrrato de Litio	-480,3	$NaCO_3$ (s)	Carbonato de Sodio	-1130,77
LiCl	Cloruro de Litio	-408,7	***Silicio***		
Magnesio			SiO_2 (s)	Dióxido de silicio	-910,8
$MgCl_2$ (s)	Cloruro de Magnesio	-641,62	SiH_4 (g)	Silano	34,31
MgO (s)	Óxido de Magnesio	-601,24	***Zinc***		
$MgCO_3$(s)	Carbonato de Magnesio	-111,69	$ZnCl_2$ (s)	Cloruro de zinc	-415,05
Nitrógeno			ZnO (s)	Óxido de zinc	-348,28
NH_3 (g)	Amoníaco	-45,9	ZnS (s)	Sulfuro de zinc	-205,98
NH_4Cl (s)	Cloruro de Amonio	-314,55			
NH_4Cl (aq)	Cloruro de amonio	-299,66			
NO (g)	Monóxido de nitrógeno	90,29			
NO_2 (g)	Dióxido de nitrógeno	33,1			
N_2O_4 (g)	Tetróxido dedinitrógeno	9,08			
HNO_3 (l)	Ácido Nítrico	-174,1			
HNO_3 (aq)	Ácido Nítrico	-207,36			
HNO_3 (g)	Ácido Nítrico	51,71			
Oxígeno					
O_2 (g)	Oxígeno diatómico	0			
O (g)	Oxígeno monoatómico	249,17			
O_3 (g)	Ozono	142,6			
OH^-	Oxhidrilo	-228,96			
Plata					
Ag_2S (s)	Sulfuro de Plata	-31,66			
AgCl (s)	Cloruro de Plata	-126,6			
Ag_2O (s)	Óxido de Plata	-30,41			
$AgNO_3$ (s)	Nitrato de Plata	-124,39			
Potasio					
KCl (s)	Cloruro de Potasio	-436,6			
$KClO_3$ (s)	Clorato de Potasio	-397,73			
KI (s)	Ioduro de Potasio	-327,9			

PROGRAMA ANALÍTICO QUÍMICA II

UNIDAD I

Termoquímica. Entalpía y calor. Reacciones endotérmica y exotérmicas. Leyes de la Termoquímica. Diagramas entálpicos.

UNIDAD II

Cinética química. Velocidad de reacción. Equilibrio químico. Expresión matemática. Concentraciones en el equilibrio. Teorías sobre ácidos y bases. Equilibrio iónico. Constante del agua, de los ácidos y bases débiles. Concentración del catión hidrógeno y oxidrilo. Potencial hidrógeno y oxidrilo. Escala de pH

UNIDAD III

Redox. Conceptos de oxidación y reducción. Potencial de oxidación. Ecuaciones redox. Hidrógeno. Acción reductora. Propiedades y obtención. Oxígeno acción oxidante. Propiedades y obtención. Alotropía, el ozono. Cloro. Propiedades y obtención

UNIDAD IV

El agua. La molécula de agua. Propiedades físicas y químicas del agua. Agua potable y potabilización. Agua oxigenada. Ciclo del agua

UNIDAD V

El átomo de carbono. Número atómico y configuración electrónica. Hibridación concepto y etapas. Formas estructurales híbridas del átomo de carbono

BIBLIOGRAFÍA

CHANG, R.; “Química”; 11ª edición, McGraw Hill; 2016

BURNS, R.; “Fundamentos de química”; 4ª edición; Prentice Hall México; 2003

BROWN, T.; LE MAY; BURSTEN; MURPHY; “Química: la ciencia central”; 11ª Edición, Pearson; 2013

MC MURRY, J.; “Química General”; Prentice Hall México; 2008

ROSENBERG, D.; “Química”, 10ª edición, Mc Graw Hill, 2014

BIASIOLI, WEITZ, CHANDÍAS; “Química General e Inorgánica”; Kapelusz; CABA; 2002

WEBGRAFÍA

http://www.quimicaweb.net/

https://www.fisicanet.com.ar/quimica/index.php

http://pagciencia.quimica.unlp.edu.ar/

https://www.edumedia-sciences.com/es/node/86-quimica

http://www.frlp.utn.edu.ar/materias/qcasis/multchoice

https://elgatoylacaja.com.ar/

http://www.adeqra.com.ar/

http://redfiqui.wix.com/redfiqui

https://fisicayquimica.educarex.es/es/2-bachillerato/quimica