

Universidad Autónoma del Estado de Hidalgo
Instituto de Ciencias Básicas e Ingeniería
Área Académica de Química
Licenciatura en Química

Guía Rápida de Química en Conceptos y aplicación de Matemáticas

Dr. J. Andrés Tavizón Pozos
M. en C. Zita G. Cruz Aburto

2023

Notación científica

En ciencias aplicadas usualmente se utilizan número muy grandes o pequeños. Entonces la notación científica se vuelve útil ya que es una forma de resumir dichos números en más simples.

Por ejemplo, si se tiene 0.00005 es más fácil recorrer el punto hacia la derecha 5 espacios para obtener 5×10^{-5} , o bien, 6 espacios para dar 50×10^{-6} .

Así mismo, un número muy grande como 6,000,000 puede escribirse como 6×10^6 , ya que el punto se recorrió a la izquierda 6 espacios.

Las unidades del Sistema Internacional tienen la ventaja que son múltiplos de 10. Cada prefijo corresponde a un valor de la notación científica. Entonces, en lugar de decir 3,000 g, se puede poner el prefijo kilo que significa mil y entonces se escribe 3 kg, ya que $\text{kilo} = 1 \times 10^3$.

Nombre	Símbolo	Valor	
yotta	Y	10^{24}	= 1 000 000 000 000 000 000 000 000
zetta	Z	10^{21}	= 1 000 000 000 000 000 000 000 000
exa	E	10^{18}	= 1 000 000 000 000 000 000 000 000
peta	P	10^{15}	= 1 000 000 000 000 000 000 000 000
tera	T	10^{12}	= 1 000 000 000 000 000 000 000 000
giga	G	10^9	= 1 000 000 000 000 000 000 000 000
mega	M	10^6	= 1 000 000 000 000 000 000 000 000
kilo	k	10^3	= 1 000 000 000 000 000 000 000 000
hecto	h	10^2	= 100 000 000 000 000 000 000 000
deca	da	10^1	= 10 000 000 000 000 000 000 000
deci	d	10^{-1}	= 0,1 000 000 000 000 000 000 000
centi	c	10^{-2}	= 0,01 000 000 000 000 000 000 000
mili	m	10^{-3}	= 0,001 000 000 000 000 000 000 000
micro	μ	10^{-6}	= 0,000 001 000 000 000 000 000
nano	n	10^{-9}	= 0,000 000 001 000 000 000 000
pico	p	10^{-12}	= 0,000 000 000 001 000 000 000 000
feinto	f	10^{-15}	= 0,000 000 000 000 001 000 000 000
atto	a	10^{-18}	= 0,000 000 000 000 000 001 000 000
zepto	z	10^{-21}	= 0,000 000 000 000 000 000 001 000
yocto	y	10^{-24}	= 0,000 000 000 000 000 000 000 001

1 nanómetro (nm) sería entonces $1 \times 10^{-9} \text{ m} = 0.000000001 \text{ m}$.

6 kilojoules (kJ) serían $6 \times 10^3 \text{ J} = 6 \text{ kJ} = 6,000 \text{ J}$.

Ejercicio. Escribir con notación científica y las unidades las siguientes cantidades.

8 MJ = $8 \times 10^6 \text{ J} = 8,000 \text{ J}$.

$7 \times 10^{-3} \text{ mol} = 0.007 \text{ mol} = 7 \text{ mmol}$

1.- 7 MPa	6.- 0.000000356 m
2.- 3 km	7.- 0.000000000637 s
3.- 34 Mg	8.- 346, 827 mol
4.- 2,600 kJ	9.- 153,918 g
5.- 34 μmol	10.- 0.000726 mol

Conversión de unidades

En ciencias es necesario convertir unidades de un sistema a otro, o bien conocer su equivalencia en unidades más pequeñas o grandes. El Sistema Internacional de Unidades y Medidas (SI) es el utilizado en prácticamente todo el mundo y, a pesar de que en EE.UU se utiliza el sistema inglés de unidades de forma común, en el ámbito científico se usa el SI.

Las unidades fundamentales son las básicas del sistema internacional y a partir de ellas se agregan o se quitan prefijos numerales o bien se combinan para dar otras unidades derivadas.

Medida	Unidad fundamental	Símbolo
Masa	Gramo	g
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Celsius, Kelvin	°C, K
Distancia	Metro	m
Cantidad de materia	Mol	mol
Área	Metro cuadrado	m ²
Volumen	Litro, metro cúbico	L, m ³
Corriente eléctrica	Ampere	A
Intensidad luminosa	Candela	cd
Energía	Caloría, electronvoltio	cal; eV
Presión	Atmósfera	atm

El Celsius y el kelvin son unidades del sistema internacional pero no son equivalentes. Así mismo, la caloría, el electronvoltio, la atmósfera y el pascal.

$$1\text{ K} = ^\circ\text{C} + 273.15.$$

$$1\text{ cal} = 2.61 \times 10^{19}\text{ eV} = 4.18\text{ J}$$

$$1\text{ atm} = 101,325\text{ Pa} = 101.325\text{ kPa} = 760\text{ mmHg} = 760\text{ torr} = 1.013\text{ bar}$$

Unidades derivadas

Las unidades derivadas se obtienen de las unidades fundamentales, tal como la velocidad, la fuerza, la potencia, la presión o la densidad.

Medida	Unidades	Derivada de	Símbolo
Frecuencia	Hertz	s ⁻¹	Hz
Fuerza	Newton	kg · m · s ⁻²	N
Presión	Pascal	kg · m ⁻¹ · s ⁻² ; N · m ⁻²	Pa
Trabajo, energía	Joule	kg · m ² · s ⁻² ; N · m	J
Potencia	Watt	kg · m ² · s ⁻³ ; J · s ⁻¹	W
Carga eléctrica	Coulomb	A · s	C
Diferencia de potencial	Volt	kg · m ² · s ⁻³ · A ⁻¹ ; W · A ⁻¹	V
Resistencia eléctrica	Ohm	kg · m ² · s ⁻³ · A ⁻² ; V · A ⁻¹	Ω
Viscosidad dinámica	Poise	g · s ⁻¹ · cm ⁻¹ ; 0.1 Pa · s	P
Viscosidad cinemática	Stoke	cm ² · s ⁻¹	St

Medida	Unidad Sistema Internacional	Unidad Sistema Inglés	Equivalencia
Masa	Gramo (g)	Libra masa (lb _m)	1 lb _m = 453.9 g
Distancia	Metro (m)	Pie (ft) Pulgada (in) Milla (mi)	1 ft = 0.3048 m 1 in = 0.0254 m 1 mi = 1,609.34 m
Temperatura	Celsius (°C) Kelvin (K)	Fahrenheit (°F) Rankine (R)	°F = °C · 1.8 + 32 R = K · 1.8
Energía	Joule (J) Ergio (erg)	BTU Libra fuerza-pulgada (lb _f · in)	1 BTU = 1,055.05 J 1 erg = 1 × 10 ⁻⁷ J 1 lb _f · in = 0.1129 J
Potencia	Watt (W)	Caballo de fuerza (hp)	1 hp = 745.7 W
Presión	Pascal (Pa)	Libra masa sobre pulgada cuadrada (lb _m /in ² = psi)	1 psi = 6,894.7 Pa 1 psi = 0.068 atm 1 psi = 5.17 mmHg 1 psi = 51.71 torr
Fuerza	Newton (N) Dina (dyn) Kilogramo fuerza (kg _f)	Libra fuerza (lb _f)	1 lb _f = 4.448 N 1 dyn = 1 × 10 ⁻⁵ N 1 kg _f = 9.8 N 1 lb _f = 2.204 kg _f
Volumen	Metro cúbico (m ³) Litro (L, l)	Galón (gal)	1 gal = 3.78 L = 0.0037 m ³
Área	Metro cuadrado (m ²)	Pie cuadrado (ft ²) Pulgada cuadrada (in ²)	1 ft ² = 0.0929 m ² 1 in ² = 6.45 × 10 ⁻⁴ m ²

Para convertir de una unidad a otra se utilizan las reglas de tres. En la educación básica se limita a solo una unidad a la vez, pero en el nivel superior es necesario convertir más de una unidad en un solo paso. Para esto se aplican las reglas de tres en forma de multiplicación y división de fracciones.

Ejemplo. La velocidad en el sistema internacional suele estar en m/s o km/h dependiendo la escala. Así podemos convertir 100 km/h a m/s sabiendo que 1 km son mil metros y 1 h son 3600 s.

$$\left(\frac{100 \text{ km}}{1 \text{ h}}\right) \left(\frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}}\right) \left(\frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}}\right) = \frac{100 \times 1000 \times 1}{1 \times 1 \times 3600} = 27.77 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

Nótese como se procura que la unidad que se desea eliminar está del lado contrario de la división; es decir, si kilómetro está en el numerador entonces en su equivalencia deberá ir en el denominador para que se eliminen mutuamente. De forma similar la hora; se encontraba en el denominador y en su equivalencia se puso en el numerador. Se debe de recordar que en multiplicación de fracciones los numeradores y denominadores se multiplican entre sí.

Ejemplo. ¿Cuántos metros por segundo serán 86 millas por hora?

$$\left(\frac{86 \text{ mi}}{1 \text{ h}}\right) \left(\frac{1,609.34 \text{ m}}{1 \text{ mi}}\right) \left(\frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}}\right) = \frac{86 \times 1,609.34 \times 1}{1 \times 1 \times 3600} = 38.44 \frac{\text{m}}{\text{s}}$$

Ejemplo. Las unidades de presión son muy diversas y usualmente la presión de las llantas de los automóviles está en psi. Si le decimos al trabajador que calibre los neumáticos a 30 psi, ¿Cuánto será esa presión en atmósferas, mmHg, pascuales o kilogramos por metro cuadrado? $1 \text{ psi} = 1 \text{ lb}_m/\text{in}^2$.

$$\left(\frac{30 \text{ psi}}{1}\right)\left(\frac{0.068 \text{ atm}}{1 \text{ psi}}\right) = 2.04 \text{ atm}$$

$$\left(\frac{30 \text{ psi}}{1}\right)\left(\frac{6,894.7 \text{ Pa}}{1 \text{ psi}}\right) = 206,841 \text{ Pa} = 206.841 \text{ kPa}$$

$$\left(\frac{30 \text{ psi}}{1}\right)\left(\frac{5.17 \text{ mmHg}}{1 \text{ psi}}\right) = 155.1 \text{ mmHg}$$

$$\left(\frac{30 \text{ lb}_m}{1 \text{ in}^2}\right)\left(\frac{0.4535 \text{ kg}_m}{1 \text{ lb}_m}\right)\left(\frac{1 \text{ in}^2}{6.45 \times 10^{-4} \text{ m}^2}\right) = \frac{30 \times 0.4535 \times 1}{1 \times 1 \times 6.45 \times 10^{-4}} = 21,093.02 \frac{\text{kg}}{\text{m}^2}$$

La ventaja de expresar así las equivalencias es que pueden agregarse tantos cocientes como unidades se quieran transformar.

Ejemplo. Los watts son unidades de potencia que representan el trabajo (o el intercambio de energía) realizado cada segundo, de ahí que sus unidades deriven de J/s. En este ejemplo se demostrará porqué los watts son $\text{kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-3}$ y los transformaremos en $\text{g} \cdot \text{cm}^2 \cdot \text{h}^{-3}$ para exponer la conversión de múltiples unidades.

Primero se parte de una distancia expresada en metros. Si se recorre una distancia en cierto tiempo, se tendrá una velocidad.

$$v = \frac{d}{t} = \frac{m}{s}$$

Si la velocidad se integra respecto al tiempo, es decir, hay cambios de velocidad respecto al tiempo, se tendrá una aceleración.

$$a = \frac{v}{t} = \frac{\frac{m}{s}}{\frac{s}{1}} = \frac{m}{s \cdot s} = \frac{m}{s^2}$$

De acuerdo con la **segunda ley de Newton**, la fuerza de algo será su masa por su aceleración.

$$F = ma = \text{kg} \cdot \frac{m}{s^2} = \frac{\text{kg} \cdot m}{s^2} = N$$

Si una fuerza se aplica en cierta distancia, **se hace un trabajo (W)**, es decir se requiere **energía**.

$$W = Fd = \frac{\text{kg} \cdot m}{s^2} \cdot m = \frac{\text{kg} \cdot m^2}{s^2} = J$$

Por último, si ese trabajo (o energía) se realiza en cierto tiempo se tendrá una potencia en watts (W)

$$P = \frac{W}{t} = \frac{\frac{\text{kg} \cdot m^2}{s^2}}{\frac{s}{1}} = \frac{\text{kg} \cdot m^2}{s^2 \cdot s} = \frac{\text{kg} \cdot m^2}{s^3} = \frac{J}{s} = \text{watt (W)}$$

Ahora, con fines didácticos hay que convertir $1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-3}$ en $\text{g} \cdot \text{cm}^2 \cdot \text{h}^{-3}$.

$$\left(\frac{1 \text{ kg } m^2}{s^3}\right)\left(\frac{1000 \text{ g}}{1 \text{ kg}}\right)\left(\frac{10,000 \text{ cm}^2}{1 \text{ m}^2}\right)\left(\frac{4.66 \times 10^{10} s^3}{1 \text{ h}^3}\right) = 4.66 \times 10^{17} \text{ g} \cdot \text{cm}^2/\text{h}^3$$

Nótese como con la notación científica se puede calcular fácilmente el resultado¹.

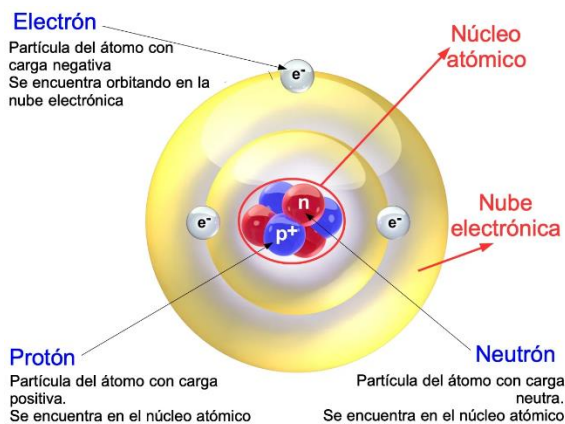
$1 \times 10^3 * 1 \times 10^4 * 4.66 \times 10^{10} = 4.66 \times 10^{17}$, siendo 10^{17} el resultado de sumar 3+4+10 de los exponentes.

Ejercicio. Convertir las siguientes unidades

1.- 345 g/ml \rightarrow lb _m /in ³	6.- 700 N/m ² \rightarrow lb _f /ft ²
2.- 45 in \rightarrow m	7.- 60 psi \rightarrow atm
3.- 0.98 atm \rightarrow kPa	8.- 98 gal \rightarrow m ³
4.- 625 J \rightarrow BTU	9.- 784 kg/h \rightarrow g/s
5.- 200 lb _m \rightarrow kg	10.- -40 °F \rightarrow °C \rightarrow K

Átomos

En química utilizamos a los átomos que son los que forman a los elementos, que a su vez forman todas las sustancias de materia que hay en el universo. En la tabla periódica encontramos mucha información sobre estos bloques, tal como su símbolo, nombre, familia, estado físico en condiciones normales, número de protones, neutrones, estados de oxidación, entre otra información periódica muy importante². Los átomos están compuestos por muchas partículas subatómicas³; sin embargo, a cierta escala podemos decir que está formado principalmente por un núcleo que contiene a los protones y neutrones y en una nube electrónica alrededor del núcleo a los electrones.



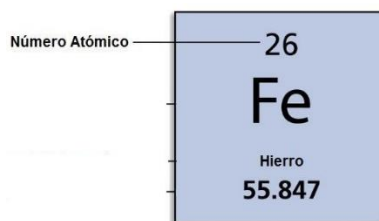
Número de protones

Cada elemento tiene un **número de protones** determinado. Así, el hidrógeno solo tiene un protón, el helio dos, el litio tres y así sucesivamente. El número de protones es el **número atómico (Z)**. Por ejemplo, el hierro tiene 26 protones y por lo tanto su número atómico es 26. Si el hierro tuviera un protón más, dejaría de ser hierro y en cambio sería cobalto (Z=27).

¹ Ya que $1 \text{ h}^3 = (3600 \text{ s})^3 = 4.66 \times 10^{10} \text{ s}^3$. Lo mismo para unidades de volumen o área $1 \text{ in}^2 = (2.54 \text{ cm})^2 = 6.45 \text{ cm}^2$.

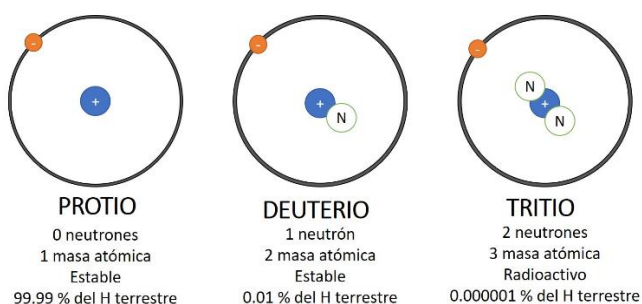
² Se recomienda que al menos se tenga conocimiento sobre nombre, símbolo y posición de los elementos en la tabla periódica.

³ Consultar la tabla periódica del modelo estándar de partículas subatómicas.

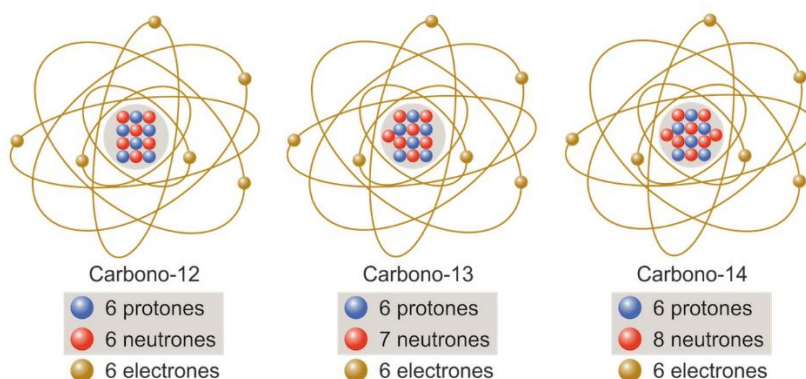


Número de neutrones, isótopos y masa atómica

Los neutrones como no tienen carga y aportan masa a los elementos. De esta manera, la masa de los elementos se debe principalmente a los protones y neutrones ya que la masa del electrón es 1,800 veces menor⁴. La masa del neutrón es igual a la de los protones, y su **cantidad (n°)** puede ser igual o mayor al número de protones. Entonces, un elemento puede tener más neutrones que protones o igual cantidad. A estas especies se les llama **isótopos**; es el mismo elemento, pero más pesado. Por ejemplo, el hidrógeno tiene tres isótopos, los cuales tienen nombres comunes. Protio, con un protón y sin neutrones ($Z=1$, $n^0=0$), deuterio, con un protón y un neutrón ($Z=1$, $n^0=1$) y tritio con un protón y dos neutrones ($Z=1$, $n^0=2$).



Los demás elementos pueden tener más de tres isótopos, pero no tienen nombre común. En cambio, se nombran con el número total de protones y neutrones que hay en ellos. Por ejemplo, el carbono también tiene tres isótopos y se les nombran carbono-12, carbono-13 y carbono-14. Obviamente, como todos son carbono $Z=6$, pero el número de neutrones cambia en $A=6$, $n^0=7$ y $n^0=8$, respectivamente.



Los símbolos para los isótopos se representan poniendo un superíndice del lado izquierdo el isótopo que es, y como subíndice izquierdo el número atómico. Por ejemplo, el Zn tiene cuatro isótopos, todos

⁴ Masa del protón (y neutrón) es $1.007 \text{ uma} = 1.672 \times 10^{-27} \text{ kg}$, masa del electrón $5.48 \times 10^{-4} \text{ uma} = 9.1 \times 10^{-31} \text{ kg}$.

tienen $Z=30$ pero $n^0=33$, $n^0=34$, $n^0=35$ y $A=36$, para ser entonces zinc-63, zinc-64, zinc-65 y zinc-66. ¿Cuántos neutrones (n^0) tiene el Cu y el Ni?

$^{63}_{30}\text{Zn}$	$^{64}_{30}\text{Zn}$	$^{65}_{30}\text{Zn}$	$^{66}_{30}\text{Zn}$
$^{62}_{29}\text{Cu}$	$^{63}_{29}\text{Cu}$	$^{64}_{29}\text{Cu}$	$^{65}_{29}\text{Cu}$
$^{61}_{28}\text{Ni}$	$^{62}_{28}\text{Ni}$	$^{63}_{28}\text{Ni}$	$^{64}_{28}\text{Ni}$

Cada isótopo tiene cierta **abundancia natural**, es decir, el carbono-12 (98.98 %) es el más abundante de los tres isótopos, seguido del carbono-13 (1.1 %) y el carbono-14 (1×10^{-10} %). Entonces, si se tuviera un gramo de carbono, la mayor parte sería del carbono-12. Con base en esto, si se pone atención a la masa atómica que viene en la tabla periódica, se notará que en algunos elementos es **aproximadamente el doble** del número atómico. Esto se debe a que **la masa atómica (A) es la suma de los protones y neutrones de un átomo**. Sus unidades son “uma” (Unidad de Masa Atómica, símbolo “u”) que también se le puede llamar “dalton” con el símbolo “Da” ($1 \text{ g} = 6.022 \times 10^{23} \text{ uma (Da)}$)⁵.

Número atómico	5	10.811	Masa atómica
	B		Símbolo
	BORO		Nombre del elemento

Sin embargo, no es exactamente la mitad debido a **la abundancia de cada isótopo**. Y se puede calcular un aproximado de acuerdo con los datos disponibles en la literatura.

Ejemplo. El bario tiene **56** protones y al menos siete isótopos con distintas abundancias. Por mencionar uno, el ^{130}Ba tiene 56 protones y 74 neutrones ($130 - 56 = 74$). Para calcular su masa atómica (A), primero se deben de sumar la masa de los protones con la de los neutrones y multiplicarlo por el peso de estos, es decir 1.007 Da. Luego, las masas obtenidas se multiplican por sus abundancias (AN) correspondientes y se suman entre sí. Pero debido a que las abundancias están en porcentaje, es necesario al final dividir entre 100.

$$(Z + n^0) \times 1.007 = A_{\text{isotopo}}$$

$$A = \frac{(A_1 \times AN_1) + (A_2 \times AN_2) + \dots}{100}$$

⁵ La uma (dalton) es una unidad estándar de masa definida como la doceava parte de la masa de un átomo, neutro y no enlazado, de carbono-12, en su estado fundamental eléctrico y nuclear, y equivale a $1.660 \times 10^{-24} \text{ g}$

Isótopo	Bario (Z)	n ⁰	A _{isot} (Da)	Abundancia natural (%)	A _{isot} · AN	A _{isot} · AN/100	A (Da)
¹³⁰ Ba	56	74	130.91	0.106	13.88	0.14	137.33
¹³² Ba		76	132.92	0.101	13.43	0.13	
¹³⁴ Ba		78	134.94	2.417	326.15	3.26	
¹³⁵ Ba		79	135.95	5.815	790.49	7.90	
¹³⁶ Ba		80	136.95	7.854	1075.62	10.76	
¹³⁷ Ba		81	137.96	11.232	1549.56	15.50	
¹³⁸ Ba		82	138.97	71.698	9963.58	99.64	

$$(56 + 74) \times 1.007 = 130.91 \text{ Da}$$

$$A \times AN = 130.91 \times 0.106 = 13.88$$

$$\frac{A \times AN}{100} = \frac{13.88}{100} = 0.1388 \approx 0.14$$

Y así sucesivamente, lo cual se puede resumir como:

$$m_a = \frac{(130.91 \times 0.106) + (132.92 \times 0.101) + (134.94 \times 2.417) + (135.95 \times 5.815) + (136.95 \times 7.854) + (137.96 \times 11.232) + (138.97 \times 71.698)}{100} = 137.33 \text{ Da}$$

Ejercicio. Calcular la masa atómica de los siguientes elementos de acuerdo con la abundancia de sus isótopos.

Titanio	Isótopo	Abundancia (%)
22	⁴⁶ Ti	8.25
	⁴⁷ Ti	7.44
	⁴⁸ Ti	73.72
	⁴⁹ Ti	5.41
	⁵⁰ Ti	5.18
Azufre		
16	³² S	95.02
	³³ S	0.75
	³⁴ S	4.21
	³⁶ S	0.02
Potasio		
19	³⁹ K	93.26
	⁴⁰ K	0.012
	⁴¹ K	6.73

Número de electrones

Los electrones son parte del átomo, tienen carga negativa y están acomodados en diferentes niveles energéticos en la nube electrónica que rodea al átomo⁶. Si los elementos, sin importar el isótopo, están forma neutra tienen el mismo número de protones (**Z**) y el mismo número de electrones (**e⁻**). Se le puede llamar “forma elemental”. No obstante, los electrones pueden entrar o salir del átomo, dando como

⁶ Consultar modelos atómicos y números cuánticos.

resultado a especies cargadas eléctricamente (**iones**) positivas (**cationes**, falta de electrones) o negativas (**aniones**, exceso de electrones). El número de electrones se escribe como un superíndice del lado derecho con el número de electrones que le faltan o le exceden seguido del signo (+) o el signo (-). Un signo positivo indica que es un catión y que perdió (o le faltan) esos electrones, un signo negativo indica que es un anión y que adquirió (o le sobran) esos electrones.

Ejemplo. Dado que el berilio ($Z=4$) es un metal que está en el grupo de los alcalinotérreos (grupo 2) tiende **a perder dos electrones**; por lo tanto, su carga será $2+$ ya que:

Inicialmente: Be, $Z=4$, $e^{-}=4$; después: Be^{2+} , $Z=4$, $e^{-}=2$. Su carga es positiva ya que hay dos protones más que electrones.

Por otro lado, el fósforo ($Z=15$), que es un no metal y le faltan tres electrones para parecerse electrónicamente al Ar, así, suele ganar 3 o 5 electrones. Por lo tanto:

Inicialmente: P, $Z=15$, $e^{-}=15$, después, P^{3-} , $Z=15$, $e^{-}=18$ y P^{5-} , $Z=15$, $e^{-}=20$. Sus cargas son P^{3-} y P^{5-} ya que ahora tienen 3 y 5 electrones más que protones dando 18 y 20 electrones, respectivamente.

Ejercicio. Escribir cuántos protones y electrones hay en cada una de las especies químicas.

Especie química	Protones	Electrones ganados o perdidos	Electrones totales
Na			
K			
Sr			
Ba			
V^{5+}			
Ni^{3+}			
Ag^{+}			
Ga^{3+}			
Al^{3+}			
Ge^{4+}			
Pb^{4+}			
P^{3-}			
N^{3-}			
O^{2-}			
S			
Cl^{-}			
F^{-}			
C			

Enlaces químicos

Los elementos se pueden combinarse de distintas formas y proporciones. Primero, es necesario recordar que los átomos tienen la cualidad de atraer en mayor o menor medida a los electrones considerando su densidad electrónica. A esto se le llama **electronegatividad**⁷.

⁷ Consultar las propiedades periódicas de los elementos.



De manera general, los metales suelen tener electronegatividades más bajas en comparación a los no metales. Por lo tanto, los metales suelen donar electrones mientras que los no metales suelen recibirlos; no obstante, hay algunos que también pueden donar. De esta forma se genera un enlace químico que puede ser **iónico, covalente o metálico**.

Debido a la diferencia de electronegatividades entre los átomos que forman la molécula, se puede determinar su tipo. Si la diferencia de electronegatividades **es mayor a 1.7** se considera **iónico**, si es **menor** a este número, se considera **covalente**. Más aún, si en un enlace covalente, la diferencia de electronegatividades **es mayor a 0.4** se considera **polar**; si es menor a **0.4** es **no polar**.

Tipo de enlace	Características	Ejemplos
Iónico	<ul style="list-style-type: none"> Se da entre metal y no metal. Forma un anión y un catión. Transferencia completa de electrones. Puntos de fusión y ebullición elevados. Si se diluyen, forman electrolitos. $\Delta EN > 1.7$ 	<ul style="list-style-type: none"> Sales Óxidos metálicos Hidróxidos metálicos
Covalente	<ul style="list-style-type: none"> Se da entre no metales. Se comparten pares de electrones. Se dividen en polar, no polar, dativo, simple, triple y doble. Malos conductores de electricidad. Bajos puntos de fusión y ebullición. $\Delta EN < 1.7$; no polar $< 0.4 <$ polar 	<ul style="list-style-type: none"> Compuestos orgánicos Ácidos Anhídridos Óxidos no metálicos
Metálicos	<ul style="list-style-type: none"> Se da entre metales por su baja electronegatividad. Los electrones compartidos están deslocalizados. Se forma un mar de electrones. Núcleos muy próximos. Estructuras compactas. Altos puntos de fusión y ebullición. Dúctiles y maleables. Buenos conductores de calor y electricidad. 	<ul style="list-style-type: none"> Metales Aleaciones

Ejemplo.

Compuesto	Diferencia de electronegatividades	Tipo de enlace
NH ₃	N: 3.0, H: 2.1 3-2.1=0.9 < 1.7	Covalente polar
CH ₄	C:2.5, H:2.1 2.5-2.1=0.4 < 1.7	Covalente no polar
CaO	Ca: 1.0, O:3.5 3.5-1=2.5 > 1.7	Iónico
Al ₂ O ₃	Al:1.5, O:3.5 3.5-1.5=2 > 1.7	Iónico
H ₂ SO ₄	H: 2.1, S:2.5, O: 3.5 (3.5+2.5)-2.1=3.9 > 1.7 ⁸	Iónico

Ejercicio. Realizar la diferencia de electronegatividades para determinar el tipo de enlace de los siguientes compuestos.

Compuesto	Diferencia de electronegatividades	Tipo de enlace
ZnO		
MgS		
CO ₂		
HCl		
NO		
H ₂ O		
KBr		
AlP		
SO ₃		
V ₂ O ₅		

Mol y peso molecular

Las moléculas son varios átomos unidos por enlaces químicos en proporciones específicas. Dado que los átomos y moléculas son muy pequeños y requerimos cantidades de escalas macroscópicas, los químicos usamos el concepto de **mol** como una unidad de cantidad de sustancia.

Un mol es una cantidad constante que tiene el valor de 6.022×10^{23} . De manera análoga, un mol es como una docena, solo que mucho mayor. En una docena, no importa de que sustancia sea, siempre habrá 12 unidades; similarmente, en **un mol** siempre habrá 6.022×10^{23} unidades de algo. A este número se le llama **número de Avogadro (N_A)**. Entonces, si se tuviera un mol de oro (Au), tendría 6.022×10^{23} átomos de ese metal.

Ahora bien, el peso atómico que viene en una tabla periódica indica la masa en dalton de ese elemento, por ejemplo, un solo átomo de Au tiene una masa de 196.96 Da. Pero, si se junta un mol de Au, se tendrían 6.022×10^{23} átomos de Au. Es decir que su masa sería:

$$m_{Au} = N_A \times A = \frac{6.022 \times 10^{23}}{\text{mol}} \times 196.96 \text{ Da} = 1.186 \times 10^{26} \text{ Da/mol}$$

⁸ El ion sulfato (SO₄)²⁻ está haciendo un enlace covalente entre el S y el O, y un enlace iónico con el H. De ahí que las electronegatividades del S y el O se sumen.

No obstante, recordemos que $1 \text{ Da} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$, entonces:

$$m_{Au} = \left(\frac{1.66 \times 10^{-24} \text{ g}}{\text{Da}} \right) \times \left(\frac{1.186 \times 10^{26} \text{ Da}}{\text{mol}} \right) = \frac{196.96 \text{ g}}{\text{mol}}$$

Por lo tanto, las masas atómicas de la tabla periódica pueden ser consideradas **en gramos por cada mol** de sustancia. Es decir, si se tuvieran 91.224 g de Zr, sería un mol de este elemento; para el Rh es 102.9 g, para el Si es 28.086 g, y así sucesivamente. A este peso atómico también se le puede llamar peso molecular (**PM**).

Con base en esto, podemos calcular el número de mol (**n**) hay de una cantidad dada de cada sustancia:

$$n = \frac{m}{PM}$$

Así mismo, conociendo el número de mol, podemos calcular la masa de sustancia.

$$m = n \cdot PM$$

Ejemplo. Si se tienen 80 g de Al, ¿cuántos mol serán?

$$n = \frac{m}{PM} = \frac{80 \text{ g}}{26.98 \text{ g/mol}} = 2.96 \text{ mol de Al}$$

Si se tienen 7,000 mol de S ¿cuántos gramos hay?

$$m = n \cdot PM = (7,000 \text{ mol de S}) \left(32.064 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = 224,448 \text{ g} = 224.448 \text{ kg de S}$$

En el caso de las moléculas, el PM se calcula **sumando** las cantidades de cada uno de los elementos que componen al compuesto.

Ejemplo. Hay ciertos elementos como el hidrógeno o el oxígeno que en su estado natural van unidos dos átomos, H_2 y O_2 . Entonces:

Para hidrógeno (H_2), $\text{H} = 1.007 \text{ g/mol} \times 2 = \mathbf{2.014 \text{ g/mol}}$

Para oxígeno (O_2), $\text{O} = 15.99 \text{ g/mol} \times 2 = \mathbf{31.99 \text{ g/mol}}$

Para moléculas más complejas sería:

H_2SO_4 $\text{H} = 1.007 \text{ g/mol} \times 2 = \mathbf{2.014 \text{ g/mol}}$

$\text{S} = \mathbf{32.064 \text{ g/mol}}$

$\text{O} = 15.99 \text{ g/mol} \times 4 = \mathbf{63.99 \text{ g/mol}}$

Total= $2.014 + 32.064 + 63.99 = \mathbf{98.074 \text{ g/mol}}$

Si se tienen 5 g de H_2SO_4 , se tendrán:

$$n = \frac{5 \text{ g}}{98.074 \text{ g/mol}} = 0.05 \text{ mol de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$\text{Sr}(\text{OH})_2$ $\text{Sr} = \mathbf{87.62 \text{ g/mol}}$

$\text{H} = 1.007 \text{ g/mol} \times 2 = \mathbf{2.014 \text{ g/mol}}$

$\text{O} = 15.99 \text{ g/mol} \times 2 = \mathbf{31.99 \text{ g/mol}}$

Total= $87.62 + 2.014 + 31.99 = \mathbf{121.62 \text{ g/mol}}$

Si se tienen 89 mol de $\text{Sr}(\text{OH})_2$, se tendrán:

$$m = n \cdot PM = 89 \text{ mol} \times 121.62 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 10,824.18 \text{ g} = 10.824 \text{ kg}$$

Ejercicio. Calcular peso molecular, número de mol o masa de los siguientes compuestos.

- | | | |
|----------------------------------|--|-------------------------------------|
| 1.- 889 mol de H_2 | 6.-154 g de Sc | 11.-456 g de ZrO_2 |
| 2.- 63 g de NaCl | 7.-200 mol de Cl_2 | 12.-620 mol de KBrO_3 |
| 3.- 157 g de NH_3 | 8.-9637 mol de W | 13.-71 g de H_3PO_4 |
| 4.-325 mol de Fe | 9.-120 g de $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ | 14.-23 mol de KMnO_4 |
| 5.-159 g de H_2O | 10.-63 mol de C_6H_6 | 15.-741 g de CO_2 |

La cantidad de moléculas (o átomos) se puede calcular multiplicando la cantidad de mol por el número de Avogadro, ya que cada mol tiene esa cantidad de moléculas.

$$\# \text{moléculas} = N_A \times n$$

Ejemplo. Así, en los 89 mol de $\text{Sr}(\text{OH})_2$ habrá:

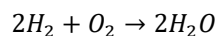
$$\# \text{moléculas de } \text{Sr}(\text{OH})_2 = N_A \times n = \left(\frac{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{\text{mol}} \right) \times (89 \text{ mol}) = 5.35 \times 10^{25} \text{ moléculas}$$

Ejercicio. Calcular la cantidad de moléculas de los 15 compuestos recién mencionados arriba.

Estequiometría

En química se estudian las transformaciones de la materia; los **reactivos** reaccionan y se **consumen** para **generar productos**. Para analizar estas transformaciones se utilizan reacciones químicas, las cuales describen las proporciones en las cuales los reactivos se consumen para producir productos. En todas las reacciones químicas se utilizan mol (o moléculas) como unidades para hacer los cálculos.

Ejemplo.



En esta reacción se hacen reaccionar 2 mol (o 2 moléculas) de hidrógeno (H_2) con una de oxígeno (O_2) para dar 2 de agua (H_2O). Ahora bien, si se tienen 80 g de oxígeno, ¿cuántos gramos de hidrógeno se necesitan para consumirlos totalmente?

Primero se debe de convertir los gramos a mol ya que las reacciones utilizan esta unidad. Luego, siguiendo la reacción química se determina que **por cada mol de O_2 se necesitan 2 mol de H_2** . Esto se escribe así:

$$n = \frac{80 \text{ g } \text{O}_2}{31.99 \text{ g/mol}} = 2.5 \text{ mol } \text{O}_2$$

$$\left(\frac{2.5 \text{ mol } \text{O}_2}{1} \right) \times \left(\frac{2 \text{ mol consumido de } \text{H}_2}{1 \text{ mol consumido de } \text{O}_2} \right) = 5 \text{ mol } \text{H}_2$$

$$m = (5 \text{ mol } \text{H}_2) \times \left(2.014 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) = 10.07 \text{ g } \text{H}_2$$

De la misma forma se puede determinar cuánta agua ($\text{PM}=18.013 \text{ g/mol}$) se formaría:

$$\left(\frac{2.5 \text{ mol } \text{O}_2}{1} \right) \times \left(\frac{2 \text{ mol generado de } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol consumido de } \text{O}_2} \right) = 5 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

$$m = (5 \text{ mol } H_2) \times \left(18.013 \frac{g}{mol}\right) = 90.06 \text{ g } H_2O$$

Se puede observar que la materia se conserva, ya que la masa de los reactivos es la misma que la de los productos:

Especie química	Masa (g)	Mol
O ₂	80	2.5
H ₂	10.07	5
H ₂ O	90.06	5

En este ejemplo, se ha demostrado que para consumir todos los 80 g de O₂ se requieren 10.07 g de H₂ y generarían 90.06 g de agua⁹. A esto se le llama **cantidades estequiométricas**, es decir, la cantidad teórica para que exactamente se consuman todos los reactivos.

Ahora bien, si se supone que al inicio se tienen 90 g de O₂ y los mismos 10 g de H₂, el hidrógeno se consumirá primero y quedará sobrando oxígeno. En este caso al hidrógeno se le llamará **reactivo limitante** y al oxígeno **reactivo en exceso**. Estos conceptos son muy útiles ya que nos indican que la reacción no puede continuar ya que ya no hay uno de los reactivos en cuestión. Además, la cantidad máxima de producto generado será la proporcional a la cantidad de reactivo limitante consumida.

$$n = \frac{90 \text{ g } O_2}{31.99 \text{ g/mol}} = 2.813 \text{ mol } O_2$$

$$\left(\frac{2.813 \text{ mol } O_2}{1}\right) \times \left(\frac{2 \text{ mol consumido de } H_2}{1 \text{ mol consumido de } O_2}\right) = 5.62 \text{ mol } H_2$$

$$m = (5.62 \text{ mol } H_2) \times \left(2.014 \frac{g}{mol}\right) = 11.33 \text{ g } H_2 \text{ consumidos}$$

Esto quiere decir, que para consumir los 90 g de O₂, se requieren 11.33 g de H₂, **pero solo se tienen 10 g de H₂**; entonces, faltarían 1.33 g de H₂. En este caso, el hidrógeno se consume totalmente primero que el oxígeno, el cual termina sobrando:

$$n = \frac{10 \text{ g } H_2}{2.014 \text{ g/mol}} = 4.965 \text{ mol } H_2$$

$$\left(\frac{4.965 \text{ mol } H_2}{1}\right) \times \left(\frac{1 \text{ mol consumido de } O_2}{2 \text{ mol consumido de } H_2}\right) = 2.48 \text{ mol } O_2$$

$$m = (2.48 \text{ mol } H_2) \times \left(31.99 \frac{g}{mol}\right) = 79.41 \text{ g } O_2 \text{ consumidos}$$

$$90 \text{ g de } O_2 \text{ iniciales} - 79.41 \text{ g } O_2 \text{ consumidos} = 10.58 \text{ g } O_2 \text{ sobrantes}$$

La cantidad de agua se determina **con base en el reactivo limitante**:

$$\left(\frac{4.965 \text{ mol } H_2}{1}\right) \times \left(\frac{2 \text{ mol generado de } H_2O}{2 \text{ mol consumido de } H_2}\right) = 4.965 \text{ mol } H_2O$$

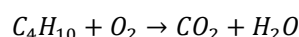
$$m = (4.965 \text{ mol } H_2) \times \left(18.013 \frac{g}{mol}\right) = 89.43 \text{ g } H_2O \text{ generado}$$

⁹ No sale exacto debido a truncar las cifras significativas en los cálculos.

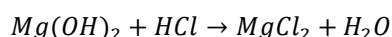
Nótese como se conserva la materia, ya que se consumen 79.42 g de oxígeno, 10 g de hidrógeno y se generan 89.43 g de agua.

Especie química	Masa inicial (g)	Mol inicial	Mol final	Masa final (g)	Consumo o generación (g)
O ₂	90	2.813	0.33	10.58	79.42 consumidos
H ₂	10	4.965	0	0	10 consumidos
H ₂ O	0	0	4.965	89.43	89.43 generado

Ejercicio. El gas que se utiliza en casa es gas butano (C₄H₁₀) cuando se quema produce CO₂ y agua. Si se quema 1 kg de butano, ¿Cuánto oxígeno necesita y cuantos kilogramos de dióxido de carbono y agua se producen? La ecuación se debe de balancear.



El hidróxido de magnesio (leche de magnesia) se utiliza para neutralizar el ácido clorhídrico del estómago cuando se padece de acidez. Si se hacen reaccionar 5 g de leche de magnesia con 10 g de ácido clorhídrico, ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿cuánto se producirá de la sal de magnesio y agua? ¿cuánto sobra del reactivo en exceso? La ecuación debe de balancearse.



Gas ideal

El estudio de los gases es fundamental para entender el comportamiento de la materia y la energía. La forma más sencilla de estudiar un gas es mediante **el modelo del gas ideal**. Este modelo describe el comportamiento de un gas de acuerdo con los cambios de presión, volumen o temperatura. Dado que es ideal, no existe en la naturaleza ya que considera que sus partículas son puntuales, no tienen interacciones entre sí y sus choques son elásticos, entre otras cosas. A pesar de eso, un gas puede aproximar su comportamiento a esa idealidad dependiendo las condiciones y el gas en cuestión. Aun así, su comprensión da las bases para comprender mejor otros modelos más complejos. La **ecuación de estado** que describe las condiciones en un momento dado de un gas ideal involucra al número de moles (n), la presión (P), la temperatura (T)¹⁰, el volumen (V) y la constante de los gases (R) la cual tiene un valor de **8.314 J/mol K**¹¹.

$$PV = nRT$$

Si ocurren cambios en las condiciones de los sistemas, se puede predecir con las **leyes de los gases**. Así, para un sistema **isobárico** (presión constante) se puede utilizar la ecuación de **Charles** para calcular los cambios de volumen y temperatura, para un sistema **isocórico** (volumen constante se puede usar la ecuación de **Gay-Lussac**, y para sistemas **isotérmicos** (temperatura constante) la ecuación de **Boyle**.

¹⁰ La temperatura siempre debe de manejarse en la escala absoluta, es decir, kelvin (K) K = °C + 273.15

¹¹ En otras unidades: R = 0.08205 atm L/mol K = 1.987 cal/mol K = 8.314 Pa m³/mol K

Ley	Constante	Ecuación	Fenómeno
Charles	Presión	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	Si aumenta el volumen, aumenta la temperatura ya que la presión debe de ser la misma.
Gay-Lussac	Volumen	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	Si aumenta la presión, aumenta la temperatura ya que el volumen es el mismo.
Boyle	Temperatura	$P_1 V_1 = P_2 V_2$	Si aumenta el volumen, disminuye la presión ya que la temperatura debe de ser la misma.
Combinada	Número de mol	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$	Dado que el número de mol no cambia, las propiedades cambian simultáneamente.

Ejemplo. Una botella vacía que se dejó dentro de un automóvil tiene un volumen de 500 ml e inicialmente estaba a 25 °C y 0.98 atm de presión. Si el interior del auto aumentó su temperatura a 40 °C, ¿cuál será la presión de la botella?

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

$$P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1} = \frac{(0.98 \text{ atm})(313.15 \text{ K})}{298.15 \text{ K}} = 1.029 \text{ atm}$$

Ejemplo. Durante la maniobra Heimlich se aplica para evitar ahogamientos por obstrucción de la garganta. En el procedimiento se aprieta el estómago para aumentar la presión y se pueda escupir. Si el estómago tiene un volumen de 4 L y está a 1 atm, al apretarlo disminuye hasta 500 ml, ¿cuál será su presión?

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2} = \frac{(1 \text{ atm})(4 \text{ L})}{0.5 \text{ L}} = 8 \text{ atm}$$

Ejemplo. Una válvula produce una expansión de nitrógeno de 2 L a 5 L, y registró una temperatura final de 50 °C, ¿cuál fue su temperatura inicial?

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

$$T_1 = \frac{V_1 T_2}{V_2} = \frac{(2 \text{ L})(323.15 \text{ K})}{5 \text{ L}} = 129.26 \text{ K} = -143.89 \text{ °C}$$

Ejemplo. Una botella se encuentra inicialmente a 2 atm de presión de CO₂, 500 ml y 1 °C. Cuando se destapa, la presión baja súbitamente a 0.98 atm y se expande a 1 L. ¿Cuál será su temperatura final?

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

$$T_2 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1} = \frac{(0.98 \text{ atm})(1 \text{ L})(274.15 \text{ K})}{(2 \text{ atm})(0.5 \text{ L})} = 268.66 \text{ K} = -4.48 \text{ °C}$$

¿Qué volumen ocupa un mol de gas ideal si se encuentra a 1 atm¹² de presión y 20 °C?

¹² 1 atm = 101,325 Pa=101.325 kPa; 1000 L = 1 m³

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1 \text{ mol})(8.314 \frac{\text{J}}{\text{mol K}})(293.15 \text{ K})}{101,325 \text{ Pa}} = 0.024 \text{ m}^3 = 24.05 \text{ L}$$

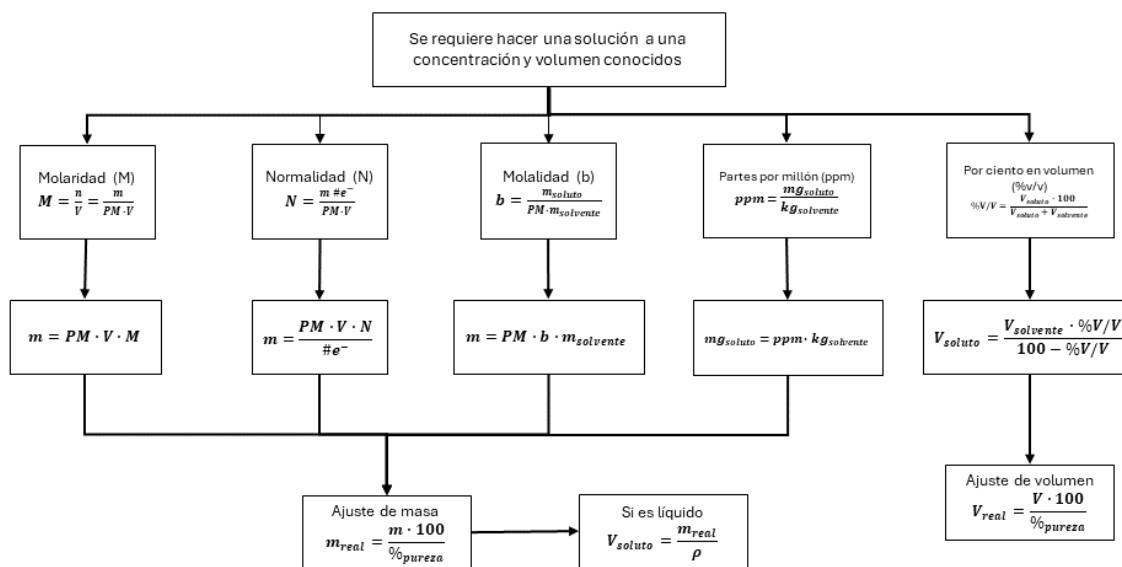
Ejercicio.

1. Si un gas se expandió de 3 a 8 L, y presentó una presión final de 12 atm, ¿cuál fue su presión inicial?
2. Un pistón se calentó de 25 °C a 400 °C, lo que causó una expansión de 0.02 a 4 L, si inicialmente su presión fue de 1 atm, ¿cuál es su presión final?
3. Un gas ideal está en un tanque de 9 m³ está a 40 atm y 30 °C, ¿cuántos mol de ese gas habrá dentro del tanque?
4. ¿Cuál fue el volumen inicial de un gas que ahora ocupa 2 L, 7 atm y 15 °C si inicialmente estaba a 9 atm y 60 °C?
5. Un tanque de gas de 30 L que está a la intemperie aumentó su presión de 3 a 8 atm, y su temperatura inicial fue de -10 °C, ¿cuál es su temperatura final?

Soluciones

Los químicos utilizan soluciones ya que suele ser sencillo llevar a cabo las reacciones en medio acuoso y porque muchos de los reactivos son líquidos¹³. Por lo tanto, es necesario saber el volumen y la cantidad de soluto que debe de llevar la solución a cierta concentración. Existen varias unidades de concentración que nos indican la cantidad de materia que hay en un volumen dado, o bien las proporciones en las que están el soluto y el solvente. En el siguiente cuadro se muestran las principales unidades, las ecuaciones y el procedimiento sistematizado para hacer los cálculos correspondientes a la preparación de soluciones. En este diagrama de flujo se considera si el soluto es sólido o líquido y la corrección de la pureza del reactivo.

¹³ Hay que recordar que la densidad del agua es 1 g/ml= 1 kg/L = 1000 kg/ m³



Donde:

n=número de mol

m= Masa (g)

V= Volumen (L)

PM=Peso molecular (g/mol)

#e⁻ = número de electrones transferidos

m_{solute}= Masa del soluto (g)

m_{solvente}= Masa del solvente (g)

V_{solute}= Volumen del soluto (L)

V_{solvente}= Volumen del solvente (L)

kg_{solvente}= Masa del solvente en kilogramos (kg)

mg_{solute}= Masa del soluto en miligramos (mg)

m_{real}= Masa real ajustada a la pureza del reactivo (g)

%pureza= Pureza del reactivo

ρ= densidad (g/ml)

Considerando:

$$N = \frac{Eq_{\text{solute}}}{V}$$

$$Eq_{\text{solute}} = \frac{m_{\text{solute}}}{\text{Peso equivalente}}$$

$$\text{Peso equivalente} = \frac{PM}{\#e^-}$$

Para %m/m es similar a %V/V:

$$m_{\text{solute}} = \frac{m_{\text{solvente}} \cdot \%m/m}{100 - \%m/m}$$

Unidades

M [=] mol/L

N [=] mol_{eq}/L

b [=] mol/kg

ppm [=] mg/kg = mg/L = g/m³

%v/v [=] %

%m/m [=] %

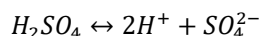
Ejemplo. Se requiere hacer una solución de 100 ml de cloruro de sodio al 0.5 M ¿cuánto NaCl debe agregarse si el envase dice que la pureza es del 98 %?

$$M = \frac{m}{PM \cdot V}$$

$$m = PM \cdot V \cdot M = \left(58.44 \frac{g}{mol}\right)(0.1 L)(0.5 M) = 2.92 g NaCl$$

$$m_{\text{real}} = \frac{m \cdot 100}{\% \text{pureza}} = \frac{2.92 \cdot 100}{98} = 2.98 g NaCl$$

Ejemplo. Se desea hacer una solución de 500 ml de H₂SO₄ al 0.03 N. El ácido está al 90 % de pureza según la etiqueta. Se debe de considerar que se transfieren 2 e⁻ ya que el H₂SO₄ se disocia:



Entonces:

$$N = \frac{m \cdot \#e^-}{PM \cdot V}$$

$$m = \frac{PM \cdot V \cdot N}{\#e^-} = \frac{(98.038 \frac{g}{mol})(0.5 L)(0.03 N)}{2e^-} = 0.735 g H_2SO_4$$

$$m_{\text{real}} = \frac{m \cdot 100}{\% \text{pureza}} = \frac{0.735 \cdot 100}{90} = 0.816 g H_2SO_4$$

Como el ácido es un líquido requerimos saber el volumen que se debe de agregar, su densidad es $\rho = 1.83$ g/ml. Por lo tanto:

$$V_{\text{soluta}} = \frac{m_{\text{real}}}{\rho} = \frac{0.816 \text{ g}}{1.83 \text{ g/ml}} = 0.445 \text{ ml}$$

Ejercicio.

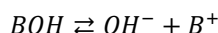
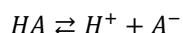
1. ¿Cuál será la molalidad de una solución de 3 L de agua con 56 g de KCl?
2. Se quiere hacer una solución de 3 g de ácido cítrico en 150 ml de alcohol etílico ¿cuál es su molalidad?
3. Si se tiene que hacer una solución de KNO_3 de 750 ml con 95 ppm ¿cuánto KNO_3 hay que agregar si su pureza es del 88 %?
4. Si se necesita una solución al 5 %v/v de HNO_3 en 2 L de agua, ¿cuánto ácido debe de agregarse si su pureza es al 70 %?
5. Se requiere hacer una solución de KMnO_4 al 2 %m/m en 500 ml de agua ¿cuánto reactivo debe de agregarse si su pureza está al 90 %?

pH

El pH es una forma en la que los químicos miden la acidez o la basicidad de una solución. De acuerdo con las teorías de ácido-base, un ácido de Brønsted-Lowry **donará protones** y una base los aceptará; un ácido de Lewis **aceptará electrones** y una base los donará.

	Arrhenius	Brønsted-Lowry	Lewis
Ácido	Desprende iones H^+	Donan protones	Aceptan electrones
Base	Desprende iones OH^-	Aceptan protones	Donan electrones

Entonces, las sustancias ácidas o básicas se disociarán, es decir, se partirán en agua. Si se disocian **rápidamente son considerados fuertes**, si su disociación es **lenta entonces se consideran débiles**. Los ácidos inorgánicos suelen ser ácidos fuertes, mientras que los orgánicos suelen ser débiles. Los hidróxidos metálicos son considerados bases.



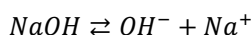
Para determinar el pH de un ácido o una base, se utilizan logaritmos ya que las cantidades que se disocian de un ácido o una base son muy pequeñas. La escala de pH va de 0 a 14, **siendo de 0 a 7 ácido, 7 neutro, y de 7 a 14 básico**. Si bien, las bases se disocian en OH^- , se debería de calcular el pOH. Sin embargo, se utiliza la escala de pH ya que es más sencillo solo tener una. El pH no tiene unidades ya que es un logaritmo; no obstante, la concentración de iones H^+ y OH^- están en molar.

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Ejemplo. ¿Cuál será el pH de una solución de NaOH al 0.01 M?



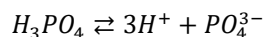
Por lo tanto, un mol de NaOH generará un mol de OH^- . Así $[\text{OH}^-]=0.01 \text{ M}$

$$pOH = -\log[\text{OH}^-] = -\log[0.01] = 2$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2 = 12$$

Ejemplo. Calcular el pH de una solución de H_3PO_4 al 0.04 M.

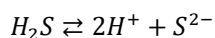
El ácido fosfórico se disocia en tres protones, por lo que un mol de ácido generará tres moles de H^+ .



Entonces:

$$pH = -\log[\text{H}^+] = -\log[0.12] = 0.92$$

Ejemplo. Si una solución de H_2S tiene un pH = 2.3, ¿cuál será su concentración?



Se debe de despejar el $[\text{H}^+]$ de la ecuación, para eso el logaritmo pasa como:

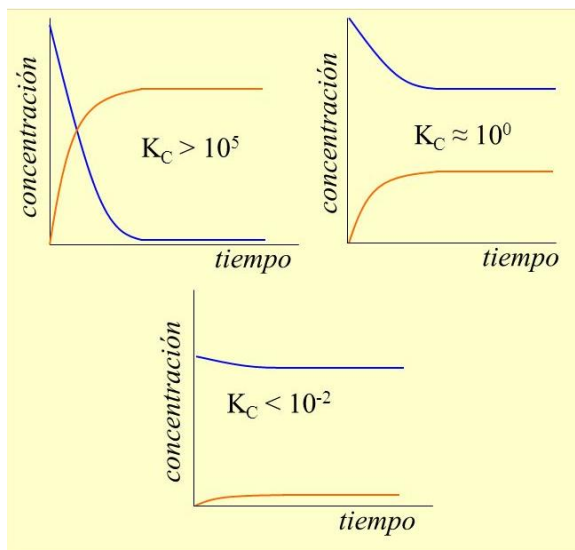
$$[\text{H}^+] = 10^{-pH} = 10^{-2.3} = 5.01 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Ahora bien, como dos iones H^+ se obtienen de un mol de H_2S , entonces la concentración de H_2S será la mitad.

$$[\text{H}_2\text{S}] = \frac{[\text{H}^+]}{2} = 2.505 \times 10^{-3} \text{ M}$$

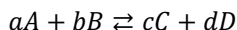
Equilibrio

El concepto de equilibrio químico es fundamental para el estudio de las reacciones ya que nos indica las proporciones en que los reactivos y los productos se encuentran al alcanzar el equilibrio, es decir, el “final” de la reacción. **El equilibrio químico no es la velocidad en la que los reactivos y productos se transforman, sino la proporción a la cual lo hacen. De ahí que sea un concepto termodinámico y no cinético.**



Todas las reacciones tienden al equilibrio ya que es el estado de **menor cambio de energía posible**, es decir tiende a cero. Así, los reactivos se consumen y los productos se generan hasta un punto límite en

el que las concentraciones de estos están en una proporción constante, de ahí que se **llame constante de equilibrio (K_{eq})**. Esa constante se calcula con la ley de acción de masas.



$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Si $K_{eq} > 10^3$, quiere decir que, en el equilibrio, la concentración de los reactivos es pequeña, es decir, se consumieron y se tiende a formar productos¹⁴. Si la $K_{eq} = 1$ quiere decir que la concentración de reactivos y productos es igual. Si $K_{eq} < 10^{-3}$ quiere decir que la concentración de los reactivos es alta, y, por lo tanto, la reacción no tiende a formar productos, es decir, en el equilibrio la reacción tiende hacia la derecha¹⁵.

En el equilibrio ácido-base que recién se repasó, se considera que los ácidos y las bases fuertes requieren menor energía para formar sus productos, por eso su K_{eq} es grande. Sin embargo, **los ácidos y las bases débiles** tienen valores muy pequeños de K_{eq} ya que **les cuesta más energía transformar de reactivos a producto**. Entonces es necesario recurrir a la ley de acción de masas para calcular las concentraciones y la constante en el equilibrio, el cual será K_a y K_b , para ácidos y bases respectivamente. Igual que en el pH, las constantes son muy pequeñas y es necesario usar una escala logarítmica para obtener pK_a y pK_b .

$$pK = -\log [K]$$

$$K = 10^{-pK}$$

Con base en esta ecuación y la correspondiente para calcular el pH, se puede concluir que el pH es una forma de medir una constante de equilibrio “muy grande”, ya que ácidos y bases fuertes tienen un pK muy pequeño comparado con los débiles. Algunos valores de pK_a y pK_b se pueden encontrar en la literatura y en bases de datos. Más aún, el concepto de pK no solo se limita a ácidos y bases, sino a todas las reacciones de disociación.

¹⁴ Termodinámicamente se sabe que los reactivos no se consumen totalmente, ya que matemáticamente si $[Reactivos]=0$; $K_{eq}=\infty$

¹⁵ Repasar principio de Le Châtelier.

Constantes de acidez y basicidad a 25 °C

Ácido	Reacción	k_a	pK_a
Yodhídrico	$\text{HI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	Muy grande	Muy pequeña
Bromhídrico	$\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	Muy grande	Muy pequeña
Perclórico	$\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ClO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$	Muy grande	Muy pequeña
Clorhídrico	$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	Muy grande	Muy pequeña
Sulfúrico	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$	Muy grande	Muy pequeña
Nítrico	$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$	Muy grande	Muy pequeña
Yódico	$\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{IO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$	0,19	0,721
Sulfuroso	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$	0,016	1,796
Hidrogenosulfato	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	0,012	1,921
Cloroso	$\text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ClO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$	0,011	1,96
Fosfórico	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	2,125
Fluorhídrico	$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$7,0 \cdot 10^{-4}$	3,155
Nitroso	$\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$4,5 \cdot 10^{-4}$	3,347
Fórmico	$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	3,745
Benzoico	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$6,6 \cdot 10^{-5}$	4,180
Acético	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,8 \cdot 10^{-5}$	4,745
Carbónico	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$4,2 \cdot 10^{-7}$	6,377
Sulfhídrico	$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,0 \cdot 10^{-7}$	7,000
Hipocloroso	$\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ClO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$3,0 \cdot 10^{-8}$	7,523
Dihidrógenofosfato	$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	$6,2 \cdot 10^{-8}$	7,208
Amonio	$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$	$5,5 \cdot 10^{-10}$	9,260
Cianhídrico	$\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	$4,0 \cdot 10^{-10}$	9,398
Hidrogenocarbonato	$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	$5,6 \cdot 10^{-11}$	10,25
Hidrogenofosfato	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$	$2,2 \cdot 10^{-13}$	12,66
Hidrogenosulfuro	$\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$	$1,0 \cdot 10^{-13}$	13,00

Base	Reacción	k_b	pK_b
Hidróxido sódico	$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$	Muy grande	Muy pequeña
Hidróxido potásico	$\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$	Muy grande	Muy pequeña
Etilamina	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$6,41 \cdot 10^{-4}$	3,193
Metilamina	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$3,70 \cdot 10^{-4}$	3,432
Amoniaco	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,77 \cdot 10^{-5}$	4,752
Anilina	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$4,27 \cdot 10^{-10}$	9,37

Ejemplo. Calcular el pH de una disolución acuosa de ácido acético (CH_3COOH) al 0.02 M. De acuerdo con la tabla, su K_a es de 1.8×10^{-5} .

Debemos de analizar cómo ha ocurrido la reacción. En el estado inicial solo hay ácido acético y nada de productos. Luego, una parte (x) del ácido se ha consumido y una parte (x) de producto (acetato, CH_3COO^-) se ha generado. Finalmente, en el equilibrio, sobró una parte de ácido, y la cantidad que se formó de productos. Matemáticamente se escribe así:

	CH_3COOH	$+\text{H}_2\text{O}$	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	$+\text{H}_3\text{O}^+$
Inicial	0.02			0	0
Consumo/generación	-x			+x	+x
Equilibrio	0.02-x			x	x

La ley de acción de masas se aplica en el equilibrio ya que es el “final” de la reacción.

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(x)(x)}{(0.02 - x)} = 1.8 \times 10^{-5}$$

El objetivo ahora es encontrar el valor de la parte de ácido que se consumió y de los productos que se generaron. Si se despeja x entonces se obtiene una ecuación de segundo grado que se resuelve fácilmente aplicando **la ecuación general**, también llamada “chicharronera”.

$$x^2 + 1.8 \times 10^{-5}x - 3.6 \times 10^{-7} = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-1.8 \times 10^{-5} \pm \sqrt{(1.8 \times 10^{-5})^2 - 4(1)(-3.6 \times 10^{-7})}}{2(1)}$$

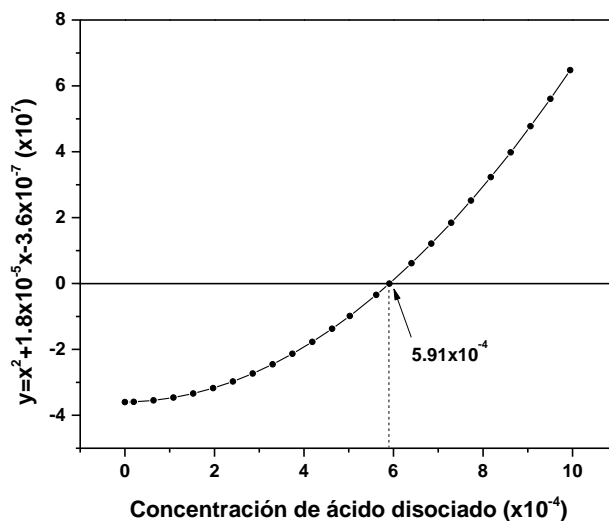
$$x = 5.91 \times 10^{-4} M$$

La otra raíz es un número negativo y no tiene sentido físico. Así, este valor es la concentración de ácido que se ha consumido.

$$[\text{CH}_3\text{COOH}]_{eq} = 0.02 M - 5.91 \times 10^{-4} M = 0.019 M$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{eq} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{eq} = 5.91 \times 10^{-4} M$$

Método gráfico. Si se grafican los valores que se obtienen (**y**) de la ecuación **$y = x^2 + 1.8 \times 10^{-5}x - 3.6 \times 10^{-7}$** cambiando x de 0 hasta 1×10^{-3} , se notará que la ecuación es igual a cero cuando $x = 5.91 \times 10^{-4}$. Esta gráfica indica dónde se alcanza el equilibrio químico, ya que la ecuación tiene un valor de cero a esa concentración.



Y el pH se calcula con la concentración de $[H_3O^+]_{eq}$.

$$pH = -\log [H_3O^+]_{eq} = -\log(5.91 \times 10^{-4}) = 3.22$$

Por último, se puede determinar el **grado de disociación (α)** del ácido, el cual es la conversión y se calcula:

$$\alpha = \frac{x}{[CH_3COO]_{inicial} - x} = \frac{5.91 \times 10^{-4}}{0.02 - 5.91 \times 10^{-4}} = 0.0296 \Rightarrow 2.96\%$$

Ejercicio.

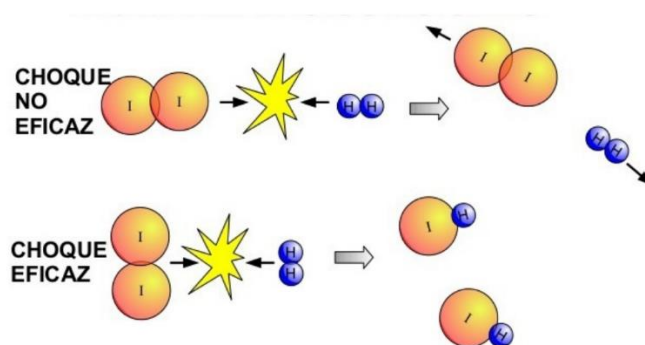
- 1.- Calcular el pH de una disolución acuosa de ácido cianhídrico de concentración 0.02 M. La constante de acidez de este ácido es $K_a = 6,2 \cdot 10^{-10}$. ¿Cómo es el pH y la concentración en comparación con el ejercicio de ejemplo?
- 2.- Calcular el pH de una disolución acuosa 0.05 M de NH_3 . La constante de basicidad del amoníaco $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$
- 3.- La solubilidad de la anilina en agua a 25 °C es 3.6 g/100 mL. Sabiendo que la constante de basicidad de la anilina es $K_b = 7.4 \times 10^{-10}$, calcular el pH de una disolución saturada de anilina.

Cinética

El equilibrio, al ser un concepto termodinámico, no nos da información sobre la velocidad de las reacciones. Así, la parte de la química que se encarga de estudiar eso se le llama **cinética**. **La velocidad de una reacción es entonces el cambio de concentración de un reactivo o un producto en el tiempo.** Por eso suelen usarse ecuaciones diferenciales para explicar dichos cambios. Cinética es una disciplina que se ve en cursos más avanzados, así que aquí simplemente se presentarán las ecuaciones y cómo se busca una velocidad de reacción para demostrar la **aplicación de la línea recta en química**.

Las reacciones químicas ocurren por colisiones entre las moléculas¹⁶.

¹⁶ Repasar teoría de colisiones.



De esta manera, entre más colisiones efectivas haya, más rápido irá la reacción. Esto entonces dependerá de la cantidad de reactivos que haya, entre más reactivo haya es más probable que ocurran dichas colisiones. En ese sentido, la velocidad de la reacción depende de la concentración de los reactivos, a esto se le llama **orden de reacción**. Entre mayor sea el orden de reacción, su velocidad dependerá más de la concentración. Así, las reacciones de orden cero no dependen de la concentración, mientras que las reacciones de primer, segundo o tercer orden son más rápidas si la concentración del reactivo es alta.



$$r_A = \frac{d[A]}{dt} = -k[A]^v$$

Dado que la velocidad de una reacción (**r**) es proporcional a su concentración se debe de poner una constante de proporcionalidad que lleva el nombre de constante de velocidad (**k**)¹⁷. El símbolo **v** es el orden de la reacción y puede tener cualquier valor. Cabe señalar que **no es el coeficiente estequiométrico**, aunque a veces coincide. El signo negativo denota que es un reactivo que se consume; si fuera un producto el signo sería positivo. A continuación, están las ecuaciones que describen el orden cero, el primero y el segundo. Sus deducciones se deben abordar en un curso de cinética. Donde [A] es la concentración del reactivo en cualquier momento, [A]₀ es la concentración inicial, k es la constante de velocidad y t el tiempo.

Orden	Ley de velocidad	Ecuación	Unidades de k
Cero	$r = k$	$[A] = [A]_0 - kt$	mol/L·s
Primero	$r = k[A]$	$\ln[A] = \ln [A]_0 - kt$	1/s
Segundo	$r = k[A]^2$	$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$	L/mol·s

Nótese que todas las ecuaciones que describen la concentración de A son líneas rectas con pendiente (t, tiempo) negativa para orden cero y uno, y pendiente positiva para segundo orden:

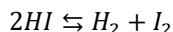
$$a = c + bx$$

Siendo:

a: [A], ln[A], 1/[A]; b: -k, +k; y c: [A]₀, ln[A]₀, 1/[A]₀

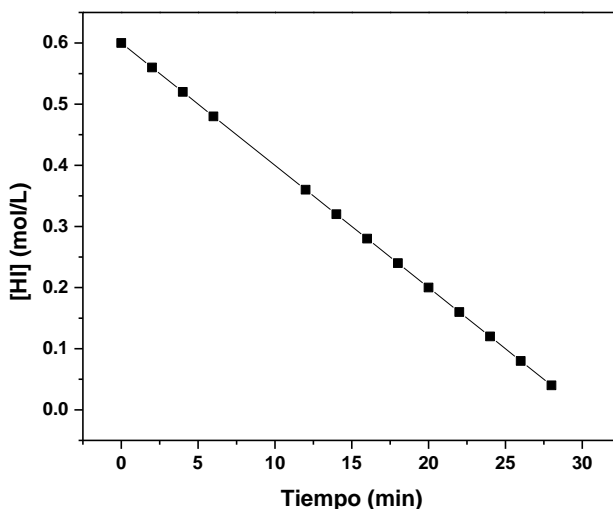
¹⁷ No confundir k de velocidad con la K de equilibrio.

Ejemplo. Una reacción química de descomposición de HI, que estaba inicialmente a 0.6 M, se obtuvieron los siguientes datos experimentales y se desea encontrar la constante de velocidad:



t (min)	0	2	4	6	8	14	16	18	20	22	24	26	28
[HI] (mol/L)	0.6	0.56	0.52	0.48	0.44	0.32	0.28	0.24	0.2	0.16	0.12	0.08	0.04

Los cuales graficados dan:



Dado que al graficar [HI] vs tiempo da una línea recta, se puede deducir que sigue un orden cero. Si al graficar directamente los puntos diera una línea diferente a una recta, entonces es un orden diferente de cero.

Es decir que sigue la ecuación:

$$[HI] = [HI]_0 - kt$$

Por lo tanto, es necesario calcular la constante de velocidad. Esta constante puede ser calculada fácilmente despejando k de cualquier punto.

$$k = \frac{[HI]_0 - [HI]}{t} = \frac{0.6 - 0.28}{16} = 0.02 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}}$$

Así mismo, la pendiente k puede calcularse de la siguiente forma tomando cualquier par de puntos que estén juntos:

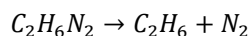
$$k = \frac{y_2 - y_1}{x_2 - x_1} = \frac{0.12 - 0.16}{24 - 22} = 0.02 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}}$$

Así mismo, con la ecuación podemos calcular cualquier concentración de HI en cualquier momento, por ejemplo, en 8 min.

$$[HI] = [HI]_0 - kt$$

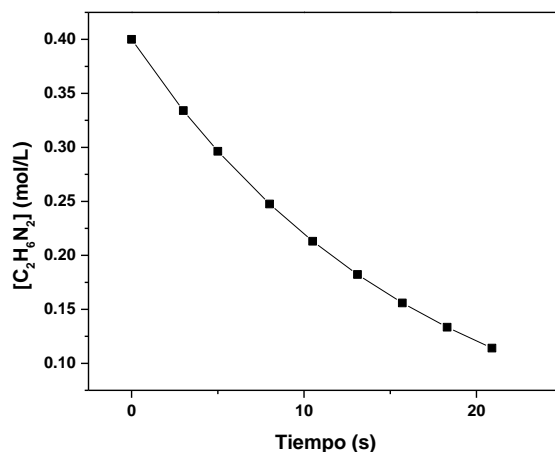
$$[HI] = 0.6 \frac{\text{mol}}{\text{L}} - \left(\frac{0.02 \text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}} \right) (8 \text{ min}) = 0.44 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ejemplo. La descomposición de azometano tiene una concentración inicial de 0.4 M y se descompone de la siguiente manera. Los datos experimentales obtenidos se muestran en la tabla.



t (s)	0	3	5	8	10.5	13.1	15.7	18.3	20.9
[C ₂ H ₆ N ₂] mol/L	0.40	0.33	0.30	0.25	0.21	0.18	0.16	0.13	0.11

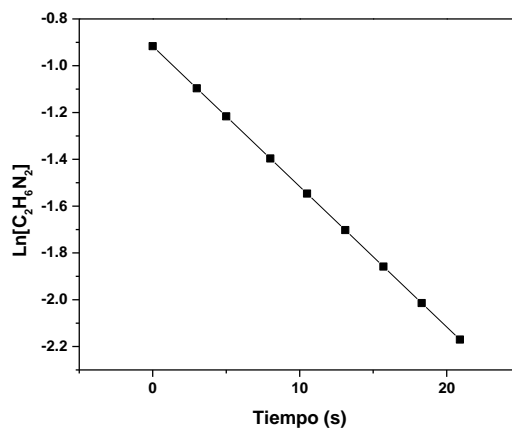
Al graficar estos datos se tiene una línea que no es recta. Por lo tanto, es un orden diferente de cero.



Entonces es necesario intentar linealizar estos datos aplicando la ecuación de primer orden, es decir, sacando los logaritmos naturales de cada una de las concentraciones.

t (s)	0	3	5	8	10.5	13.1	15.7	18.3	20.9
Ln[C ₂ H ₆ N ₂]	-0.92	-1.10	-1.22	-1.40	-1.55	-1.70	-1.86	-2.01	-2.17

Ahora bien, al graficar el ln[C₂H₆N₂] contra el tiempo, se obtiene una línea recta, por lo tanto, es de primer orden



$$\ln[\text{C}_2\text{H}_6\text{N}_2] = \ln [\text{C}_2\text{H}_6\text{N}_2]_0 - kt$$

Entonces es fácil encontrar la constante de equilibrio despejando de cualquier punto o bien por la definición de la pendiente.

$$k = \frac{\ln [A]_0 - \ln [A]}{t} = \frac{-0.92 - (-1.22)}{5} = 0.06 \frac{1}{s}$$

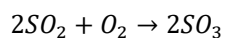
Así, también es posible calcular la concentración del azometano en cualquier momento de la reacción, por ejemplo, a 28.7 s.

$$\ln[C_2H_6N_2] = \ln [C_2H_6N_2]_0 - kt = -0.92 - (0.06 \cdot 28.7) = -2.64$$

Se debe de sacar el exponente de este número ya que es el inverso del logaritmo natural:

$$[C_2H_6N_2] = e^{-2.64} = 0.07 \frac{mol}{L}$$

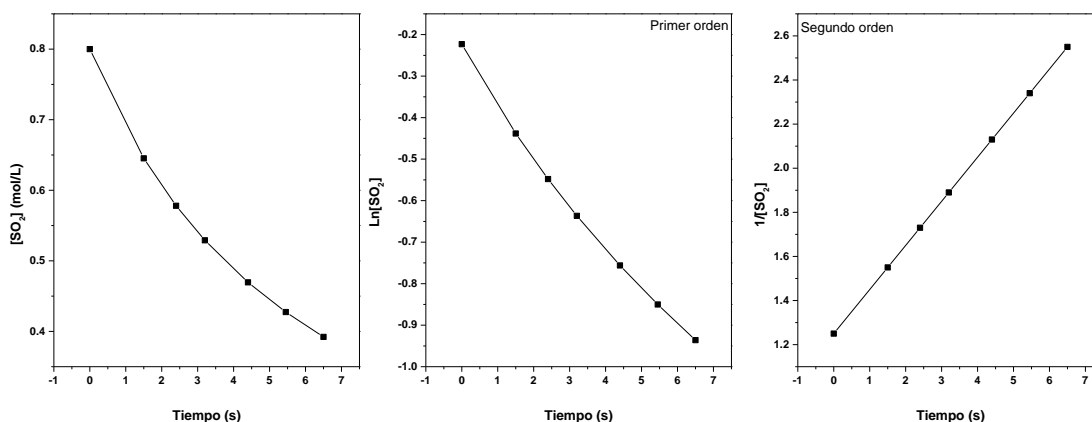
Ejemplo. En la siguiente reacción, el SO₂ (0.8 M) se oxida y muestra los siguientes datos experimentales.



t (s)	0	1.5	2.4	3.2	4.4	5.45	6.5
[SO ₂] (mol/L)	0.8	0.645	0.578	0.529	0.469	0.427	0.392

Graficándolos no da una línea recta, por lo tanto, debe de ser un orden superior. En ese sentido, se intenta linealizar los datos aplicando la ecuación de primer y segundo orden.

t (s)	0	1.5	2.4	3.2	4.4	5.45	6.5
[SO ₂] (mol/L)	0.8	0.645	0.578	0.529	0.469	0.427	0.392
ln[SO ₂]	-0.223	-0.438	-0.548	-0.637	-0.756	-0.850	-0.936
1/[SO ₂] (L/mol)	1.250	1.550	1.730	1.890	2.130	2.340	2.550



De esta forma se observa que, para un primer orden, la línea no es recta, mientras que, para el segundo orden, sí.

$$\frac{1}{[SO_2]} = \frac{1}{[SO_2]_0} + kt$$

Igual que en los ejemplos pasados, la constante de equilibrio y la concentración a cualquier tiempo (supongamos 8.6 s) pueden calcularse a partir de esta ecuación.

$$k = \frac{[SO_2]_0 - [SO_2]}{t \cdot [SO_2]_0 \cdot [SO_2]} = \frac{0.8 - 0.529}{(3.2 \times 0.8 \times 0.529)} = 0.2 \frac{L}{mol \cdot s}$$

$$\frac{1}{[SO_2]} = \frac{1}{[SO_2]_0} + kt$$

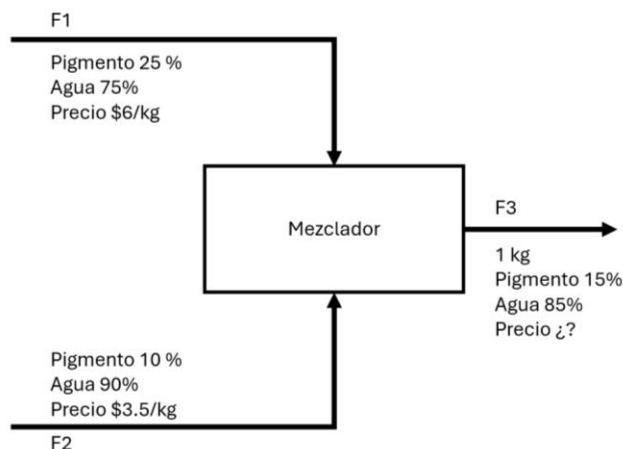
$$\frac{1}{[SO_2]} = \frac{1}{0.8 \frac{mol}{L}} + \left(0.2 \frac{L}{mol \cdot s}\right) (8.6 s) = 2.97 \frac{L}{mol}$$

$$[SO_2] = \frac{1}{2.97 \frac{L}{mol}} = 0.34 \frac{mol}{L}$$

Balance de materia

De acuerdo con el principio de la conservación de la materia, la materia que entra a un sistema es la misma que debería de salir. Bajo este principio, en niveles más avanzados de ingeniería química o de química industrial se realizan cálculos para calibrar equipos o fábricas enteras para controlar la producción de lo que se desea fabricar. En esta parte, se abordarán de una forma sencilla para ejemplificar y dar a conocer la aplicación de los sistemas de ecuaciones.

Ejemplo. Una mezcla de pinturas contiene 25 % en peso de un pigmento y el resto de agua y se vende a \$6/kg. Por otra parte, otra mezcla contiene 10 % de pigmento y se vende a \$3.5/kg. Si un mayorista de pinturas produce una mezcla que contiene 15 % de pigmento ¿cuál debería ser el valor de venta de la mezcla resultante para tener 20 % de ganancia por cada kilogramo de pintura?



En este problema se mezclan las dos pinturas para dar una tercera, así una cantidad F_1 debe de mezclarse con una cantidad F_2 , para dar una cantidad F_3 .

$$F_1 + F_2 = F_3$$

Así mismo, si se junta la cantidad de pigmento (X) de 1 y de 2, dará la cantidad de pigmento en 3; si se junta la cantidad de agua (Y) de 1 y 2, dará la cantidad de 3. Y se puede escribir así¹⁸:

¹⁸ Los porcentajes X y Y se manejarán en fracciones, es decir, 10 % será 0.1, 25 % será 0.25.

$$F_1X_1 + F_2X_2 = F_3X_3 \dots\dots(1) \text{ para el pigmento.}$$

$$F_1Y_1 + F_2Y_2 = F_3Y_3 \dots\dots\dots(2) \text{ para el agua.}$$

Se conoce bien X_1 , X_2 , Y_1 , Y_2 , X_3 y Y_3 ya que son los porcentajes de pigmento y agua de cada línea. No se conocen F_1 y F_2 y justamente eso es lo que pregunta el problema, F_3 será 1 kg de pintura. De esta manera **tenemos un sistema de ecuaciones de dos ecuaciones y dos incógnitas**. Se puede resolver con el método de sustitución.

De la ecuación (1) podemos despejar F_1

$$F_1 = \frac{F_3X_3 - F_2X_2}{X_1}$$

y sustituirlo en (2)

$$\left(\frac{F_3X_3 - F_2X_2}{X_1}\right)Y_1 + F_2Y_2 = F_3Y_3$$

Despejando F_2 , $F_3=1$ kg.

$$F_2 = \frac{(Y_3X_1 - Y_1X_3)}{(Y_2X_1 - Y_1X_2)} = \frac{(0.85 \times 0.25 - 0.75 \times 0.15)}{(0.9 \times 0.25 - 0.75 \times 0.1)} = 0.666 \text{ kg}$$

Conociendo F_2 , F_1 puede calcularse con la ecuación (1) o con la primera planteada.

$$F_1 = F_3 - F_2 = 1 \text{ kg} - 0.666 \text{ kg} = 0.3333 \text{ kg}$$

Ahora bien, si F_1 cuesta \$6/kg y F_2 \$3.5/kg; se plantea así:

$$F_1\$1 + F_2\$2 = \$3$$

$$(0.333 \text{ kg})\left(\frac{\$6}{\text{kg}}\right) + (0.666 \text{ kg})\left(\frac{\$3.5}{\text{kg}}\right) = \$4.33$$

Como se debe de ganar 20 % más.

$$\text{Ganancia} = \$4.33 \times 1.2 = \$5.19$$

Este fue un ejemplo bastante sencillo de un balance de materia y la aplicación de sistemas de ecuaciones. Sin embargo, los balances suelen complicarse al haber más unidades. No obstante, herramientas como Microsoft Excel pueden facilitar cualquier cálculo. Se recomienda ampliamente dominar este software para hacer hojas de cálculo que hagan más rápido y sencilla el graficado y la resolución de sistemas de ecuaciones.