

¿Por qué estudiar Química?

Nos permite conocer el mundo que nos rodea y su funcionamiento.

Es una ciencia práctica con infinidad de aplicaciones en la vida diaria.

Juega un importante papel en muchas cuestiones de interés público como:

-Mejoramiento de la atención médica

Fármacos para combatir enfermedades y prolongar nuestras vidas

-Conservación de recurso naturales

Producción de materiales sintéticos como los plásticos

-Protección del medio ambiente

Entender daños y aprender a combatirlos

-Necesidades diarias (alimentos, vestido, vivienda)

Aumento de la producción de alimentos por medio de fertilizantes y plaguicidas

1

Importancia de la Industria Química

Casi todos estamos familiarizados con los productos químicos de uso cotidiano, pero pocos tenemos idea de la importancia de la industria química.

Por ejemplo: las ventas mundiales de sustancias químicas (producidas en Estados Unidos) son de aproximadamente 550 mil millones de dólares anuales !!!

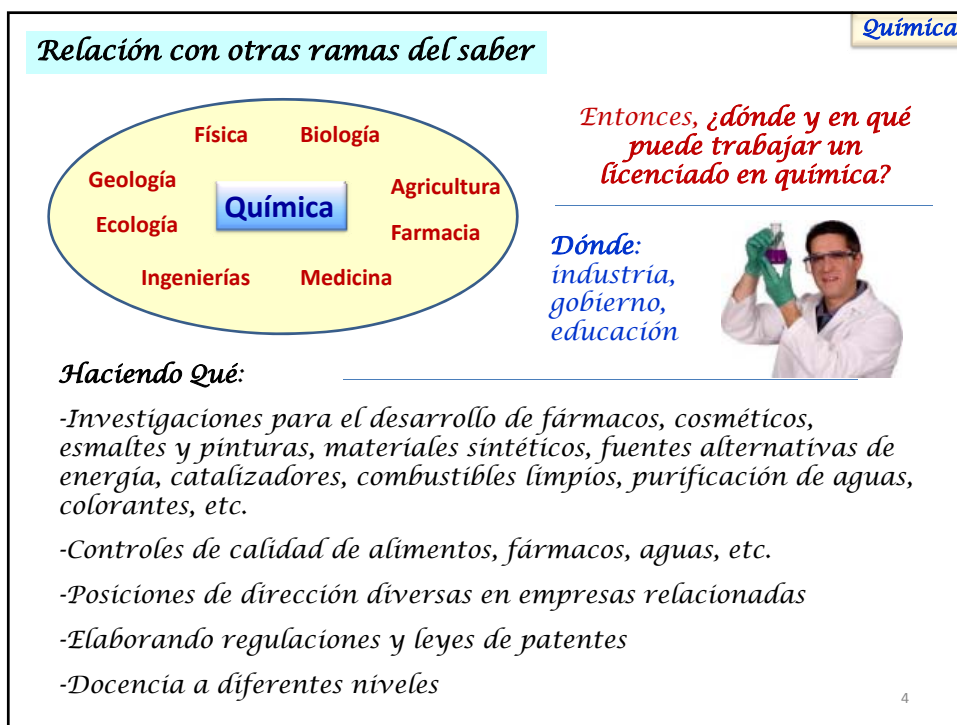
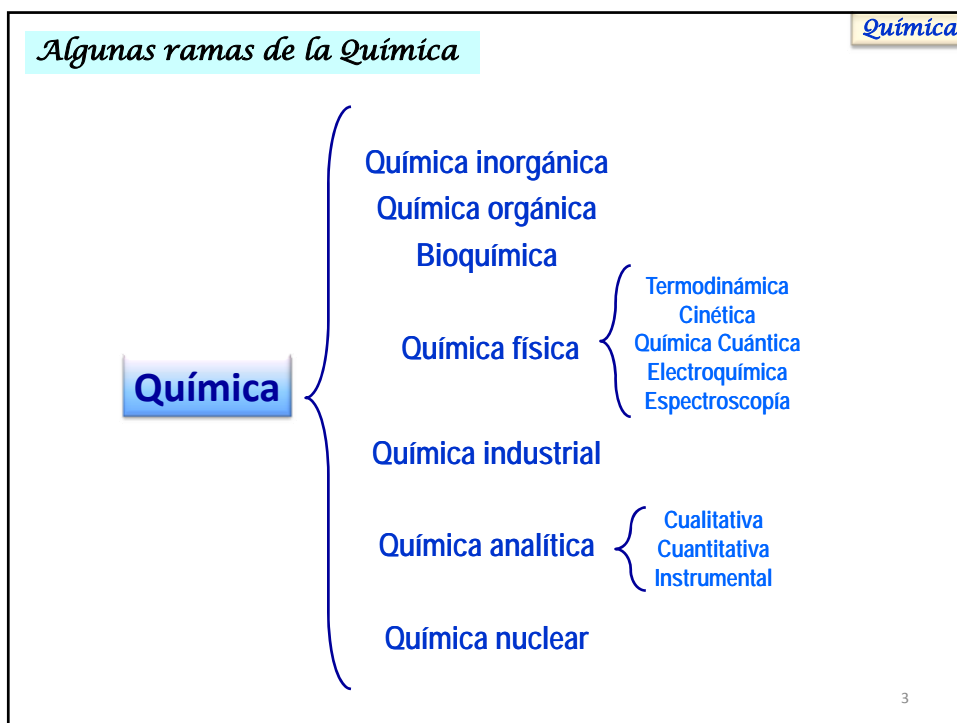


Las 8 sustancias químicas más importantes producidas en el 2006:

Sustancia	Producción en miles de millones de libras	Principales usos
Ácido sulfúrico (H ₂ SO ₄)	79	Fertilizantes, plantas químicas
Etileno (C ₂ H ₂)	55	Plásticos, anticongelante
Óxido de calcio o cal (CaO)	45	Papel, cemento, acero
Propino (C ₃ H ₆)	35	Plásticos
Ácido fosfórico (H ₃ PO ₄)	24	Fertilizantes
Amoniaco (NH ₃)	23	Fertilizantes
Cloro (Cl ₂)	23	Blanqueadores, plásticos, purificación de aguas
Hidróxido de sodio (NaOH)	18	Producción de aluminio, jabones

Pensemos un momento: ¿cuántos productos químicos hemos utilizado hoy desde que nos levantamos?

2



¿Cómo se estudia la química?

Al igual que todas las ciencias (incluidas las sociales) en química se utiliza lo que se conoce como **método científico**.

Constituye un enfoque sistemático para llevar a cabo una investigación. Se puede racionalizar en pasos:



1ro. Definir el problema o lo que es lo mismo plantear la pregunta que queremos responder.

2do. Investigar el tema (revisión bibliográfica)

3ro. Plantarse una hipótesis

4to. Diseñar los experimentos y llevarlos a cabo

5to. Analizar los resultados

6to. Aceptar o rechazar la hipótesis inicial

7mo. Formular conclusiones

5

Sistema Internacional de Unidades (SI)

También conocido como sistema internacional de medidas y como sistema métrico

Es el sistema de unidades más extensamente usado.

Fue creado en 1960 por la Conferencia General de Pesas y Medidas, que inicialmente definió seis unidades físicas básicas o fundamentales. En 1971, fue añadida la séptima unidad básica, el mol.

Magnitud física	Unidad básica	Símbolo
Longitud (l)	metro	m
Masa (m)	kilogramo	kg
Tiempo (t)	segundo	s
Intensidad de corriente eléctrica (I)	amperio	A
Temperatura (T)	kelvin	K
Cantidad de sustancia (n)	mol	mol
Intensidad luminosa (I)	candela	cd

6

Sistema Internacional de Unidades (SI)

Química

Prefijos se emplean para nombrar a los múltiplos y submúltiplos de cualquier unidad

10^n	Prefijo	Símbolo
10^{24}	yotta	Y
10^{21}	zetta	Z
10^{18}	exa	E
10^{15}	peta	P
10^{12}	tera	T
10^9	giga	G
10^6	mega	M
10^3	kilo	k
10^2	hecto	h
10^1	deca	da

Sus nombres se anteponen al nombre de la unidad

10^{-1}	deci	d
10^{-2}	centi	c
10^{-3}	mili	m
10^{-6}	micro	μ
10^{-9}	nano	n
10^{-12}	pico	p
10^{-15}	femto	f
10^{-18}	atto	a
10^{-21}	zepto	z
10^{-24}	yocto	y

Sus símbolos se anteponen al símbolo de la unidad

No son exclusivos del SI, por lo que pueden utilizarse en combinación con otros sistemas de unidades

No se pueden poner dos o más prefijos juntos: por ejemplo, 10^{-9} metros hay que escribirlos como 1 nm, y no como 1 m μ m.

El kilogramo es la única unidad básica del SI que lleva prefijo

7

Sistema Internacional de Unidades (SI)

Química

LONGITUD

El **metro** es la unidad de longitud del SI.

Actualmente se define como la longitud del trayecto recorrido en el vacío por la luz durante un tiempo de 1/299 792 458 Segundo (unidad de tiempo) (aprox. 3,34 ns).

	Para convertir	en	Multiplicar por
	angstrom (\AA)	metro (m)	1.0 E-10
	angstrom (\AA)	nanometro (nm)	1.0 E-01
	año luz	metro (m)	9.460 73 E+15
	fermi	metro (m)	1.0 E-15
	fermi	femtometro (fm)	1.0 E+00
Equivalencias en otras unidades	milla (mi)	metro (m)	1.609 344 E+03
	milla náutica	metro (m)	1.852 E+03
	parsec (pc)	metro (m)	3.085 678 E+16
	pie (ft)	metro (m)	3.048 E-01
	pulgada (in)	metro (m)	2.54 E-02
	pulgada (in)	metro (m)	2.54 E-02
	pulgada (in)	centimetro (cm)	2.54 E-02
	unidad astronómica (UA)	metro (m)	1.495 979 E+11
	yarda	meter (m)	9.144 E-01

8

Sistema Internacional de Unidades (SI)

MASA

El **kilogramo** es la unidad básica de masa del SI

Está definido por la masa que tiene el cilindro patrón, compuesto de una aleación de platino e iridio, que se guarda en la Oficina Internacional de Pesos y Medidas en Sèvres, cerca de París.

Es la única unidad que emplea un prefijo

y la única unidad del SI que todavía se define por un objeto patrón y no por una característica física fundamental.

Equivalencias en otras unidades

Para convertir	en	Multiplicar por
onza (oz)	kilogramo (kg)	2.834 952 E-02
onza (oz)	gramo (g)	2.834 952 E+01
quilate métrico	kilogramo (kg)	2.0 E-04
quilate métrico	gramo (g)	2.0 E-01
libra (lb)	kilogramo (kg)	4.535 924 E-01
tonelada métrica (t)	kilogram (kg)	1.0 E+03

9

Masa y Peso

Los términos "masa" y "peso" a menudo se usan en forma equivalente, sin embargo, estrictamente hablando, son cantidades diferentes.

La masa es una medida de la cantidad de materia en un objeto, mientras que el peso es la fuerza que ejerce la gravedad sobre el objeto.

Una manzana que cae de un árbol es atraída por la gravedad de la Tierra. La masa de la manzana es constante y no depende de su posición, lo que sí sucede con su peso.

En la superficie de la Luna, la manzana pesaría sólo una sexta parte de lo que pesa en la Tierra ya que la gravedad de la Luna es sólo una sexta parte de la gravedad de la Tierra.

La menor gravedad de la Luna permite que los astronautas salten sin dificultad en su superficie a pesar del voluminoso traje y equipo.



Los químicos estamos interesados principalmente en la masa, que puede determinarse con una balanza; extrañamente, al proceso de medición de la masa se le denomina pesada.

10

Sistema Internacional de Unidades (SI)

Química

TIEMPO

El **segundo** es la unidad de tiempo en el SI.

Hasta 1967 se definía como la 86.400 avas parte de la duración que tuvo el día solar medio entre los años 1750 y 1890.

Actualmente se define tomando como base el tiempo atómico (un segundo es igual a 9.192.631.770 períodos de radiación correspondiente a la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del isótopo 133 del átomo de cesio (^{133}Cs), medidos a 0 K)

	Para convertir	en	Multiplicar por
Equivalencias en otras unidades	año (365 días)	segundo (s)	3.1536 E+07
	año (sideral)	segundo (s)	3.155 815 E+07
	año (tropical)	segundo (s)	3.155 693 E+07
	día (d)	segundo (s)	8.64 E+04
	día (sideral)	segundo (s)	8.616 409 E+04
	hora (h)	segundo (s)	3.6 E+03
	hora (sideral)	segundo (s)	3.590 170 E+03
	minuto (min)	segundo (s)	6.0 E+01
	minuto (sideral)	segundo (s)	5.983 617 E+01
	segundo (sideral)	segundo (s)	9.972 696 E-01

11

Sistema Internacional de Unidades (SI)

Química

INTENSIDAD DE LA CORRIENTE ELÉCTRICA

El **amperio** o **ampere** es la unidad de intensidad de corriente eléctrica en el SI.

El amperio es una corriente constante que, si es mantenido en dos conductores paralelos de largo infinito, circulares y colocados a un metro de distancia en un vacío, produciría entre esos conductores una fuerza igual a 2×10^{-7} newton por metro de largo.

INTENSIDAD LUMINOSA

La **candela** es la unidad básica del SI de intensidad luminosa en una dirección dada, desde una fuente que emite una radiación monocromática de frecuencia 540×10^{12} hercios y de la cual la intensidad radiada en esa dirección es 1/683 vatios por estereorradián.

12

Sistema Internacional de Unidades (SI)**TEMPERATURA**

El **kelvin** es la unidad de temperatura del SI que establece el punto cero en el cero absoluto ($-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$) y conserva la misma dimensión que los $^{\circ}\text{C}$.

Se corresponde a una fracción de $1/273.16$ partes de la temperatura del punto triple del agua.

Se representa con la letra "K", y nunca "°K".

Su nombre no es el de "grado kelvin" sino simplemente "kelvin"; no se dice "19 grados Kelvin" sino "19 kelvin" o "19 K".

Fórmulas de conversión de escalas de temperatura

Conversión de	a	Fórmula
kelvin	grados Celsius	$^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273,15$
grados Celsius	kelvin	$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273,15$
grados Fahrenheit	grados Celsius	$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) / 1,8$
grados Fahrenheit	kelvin	$\text{K} = (^{\circ}\text{F} + 459,67) / 1,8$
grados Celsius	grados Fahrenheit	$^{\circ}\text{F} = (^{\circ}\text{C} \times 1,8) + 32$
$1\text{ K} = 1\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $1\text{ K} = 1,8\text{ }^{\circ}\text{F}$		

13

Sistema Internacional de Unidades (SI)**CANTIDAD DE SUSTANCIA**

El **mol** es la unidad básica del Sistema Internacional de Unidades, que mide la cantidad de sustancia.

Está definido como la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales del tipo considerado como átomos de C^{12} hay en 12 gramos de C^{12} .

Cuando se usa el término mol debe especificarse el tipo de partículas elementales a que se refiere, las que pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones, otras partículas o grupos específicos de estas partículas.

EQUIVALENCIAS

1 mol es equivalente a $6,023 \times 10^{23}$ moléculas de la misma sustancia

1 mol es equivalente a la masa atómica en gramos.

1 mol es equivalente al peso molecular de un compuesto determinado.

1 mol es equivalente a 22,4 litros de un compuesto gaseoso en condiciones normales de temperatura y presión. Tiene que ver con la ley de los gases ideales

1 mol es equivalente al peso de 2 gramos de hidrógeno molecular.

14

Unidades derivadas del SI

Química

Magnitud física	Nombre de la unidad	Símbolo de la unidad	Expresada en unidades derivadas	Expresada en unidades básicas
Frecuencia	hercio	Hz		s^{-1}
Fuerza	newton	N		$m \cdot kg \cdot s^{-2}$
Presión	pascal	Pa	$N \cdot m^{-2}$	$m^{-1} \cdot kg \cdot s^{-2}$
Energía, trabajo, calor	julio	J	$N \cdot m$	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-2}$
Potencia	vatio	W	$J \cdot s^{-1}$	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-3}$
Carga eléctrica	culombio	C		$A \cdot s$
Potencial eléctrico, fuerza electromotriz	voltio	V	$J \cdot C^{-1}$	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-3} \cdot A^{-1}$
Resistencia eléctrica	ohmio	Ω	$V \cdot A^{-1}$	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-3} \cdot A^{-2}$
Conductancia eléctrica	siemens	S	$A \cdot V^{-1}$	$m^{-2} \cdot kg^{-1} \cdot s^3 \cdot A^2$
Capacitancia eléctrica	faradio	F	$C \cdot V^{-1}$	$m^{-2} \cdot kg^{-1} \cdot s^4 \cdot A^2$

15

Unidades derivadas del SI

Química

Magnitud física	Nombre de la unidad	Símbolo de la unidad	Expresada en unidades derivadas	Expresada en unidades básicas
Densidad de flujo magnético, inductividad magnética	tesla	T	$V \cdot s \cdot m^{-2}$	$kg \cdot s^{-2} \cdot A^{-1}$
Flujo magnético	weber	Wb	$V \cdot s$	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-2} \cdot A^{-1}$
Inductancia	henrio	H	$V \cdot A^{-1} \cdot s$	$m^2 \cdot kg \cdot s^{-2} \cdot A^{-2}$
Ángulo plano	radián	rad		$m \cdot m^{-1}$
Ángulo sólido	estereoradián	sr		$m^2 \cdot m^{-2}$
Flujo luminoso	lumen	lm	$cd \cdot sr$	
Iluminancia	lux	lx	$cd \cdot sr \cdot m^{-2}$	
Actividad radiactiva	becquerel	Bq		s^{-1}
Dosis de radiación absorbida	gray	Gy	$J \cdot kg^{-1}$	$m^2 \cdot s^{-2}$
Dosis equivalente	sievert	Sv	$J \cdot kg^{-1}$	$m^2 \cdot s^{-2}$
Actividad catalítica	<u>katal</u>	<u>kat</u>		$mol \cdot s^{-1}$
temperatura termodinámica	<u>celsius</u>	$^{\circ}C$	$^{\circ}C = K - 273.16$	

16

Mediciones y sus incertidumbres

Química

¿Es posible obtener el valor real de una magnitud a través de mediciones?

NO

¿Por qué?

El proceso de medición involucra necesariamente el uso de instrumentos y éstos siempre tienen asociada una incertidumbre, que a su vez se relaciona con la resolución de dicho instrumento.

¿y entonces?

A lo más que podemos aspirar es a proponer un intervalo de valores dentro del cual debe encontrarse el valor real que se desea conocer.

Ej:



$m=(6.2\pm 0.1)$ g



$m=(6.22\pm 0.01)$ g

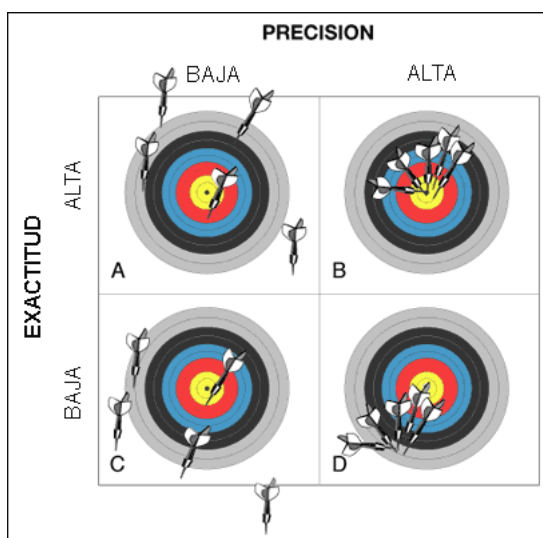


$m=(6.2204\pm 0.0001)$ g

17

Mediciones y sus incertidumbres

Química



Precisión:

Se refiere a cuan cercanos son entre sí los valores de diferentes mediciones

Exactitud:

Se refiere a cuan cercanos al valor "real" son los valores de diferentes mediciones

18

Notación científica

Es frecuente que los químicos trabajemos con números que son demasiado grandes o extremadamente pequeños.

Ej:

en 1g de hidrógeno hay aproximadamente **602 200 000 000 000 000 000 000** átomos de H **6.022×10^{23}**

Cada uno de los cuales tiene una masa aproximada de **0.000000000000000000000000166 g** **1.66×10^{-24}**

El manejo de estos números es engorroso y es fácil cometer errores cuando se utilizan en los cálculos. Sería fácil olvidar un cero o poner uno extra.

Por esta razón para manejar cantidades muy grandes a muy pequeñas, se utiliza la llamada **notación científica**.

Sin importar su magnitud todos los números se pueden expresar en la forma:

$$N \times 10^n$$

donde n es un número entero, positivo o negativo
Y N es un número real entre ($1 < N < 10$)

19

Cifras significativas

Dígitos con significado físico, que aportan información en la que podemos confiar

Reglas:

- Cualquier dígito diferente de cero es significativo. (**845** cm tiene **tres** cifras significativas, **1.234** kg tiene **cuatro** cifras significativas y así sucesivamente).
- Los ceros ubicados entre dígitos distintos de cero son significativos. (**606** m tiene **tres** cifras significativas, **40 501** kg tiene **cinco** cifras significativas).
- Los ceros a la izquierda del primer dígito distinto de cero no son significativos. Estos ceros se utilizan para indicar el lugar del punto decimal y desaparecen si usamos notación científica. (**0.08** L tiene **una** cifra significativa, **0.0000349** g tiene **tres** cifras significativas).
- Si un número es mayor que 1, todos los ceros escritos a la derecha del punto decimal cuentan como cifras significativas. (**2.0** mg tiene **dos** cifras significativas, **40.062** mL tiene **cinco** cifras significativas y **3040** dm tiene **cuatro** cifras significativas)
- Si un número es menor que 1, solamente son significativos los ceros que están a la derecha del número o entre dígitos distintos de cero. (**0.090** kg tiene **dos** cifras significativas, **0.3005** L tiene **cuatro** cifras significativas, **0.00420** min tiene **tres** cifras significativas).

20

Cifras significativas

Reglas:

-Para números que no tienen punto decimal, los ceros ubicados después del último dígito distinto de cero pueden ser o no cifras significativas.

Así, 400 cm puede tener una cifra significativa (el dígito 4), dos (40) o tres cifras significativas (400). No es posible saber cuál es la cantidad correcta si no se tiene más información.

Sin embargo, utilizando la notación científica se evita esta ambigüedad.

En este caso particular puede expresarse el número 400 como:

- 4 x 10² para una cifra significativa,
- 4.0 x 10² para dos cifras significativas, o
- 4.00 X 10² para tres cifras significativas.

Redondeo:

- Se eliminan los dígitos que siguen a los que se conservan si el primero de ellos es menor que 5.

- Si el primer dígito que sigue al punto de redondeo es igual o mayor que 5, se añade 1 al dígito que le precede.

21

Cálculos con cifras significativas

Reglas:

- En la adición y la sustracción, el resultado no puede expresarse con más cifras significativas a la derecha del punto decimal que cualquiera de los números originales.

$$\begin{aligned} \text{Ej: } & 79.3324 + 1.2 = 80.5 \\ & 2.98 - 0.01132 = 2.97 \end{aligned}$$

- En la multiplicación y en la división, el número de cifras significativas del producto o cociente resultante está determinado por el número original que tiene el *menor* número de cifras significativas.

$$\begin{aligned} \text{Ej: } & 2.8 \times 4.5030 = 13 \\ & 6.85 \div 112.04 = 0.0611 \end{aligned}$$

- Debe tenerse presente que los números exactos, obtenidos por definición o al contar objetos, pueden considerarse formados por un número infinito de cifras significativas.

$$\begin{aligned} \text{Ej: } & 0.2786 \times 8 = 2.229 \\ & (6.8 + 6.2) / 2 = 6.5 \end{aligned}$$

22

Ejercicios:

- Utilizando el sistema de prefijos cambie a unidades más convenientes:
 a) 10863.1 g b) 12345.6 mm c) 0.00000012 m
 d) 0.0322 m e) 1 245 334 nm f) 0.000045 mg
- Escriba en notación científica los siguientes números:
 a) 5478.2 b) 0.000154 c) 35000 d) 13.2 e) 0.108 f) 0.0003
- Escriba en notación decimal los siguientes números:
 a) 1.22×10^{-2} b) 2.874×10^1 c) 21×10^{-5} d) 1.20×10^4
- Diga cuántas cifras significativas tiene:
 a) 4.213 b) 0.00155 c) 1003.4 d) 400 e) 0.000012 f) 0.1030
 g) 20.0 h) 4.2×10^{-3} i) 3.100×10^2 j) 1.768×10^5
- Expresar con el número correcto de cifras significativas las siguientes masas, asumiendo que las mediciones tienen una incertidumbre de 0.02 g:
 a) 25.324 g b) 0.35621489 kg c) 32.2587 g d) 7.245 g
 e) 1.35558 g f) 1.32400 kg g) 3584.67 mg h) 0.0072345 kg

23

Ejercicios:

- Convierta:
 a) 12.2 cm a m b) 4.25 cm^2 a m^2 c) 8.209 m^2 a dm^2
 d) 22.4 L a cm^3 e) 1.211 L a m^3 f) 3.2 mL a dm^3
- Expresar correctamente los resultados de las siguientes operaciones en cifras decimales:
 a) $10132.1 \text{ g} + 0.1984 \text{ g}$ e) $2.12 \text{ m} \times 5.2311 \text{ m}$
 b) $36.69 \text{ L} - 3.0042 \text{ L}$ f) $0.812 \text{ kg} \div 22 \text{ mL}$
 c) $24.321 \text{ mm} + 2.50 \text{ cm}$ g) $0.0154 \text{ kg} \div 201 \text{ mL}$
 d) $40.0 \text{ mL} - 0.00012 \text{ L}$ h) $2.22 \text{ cm} \times 4.587 \text{ cm}^2$
- Expresar correctamente los resultados de las siguientes operaciones en notación científica:
 a) $132.65 + 3.2 \times 10^{-1}$ f) 80.2×0.00051
 b) $5.1 \times 10^{-2} - 8.25 \times 10^{-4}$ g) $32.5 \div 2.1$
 c) $0.0072 + 2.1 \times 10^{-3}$ h) $(1.432 \times 10^2) \times (2.8 \times 10^{-1})$
 d) $2000.0 - 1.11 \times 10^2$ i) $(1.18 \times 10^4) \div (3.0 \times 10^{-2})$
 e) $4.44 \times 10^1 + 2.11023 \times 10^3$ j) $(0.02252 + 1.8 \times 10^{-3}) \div 0.52$

24