



U.N.C.P.B.A.

FACULTAD DE AGRONOMÍA

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

INGENIERÍA AGRONÓMICA

PROFESORADO EN CIENCIAS BIOLÓGICAS

GUIA DE ACTIVIDADES PRÁCTICAS

2018

Química

1 H																	2 He
3 Li	4 Be											6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
11 Na	12 Mg											14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Uup	116 Uuh	117 Uus	118 Uuo
		Lantánidos	57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tm	66 Yb	67 Lu				
		Actínidos	89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr



•CURSO DE INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA- 2017

TEMARIO

1. Primeras consideraciones:

- I) Unidades y medidas. Magnitudes. ¿Qué significa medir?
- II) Notación científica
- III) Cifras significativas. Precisión, Exactitud y Error.
- IV) Densidad
- V) Concepto y cálculo de porcentaje.
- VI) Representaciones gráficas en ejes cartesianos y su interpretación.

2. Principios de la Química: Sistemas materiales. Visión macroscópica de la materia. Propiedades de los sistemas de interés químico: físicas y químicas, intensivas y extensivas. Fenómenos físicos y químicos. Sistemas homogéneos, heterogéneos, fases, soluciones, sustancias puras simples y compuestas, elemento químico. Fraccionamiento, descomposición, combinación, mezcla. Átomos y moléculas. Representación de composiciones (fórmulas) y de fenómenos químicos (ecuaciones).

3. Estructura atómica y Tabla periódica: Modelo atómico moderno. Partículas subatómicas: características. Números atómico y másico. Isótopos. Configuración electrónica. Relación con las propiedades periódicas. Electronegatividad de los elementos. Generalidades de los bloques de elementos: elementos representativos y elementos de transición.

4. Uniones químicas. Tipos de enlaces. Características. Representaciones de Lewis.

5. Compuestos inorgánicos. Número de oxidación. Fórmulas y nomenclatura de hidruros, óxidos, ácidos, hidróxidos, sales.

6. Concepto de mol. Número de Avogadro. Masa atómica absoluta y relativa. Unidad de masa atómica

7. Reacciones y Ecuaciones químicas.. Estequiometría. Reactivo limitante. Pureza. Rendimiento. Ecuaciones Redox. Método del ión-electrón



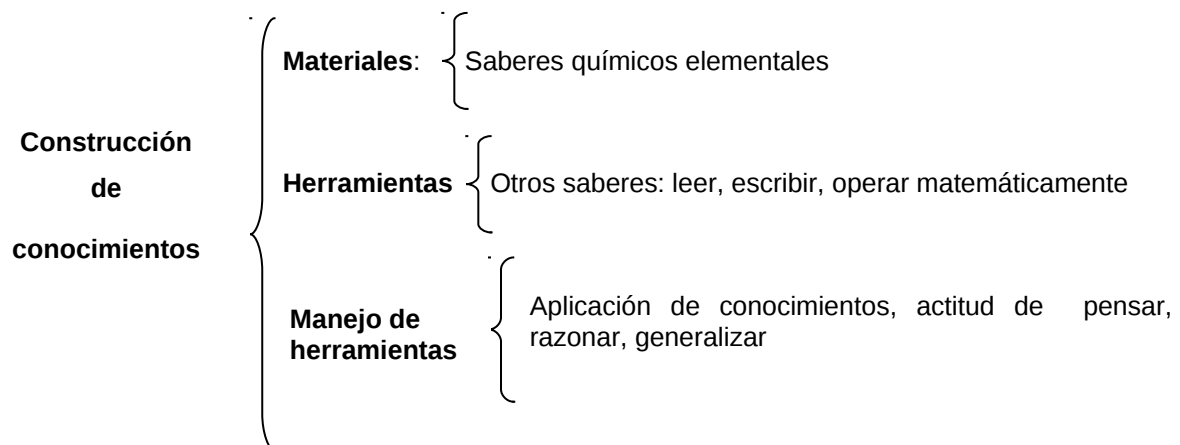
•QUÍMICA. ¿PARA QUÉ? ¿POR QUÉ? ¿CÓMO?

La Química es una ciencia eminentemente práctica¹ que atiende a cuestiones tales como el mejoramiento de la atención médica, la conservación de los recursos naturales, la protección del ambiente, la satisfacción de nuestras necesidades diarias en cuanto a alimento, vestido y albergue, el aumento de la producción de alimentos mediante el desarrollo de fertilizantes y plaguicidas, la creación de plásticos y otros materiales que se usan en casi todas las facetas de nuestra vida.

Debe recordarse que una **ciencia** es un **cuerpo de conocimientos interrelacionados y coherentes con la teoría que la sustenta**, si bien muchas cuestiones aún no son totalmente conocidas o comprendidas en sus causas o formas de comportarse. (Sobre esto no nos extenderemos pues en cada uno de los respectivos planes de estudios hay espacios curriculares dedicados al análisis del conocimiento científico, sus características, origen, desarrollo, etc.)

La Ciencia Química es la herramienta fundamental para la comprensión de los fenómenos biológicos: todos los procesos celulares son el producto de interacciones entre sustancias químicas, desde el comienzo de la vida (en cualquiera de sus formas) hasta su desarrollo y muerte; también lo son los relacionados a la elaboración y conservación de los alimentos en condiciones de ser consumidos; la aptitud del suelo para determinados cultivos también depende de cuestiones químicas y el conocimiento de ellas requiere de análisis químicos; la lista se prolongaría cuanto quisiéramos. Así entonces, es necesario disponer de conocimientos básicos para empezar la construcción de otros de mayor complejidad y más específicos a la carrera elegida.

Cualquier **construcción** necesita de **materiales** (ladrillos, mezcla para unirlos) y **herramientas** con que trabajarlos (cucharas, palas) pero es imprescindible **saber usar** las herramientas pues, de lo contrario la construcción es imposible o defectuosa. Si se aplica este concepto a la construcción de conocimientos en general y químicos en particular, El **objetivo** fundamental de Introducción a la Química es alcanzar esos saberes químicos elementales:



¹ Aún así, requiere de sólidos conocimientos teóricos



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

CONDICIONES PARA LA APROBACIÓN DE CURSADA Y EXAMEN FINAL

Introducción a la Química tiene dos niveles de aprobación: el correspondiente a los contenidos prácticos (cursada) y el que profundiza los aspectos teóricos (aprobación final de la asignatura).

La **Cursada de esta asignatura** se logra mediante la aprobación de dos exámenes parciales, cada uno tendrá su propio recuperatorio. Al final de la cursada habrá otra instancia de recuperación, donde el alumno recupera el primer parcial, el segundo o ambos según corresponda. Para acceder a este recuperatorio final es necesario haberse presentado en alguna de las instancias anteriores para cada parcial.

Cada una de dichas evaluaciones se aprueba sumando un mínimo de cincuenta (50) puntos sobre un total de 100.

La **Aprobación Final** de la asignatura se alcanza:

- a)** Siempre que el alumno apruebe los parciales o sus respectivos recuperatorios con un puntaje mínimo de sesenta (60) puntos sobre un total de 100.
- b)** Aprobando un examen Final en carácter de alumno regular o libre, al presentarse en cualquiera de las mesas examinadoras dispuestas en el calendario académico.

Nota: Para rendir la modalidad libre se deberá comenzar a rendir en la semana previa a la fecha de examen estipulada por Secretaría Académica. El alumno deberá aprobar los dos parciales de la cursada regular y por último la parte Teórica en la fecha de examen.



• **ALGUNAS CUESTIONES REFERIDAS AL TEMA 1.**

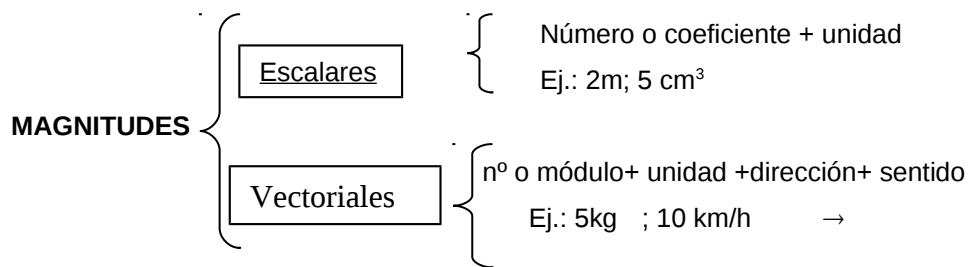
I) UNIDADES Y MEDIDAS

Un sistema puede describirse en forma cualitativa y cuantitativa a partir de propiedades cualitativas y cuantitativas. Ejemplos del primer tipo de propiedades son color, sabor, olor. En tanto, las cuantitativas son aquellas que describen numéricamente al sistema: densidad, longitud, masa, etc. Para describir un sistema de esta forma, es necesario hacer **mediciones**. Por ejemplo, hablemos de medir la propiedad longitud, ¿qué longitud podremos medir?:

el largo del pizarrón ;la altura de una torre ;el ancho del salón, la distancia de mi casa hasta la facultad, la del salón de clases al comedor, etc.

Algunas de las propiedades medibles se denominan **magnitudes**. Por ejemplo: volúmen, masa, fuerza, etc.

Las magnitudes pueden clasificarse en dos grandes grupos: escalares y vectoriales.



Volvamos a la magnitud longitud (escalar), podremos medir varios casos particulares:

- largo del pizarrón,
 - altura de la torre
 - ancho del salón
- son **cantidades** de la magnitud longitud.

Cantidad: son los casos particulares relacionados con una magnitud.

Cómo medimos el largo del pizarrón? ¿Qué hacemos para ello? Comparamos la cantidad correspondiente (largo del pizarrón) con otra (cantidad) de la misma magnitud, que elegimos como unidad.

MEDIR es comparar una cantidad de una determinada magnitud, con otra de la misma magnitud, que se elige como unidad.

¿Cuál puede ser esa cantidad a usar como unidad? El metro, el centímetro, el pie, la pulgada

Cualquiera sea la unidad que se tome para la comparación, el **valor de la cantidad** estará compuesto por un número (**medida** de la cantidad) acompañado de la **unidad tomada como referencia**; ambos, medida y unidad conforman el **valor de la cantidad**.

En consecuencia, **medida de una cantidad** es el número que indica cuántas veces la **unidad elegida está contenida en la cantidad correspondiente**

Por ello es que existe la necesidad/ obligación del uso de unidades toda vez que se indican resultados de un medición, ya sea que se haya registrado en forma directa o que se haya calculado a partir de otros datos y/o relaciones conocidas.

No es lo mismo 5m que 5 cm y, en consecuencia si **son distintas** es porque, en cada caso, se ha usado una **unidad de medida** también **distinta** y esto debe informarse para entender el dato que se está dando.



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

La medida de una cantidad puede expresarse en distintas unidades correspondientes a distintos sistemas de unidades. Para facilitar la comunicación científica se ha optado por un único sistema, internacionalmente aceptado, que se denomina SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES (SI), basado en el sistema métrico.

Pregunta 1.: ¿Qué relación puede establecer entre la medida de la cantidad y la unidad de medida que se utiliza para determinar el valor de una cantidad?

SISTEMA INTERNACIONAL DE UNIDADES

MAGNITUD	UNIDAD	FORMULA
Longitud	m (f)	
Masa	kg (f)	
Tiempo	seg (f)	
Velocidad	m/seg	$v = e / t$
Aceleración	m/seg ²	$a = v / t$
Fuerza	N	$F = m.a$
Superficie	m ²	$S = l^2$
Volúmen	m ³	$V = l^3$
Presión	N/m ²	$p = F / S$
Trabajo, Energía	Joule	$T = F.d$
Potencia	Joule/seg	$P = T / t$

Referencias:

(f): fundamental	v: velocidad	e: espacio/distancia	t: tiempo
a: aceleración	F: fuerza	m: masa	S: superficie
l: lado	V: volumen	p: presión	T: trabajo
d: distancia /espacio	P: potencia		

Debe tenerse en cuenta, que fundamentalmente en magnitudes básicas y por cuestiones de costumbre por el tiempo de uso, se usan aún ciertas unidades especiales.

Es el caso del $\frac{0}{A}$ para la longitud; ppm para la concentración y Tn para la masa. Más abajo se detallan algunas unidades que por el uso y la costumbre aún son usadas con frecuencia.

LONGITUD	CAPACIDAD
1 $\frac{0}{A}$ = 10 ⁻¹⁰ m	1 galón = 3,78L
1 pulg = 2,54cm	1 Tn = 1000 kg
1 pie = 30,48cm	
1 milla = 1609,344m	

Otra unidad muy utilizada en Química es el **MOL**, que se emplea para indicar un número fijo de objetos, generalmente partículas materiales extremadamente pequeñas, como protones, electrones, átomos y moléculas. Dicho número es **6,022.10²³** y se lo conoce como **Número de Avogadro** en honor a quien lo determinó.

Siempre que se haga referencia a un **mol** de cierto tipo **de partículas** se están considerando **6,022.10²³ partículas**, así como cuando se habla de una docena de ciertos objetos, se sobrentiende que se hace mención a 12 de dichos objetos.

Las partículas de interés químico son extremadamente pequeñas, tanto en masa como en tamaño. Tales dimensiones hacen imposible su manipulación directa; nadie ha podido aislar un átomo, tomarlo en sus manos, medir su diámetro y/o determinar su masa sobre una balanza. Estos datos se han determinado en forma indirecta, utilizando métodos de alta complejidad; cuando sus valores se



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

expresan en las unidades propias del S.I., resultan cifras muy pequeñas, con las que resulta muy engorroso operar.

Esto significa que tanto para las tareas experimentales como para los cálculos asociados a ellas, debe trabajarse con un número muy grande de dichas partículas, para que su masa se corresponda con cantidades y números de fácil manejo.

De esta manera, aparecería una nueva molestia en el empleo de los respectivos números, originada ahora en cifras muy grandes; por dicha razón, esa inmensa cantidad de partículas se agrupa en "moles"; es más fácil operar/trabajar con 10 docenas de objetos (broches, libros, tuercas, lápices, etc.) que con 120 de tales cosas.

En el punto N° 3 del Temario de este curso, se analizarán las masas reales de las partículas de mayor interés químico y se introducirá el concepto de unidad de masa atómica (u.m.a.), que se toma internacionalmente como referencia para las masas atómicas (en la Tabla Periódica de los Elementos, las masas de los distintos átomos viene dada en u.m.a.). Esto permitirá comprender la siguiente equivalencia entre unidades que miden masas:

$$1 \text{ mol u.m.a.} = 1 \text{ g}$$



$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ u.m.a.} = 1 \text{ g}$$

En consecuencia, ¿cuál es la masa de una u.m.a, expresada en gramos?

En muchos casos, la unidad de determinada magnitud resulta muy grande o muy chica para las medidas habituales o de uso común en la vida diaria; por ello, se suelen utilizar frecuentemente sus respectivos submúltiplos y múltiplos.

TABLA DE MULTIPLS Y SUBMULTIPLS

Prefijo	Símbolo	Factor
Tera	T	$10^{12} = 1.000.000.000.000$
Giga	G	$10^9 = 1.000.000.000$
Mega	M	$10^6 = 1.000.000$
kilo	k	$10^3 = 1.000$
hecto	h	$10^2 = 100$
deca	da	$10 = 10$
UNIDAD		
deci	d	$10^{-1} = 0,1$
centi	c	$10^{-2} = 0,01$
mili	m	$10^{-3} = 0,001$
micro	μ	$10^{-6} = 0,000001$
nano	n	$10^{-9} = 0,000000001$
pico	p	$10^{-12} = 0,000000000001$
femto	f	$10^{-15} = 0,000000000000001$
atto	a	$10^{-18} = 0,000000000000000001$



U.N.C.P.B.A.

FACULTAD DE AGRONOMÍA

Estos múltiplos y submúltiplos se aplican a las unidades de cualquier magnitud. Así por ejemplo:

- 1 km se lee como 1 kilómetro y, en consecuencia equivale a 1000 m;
- 1 kg se lee como 1 kilogramo y, en consecuencia, equivale a 1000g ;
- 1 kJoule..... equivale a 1000 Joule.

De la misma manera se opera con los submúltiplos;

- 1 mm se lee como 1 milímetro y, en consecuencia, equivale a 0,001m,
- 1 mg se lee como 1 miligramo y, en consecuencia, equivale a 0,001g,
- 1 μ g se lee como 1 microgramo y equivale a 0,000001g,
- 1 μ L se lee como 1 microlitro y equivale a 0,000001L,
- 1 m μ m es 1 milimicrómetro y equivale a 0,000000001m =10⁻⁹m =1 nm (manómetro)

II) NOTACIÓN CIENTÍFICA

Es una forma de expresar valores numéricos muy grandes o muy pequeños, evitando así cifras de difícil manejo; emplea para ello potencias de 10 acompañadas de un número entero o decimal mayor que 1 y menor que 10. Así, si la cifra a expresar científicamente es 120.000.000, se escribirá: 1,2.10⁸. Esta notación indica un valor que resulta del producto de 1,2 por 10⁸; esto es, corresponde al producto entre 10⁸ (100.000.000) y 1,2.

De mismo modo si la cifra en cuestión es 0,00000678, se escribirá: 6,78.10⁻⁶. Esto significa que la cifra resulta del producto entre 6,78 y 10⁻⁶; como en este caso la potencia es negativa, implicaría:

$$6,78 \cdot 10^{-6} = 6,78 \cdot \frac{1}{10^6} = 0,00000678$$

III) REDONDEO Y CIFRAS SIGNIFICATIVAS

Incertidumbre al medir

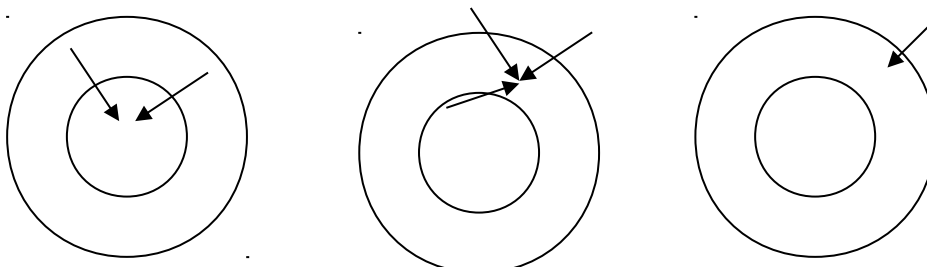
Hemos dicho que la química es una ciencia experimental. Esto significa que basa sus conocimientos en "experimentos", durante los cuales se hacen determinaciones y mediciones que el investigador interpreta para sacar las conclusiones correspondientes.

En dichos trabajos se reconocen dos tipos de números: **números exactos** (cuyos valores se conocen con exactitud) y **números inexactos** (cuyos valores tienen cierta incertidumbre). Los números exactos son aquellos que tienen valores por definición o son enteros que resultan de contar objetos. Por ejemplo, se define que hay exactamente 1000 g en un kilogramo y exactamente 2,54 cm en una pulgada o 12 huevos en una docena.

Los números que se obtienen *midiendo siempre son inexactos*. Siempre hay limitaciones inherentes al equipo empleado para medir cantidades (errores instrumentales) y diferencias en la forma en que diferentes personas realizan la misma medición (errores humanos). Por lo tanto, *siempre hay incertidumbre en las cantidades medidas*.

Precisión y exactitud

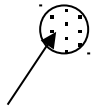
Solemos emplear dos términos al hablar de la incertidumbre de los valores medidos: precisión y exactitud. La **precisión** es una medida de la concordancia de mediciones individuales entre sí. La **exactitud** se refiere a qué tanto las mediciones individuales se acercan al valor correcto, "verdadero" o aceptado. La analogía de los dardos clavados en un blanco representada en la figura ilustra la diferencia entre los dos términos.





U.N.C.P.B.A.

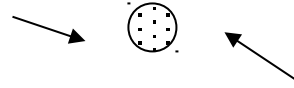
FACULTAD DE AGRONOMÍA



Buena exactitud
Buena precisión



Mala exactitud
Buena precisión



Mala exactitud
Mala precisión

En general, cuanto más precisa es una medición, más exacta es. Adquirimos confianza en la exactitud de una medición si obtenemos prácticamente el mismo valor en muchos experimentos distintos. Así, en el laboratorio a menudo realizamos varios “ensayos” diferentes del mismo experimento. No obstante, es posible que un valor preciso sea inexacto. Por ejemplo, si una balanza muy sensible está mal calibrada, las masas medidas serán inexactas, aunque sean precisas.

Cifras significativas.

Supongamos que medimos una moneda en una balanza capaz de medir hasta 0.0001g. Podríamos informar que la masa es $2,2405 \pm 0.0001\text{g}$. La notación \pm (léase “más/menos”) es una forma útil de expresar la incertidumbre de una medición. En muchos trabajos científicos, se omite la notación \pm entendiendo que existe una incertidumbre de, por lo menos, una unidad en el último dígito de la cantidad medida. Es decir, *las cantidades medidas generalmente se informan de tal manera que sólo el último dígito es incierto*. Todos los dígitos, incluido el incierto, se denominan **cifras significativas**. El número 2,2405 tiene cinco cifras significativas. La cantidad de cifras significativas indica la exactitud de una medición.

Ejercicio de muestra 1

¿Qué diferencia hay entre 4,0g y 4,00g?

SOLUCIÓN Muchas personas dirían que no hay diferencia, pero un científico notaría la diferencia en el número de cifras significativas en las dos mediciones. El valor 4,0 tiene dos cifras significativas, en tanto que 4,00 tiene tres. Esto implica que la segunda medición es más exacta. Una masa de 4,0g indica que la masa está entre 3,9 y 4,1g; la masa es $4,0 \pm 0.1\text{g}$. Una medición de 4,00g implica que la masa está entre 3.99 y 4.01g; la masa es $4,00 \pm 0.01\text{g}$.

Ejercicio de práctica

Una balanza tiene una precisión de $\pm 0.001\text{g}$. Una muestra con una masa de cerca de 25g se pesa en esta balanza. ¿Con cuántas cifras significativas debe informarse la medición?

Respuesta: 5

Las siguientes pautas se aplican a la determinación del número de cifras significativas en una cantidad medida:

1. Los dígitos distintos de cero siempre son significativos: 457cm (tres cifras significativas); 2,5g (dos cifras significativas).
2. Los ceros que están entre dígitos distintos de cero siempre son significativos: 1005kg (cuatro cifras significativas); 1,03cm (tres cifras significativas)
3. Los ceros **al principio** de un número **nunca** son significativos; simplemente indican la posición del punto decimal: 0,02g (una cifra significativa); 0,0026cm (dos cifras significativas).
4. Los ceros que están **al final** de un número o después del punto decimal **siempre** son significativos: 0,0200g (tres cifras significativas); 3,0cm (dos cifras significativas).
5. Cuando un número termina en ceros pero no contiene punto decimal, los ceros podrían ser significativos o no: 130cm (dos o tres cifras significativas); 10300g (tres, cuatro o cinco cifras significativas). A continuación se explica cómo puede eliminarse esta ambigüedad.

El empleo de notación exponencial evita la posible ambigüedad de si los ceros al final de un número son significativos o no (regla 5). Por ejemplo, una masa de 10300g puede escribirse en notación



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

exponencial indicando tres, cuatro o cinco cifras significativas:

1,03 X 10 ⁴ g	(tres cifras significativas)
1,030 X 10 ⁴ g	(cuatro cifras significativas)
1,0300 X 10 ⁴ g	(cinco cifras significativas)

En estos números todos los ceros a la derecha del punto decimal son significativos (reglas 2 y 4). (Todas las cifras significativas se colocan antes del exponente; el término exponencial no aumenta el número de cifras significativas.)

Los números exactos se pueden tratar como si tuvieran una cantidad infinita de cifras significativas. Esta regla se aplica a muchas conversiones entre unidades. Por tanto, cuando decimos: “un pie tiene 12 pulgadas”, el número 12 es exacto y no debemos preocuparnos por cuántas cifras significativas tiene.

Ejercicio de muestra 2

¿Cuántas cifras significativas hay en cada uno de los siguientes números (suponga que cada número es una cantidad medida): **(a)** 4,003; **(b)** 6,022 x 10²³; **(c)** 5000?

SOLUCION **(a)** Cuatro; los ceros son cifras significativas. **(b)** Cuatro; el término exponencial no contribuye a la cantidad de cifras significativas. **(c)** Una, dos, tres o cuatro. En este caso la ambigüedad podría haberse evitado empleando la exponencial estándar. Así, 5 X 10³ tiene una sola cifra significativa; 5,00.10³ tiene tres.

Ejercicio de práctica

¿Cuántas cifras significativas tienen las siguientes mediciones: **(a)** 3,549g; **(b)** 2,3.10⁴ cm; **(c)** 0,00134m³?. **Respuestas:** **(a)** cuatro; **(b)** dos; **(c)** tres

Cifras significativas en cálculos

Cuando las cantidades medidas se utilizan en cálculos, debemos tener presente que la precisión del resultado está limitado por la precisión de las mediciones. Por tanto, no podemos obtener resultados exactos empleando datos inexactos.

En las multiplicaciones y divisiones el resultado debe informarse con el mismo número de cifras significativas que la medición que tiene menos cifras significativas. Si el resultado contiene más del número correcto de cifras significativas, debe redondearse.

Por ejemplo, el área de un rectángulo cuyos lados miden 6, 221cm y 5,2cm debe informarse como 32 cm²:

$$\text{Área} = (6,221\text{cm}) \cdot (5,2\text{cm}) = 32,3492\text{cm}^2 \rightarrow \text{redondear a } 32 \text{ cm}^2.$$

Redondeamos a dos cifras significativas porque el número menos preciso —5,2 cm— tiene sólo dos cifras significativas.

El procedimiento para redondear un número hasta cierto punto es el siguiente:

1. Si el primero (de izquierda a derecha) de los dígitos que se eliminarán es menor que 5, simplemente se eliminan los dígitos que siguen al último que desea conservarse. Así, 8,724 se redondea a 8,72 si sólo se quieren dos cifras significativas después del punto decimal.
2. Si el primer dígito que sigue al último número que se desea conservar es igual o mayor que 5, dicho número se incrementa en una unidad. Así, 8,727 se redondea a 8,73 y 0,425 a 0,43.

Las pautas que se siguen para determinar el número de cifras significativas en *la suma y la resta* son diferentes de aquellas para la multiplicación y la división.



U.N.C.P.B.A.

FACULTAD DE AGRONOMÍA

Al sumar y restar, el resultado no puede tener más posiciones decimales que la medición que tiene menos posiciones decimales.

En el siguiente ejemplo el último de cada uno de los dígitos (subrayado) es incierto:

Este número limita la	20, <u>4</u>	→una	posición	decimal
cantidad de cifras	1, <u>322</u>	→tres	posiciones	decimales
significativas en el resultado →	<u>83</u>	→cero	posiciones	decimales

104,722 → redondear a 105 (un dígito incierto)

Ejercicio de muestra 3

Al medir la altura de una persona se obtiene 67,50 pulg. Calcule la altura en centímetros.

SOLUCIÓN Hay 2,54 cm en una pulgada; éste es un número exacto y puede tratarse como si tuviera un número infinito de cifras significativas. Por tanto, la precisión de la respuesta está limitada por la medición en pulg y debe informarse con cuatro cifras significativas (67,50 tiene cuatro cifras) La respuesta es:

$$(67,50 \text{ pulg}) \cdot (2,54 \text{ cm/pulg}) = 171,45 \text{ cm}, \text{ que se redondea a } 171,5 \text{ cm}$$

Ejercicio de práctica 4

Un gas a 25°C llena exactamente un recipiente cuyo volumen, determinado previamente, es de $1,05 \cdot 10^3 \text{ cm}^3$. El recipiente con el gas se pesan y se determina que tienen una masa de 837,6 g. Si se extrae todo el gas del recipiente, este tiene una masa de 836,2 g. Calcule la densidad del gas a 25°C, sabiendo que este valor corresponde al cociente entre masa y volumen.

Respuesta: $1,3 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$. Hay dos cifras significativas en esta cantidad, que corresponden al número más pequeño de cifras significativas en los dos números que forman el cociente (1,4 g y $1,05 \cdot 10^3 \text{ cm}^3$)

Es importante manejar intuitivamente las cifras significativas cuando se emplea calculadora, porque las calculadoras normalmente exhiben más dígitos de los significativos. Por ejemplo, una calculadora típica daría $1,3333333 \cdot 10^{-3}$ como respuesta al cálculo del ejercicio de práctica 4. Este resultado debe redondearse a causa de las incertidumbres en las cantidades medidas que se utilizaron en el cálculo. Cuando en un cálculo intervienen dos o más pasos, se debe retener al menos un dígito adicional — más allá del número de cifras significativas— en las respuestas intermedias. Este procedimiento asegura que los pequeños errores causados por el redondeo en cada paso no se combinarán para afectar el resultado final. Si se usa una calculadora, se pueden introducir los números uno tras otro, redondeando sólo la respuesta final. Los errores de redondeo acumulados pueden ser la causa de pequeñas diferencias entre los resultados que usted obtenga y las respuestas dadas en los textos para los problemas numéricos.

(Texto extraído de “Química. La Ciencia Central” Brown, Le May y Bursten y “Química” Chang).

Error:

Como se ha mencionado, existen números exactos y otros (resultados de mediciones) afectados de incerteza. En este último caso es interesante establecer cuanto difiere la medida efectuada del valor aceptado como verdadero para la magnitud. Esto se expresa a través de los errores.

Se denomina **error absoluto** de una medición a la diferencia en valor absoluto (siempre con signo positivo) entre la determinación efectuada y el valor aceptado como verdadero.

Se denomina **error relativo** al cociente entre el error absoluto y el valor verdadero de una medición.

En ocasiones este error se suele expresar como porcentaje, dando lugar al concepto de **error porcentual** definido como el error relativo multiplicado por 100.

En forma de ecuaciones:



$$E_a = |V_m - V_v| \quad V_m = \text{valor medido}, V_v = \text{valor verdadero}$$

$$E_r = \frac{E_a}{V_v} = \frac{|V_m - V_v|}{V_v} \quad E\% = E_r \times 100 = \frac{|V_m - V_v|}{V_v} \times 100$$

IV) DENSIDAD

La densidad es un concepto muy usado en diferentes ciencias. Relaciona el número o cantidad de una variable (número de individuos o cosas; masa de una sustancia) en una determinada superficie o volumen.

Así la densidad de una población humana establece cuántas personas (en promedio) habitan en una superficie de 1 km². Ejemplo, la densidad de población de Bolivia es de 7,1 hab/km², lo que significa que por cada superficie de 1 km² de dicho país se encuentran, en promedio, 7,1 habitantes.

Si se trata de densidad de siembra de un determinado cultivo, se indica el número de plantas por unidad de superficie, medida en cm², m², área o hectárea. Del mismo modo, puede hablarse de densidad de nudos o puntos en la trama de un cierto tejido.

En Física y Química, importan la relación entre la masa de un cuerpo o sustancia y el volumen que dicha masa ocupa, por lo que la densidad es una propiedad física de la materia ampliamente utilizada en estas Ciencias. Así por ejemplo, los siguientes son los valores de densidad de ciertas sustancias y soluciones conocidas.

Sustancia/solución/producto	δ (g/cm ³ ó g/mL)	Sustancia	δ(g/cm ³ ó g/mL)
Agua	1	Aluminio	2,7
Leche.....	1,036	Plomo	11,3
Helio	0,000176	Cobre	8,9
Orina.....	1,020	Hierro	7,9
Aire.....	0,00116		
Manteca	0,86		

Si bien aún no hemos hecho referencia a las formas en que la materia puede presentarse (sustancias puras, soluciones, mezclas) definiremos *cuerpo como una porción limitada de materia*, cualquiera sea su tipo y en cualquiera de los tres estados en los que se presenta la materia.

En consecuencia, *la densidad de un cuerpo indica la masa (en gramos, por ejemplo) de una unidad de volumen (un mL o un litro) de dicho cuerpo.*

Así entonces, si leemos que la densidad δ del agua es 1 g/mL interpretaremos que 1 mL (unidad de volumen) de agua tiene una masa de 1 g. Del mismo modo, la densidad del Cobre debe interpretarse como que un cubo de 1 cm de lado (por lo tanto, un volumen de 1 cm³) construido con dicho metal tiene una masa de 8,9g.

De acuerdo a lo que hemos dicho respecto de densidad, fácil es deducir que se calcula como el cociente entre la masa y el volumen del cuerpo en cuestión; de manera que:

$$\delta = \frac{\text{masa}}{\text{volumen}}$$

Cada tipo de materia diferente tiene una diferente cantidad de masa en una unidad de volumen, lo que implica decir que tiene un valor específico de densidad. Usando la densidad, comparamos la masa de 1 cm³ o de cualquier otra unidad de volumen de un cuerpo o sustancia con la de cualquier otro cuerpo o sustancia. Podemos comparar hierro con cobre o con plomo.



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

El dato de densidad no siempre viene dado o se encuentra en la bibliografía, de manera que también puede calcularse o, en el caso de materiales desconocidos, determinarse experimentalmente y luego por comparación de datos, constatar de qué material se trata. Así por ejemplo, se tiene un cuerpo de material metálico dudoso, de aproximadamente 50cm³ de volumen, cuya masa es de 390 g, ¿será plomo, hierro o aluminio?

Del mismo modo, si se tienen masas iguales de un gas y de un sólido, ¿cuál tendrá una densidad mayor? ¿Por qué?

V) PORCENTAJE

El porcentaje es una forma muy usada de comunicar datos en forma cuantitativa. Se utiliza escribiendo los **números** bajo la apariencia de una **fracción de cien**. El símbolo de este concepto es el %, el cual se denomina **“por ciento”** y se traduce como **“de cada cien”**. Por ejemplo: Diez por ciento es un porcentaje que se escribe como 10% y que se entiende como diez de cada cien (10/100). Si se dice que el 10% de un grupo de treinta personas tiene el pelo de color rojo, la frase supone que tres de esas personas son pelirrojas.

Ejemplos:

- 1) “En los últimos exámenes se registró un 60% de alumnos ausentes”
- 2) “El aire contiene 21 % en volumen de Oxígeno, 78 % de Nitrógeno y 0,035% de CO₂”
- 3) “El análisis de 1,5 g de muestra arrojó los siguientes resultados: 880 mg de A; 0,55 g de B y el resto de C. Esto significa que la muestra contiene.....% de C”.
- 4) “El costo de 1 kg del producto A ha registrado un aumento de 15 centavos sobre el valor anterior de 1,65\$. Para compensar este aumento se ha decidido hacer un 10% de descuento en el costo de 1 kg del mismo producto pero de otra marca, cuyo valor era de \$2/kg”. ¿Cómo resultó la compensación?”

1) En este ejemplo, las partes son alumnos y, en consecuencia, el dato indica que de cada 100 alumnos inscriptos para rendir examen, 60 estuvieron ausentes o, lo que es lo mismo, 40 estuvieron presentes. El dato NO dice que se hayan inscripto 100 alumnos y 60 estuvieron ausentes; debe tenerse presente que la referencia se hace sobre 100 alumnos (partes) aunque el número real haya sido mayor o menor que 100. Así por ejemplo puede haber ocurrido que se hayan inscripto 30 alumnos y 18 estuvieron ausentes, el cálculo del porcentaje de alumnos ausentes sería:

30 alumnos inscriptos.....18 alumnos ausentes
100 alumnos inscriptos.....X = 60 “ “ 60 % de alumnos ausentes

El mismo cálculo hecho en forma de fracciones:

$$\frac{18\text{ausentes}}{30\text{inscriptos}} = \frac{X\text{ausentes}}{100\text{inscriptos}} \Rightarrow X = 60 \text{ ausentes si fueran 100 inscriptos}$$

60% alumnos ausentes

También, conociendo que 60% de los inscriptos estuvo ausente, ¿cuántos alumnos faltaron si el número de inscriptos fue 30?

Si de 100 inscriptos.....60 ausentes
“ 30 inscriptos.....X = **18 ausentes**

ó

$$\frac{60\text{ausentes}}{100\text{inscriptos}} = \frac{X\text{ausentes}}{30\text{inscriptos}} \quad \mathbf{X = 18 ausentes}$$



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

2) 21% en volumen señala que cada 100 partes de aire expresadas en unidades de volumen (litros por ejemplo) existen 21 partes (litros) de Oxígeno; 78 L de Nitrógeno y 0,035 L de CO₂. Si se toma el m³ como unidad de volumen, entonces la interpretación será: 21 m³ de O₂; 78 m³ de N₂ y 0,035 m³ de CO₂.

3) Este ejemplo requiere una respuesta expresada en %; esto es, pide que informemos (mediante cálculo), cuántas partes del componente C existen cada 100 partes del sistema total. Según los datos, las partes están expresadas en unidades de masa, si bien no uniformes (gramos y miligramos). Debemos decidir en qué unidad de masa trabajaremos, unificarlas y luego hacer el cálculo requerido. Si optamos por la unidad gramo, entonces los datos serían: 1,5g totales (la muestra analizada) contienen 0,88 g de A; 0,55 g de B y, en consecuencia:

$$1,5 - (0,88 + 0,55) = \underline{0,07\text{g de C}}$$

El cálculo del % sería: si en 1,5 g totales..... 0,07 g de C
en 100 g totales.....X = 4,7

4,666 g (partes) de C serían las presentes en 100 g (partes) totales; por definición este valor es el % de C en la muestra analizada. En consecuencia, la muestra contiene **4,7% de C**.

Si para el cálculo se emplean fracciones, sería:

$$\frac{0,07\text{gC}}{1,5\text{gtot}} = \frac{X\text{gC}}{100\text{gtot}} \Rightarrow X = 4,7 \text{ g C en } 100 \text{ g totales} \Rightarrow \underline{\mathbf{4,7\% \text{ de C}}}$$
 en la muestra

4) El análisis de este ejemplo queda como un ejercicio más a los existentes en la guía de problemas correspondiente.

VI) REPRESENTACIONES GRÁFICAS EN EJES CARTESIANOS Y SU INTERPRETACIÓN

Como construir un gráfico de líneas:

El primer paso para construir un gráfico es **tabular** los datos que se van a graficar, después hay que **establecer cuales son las variables independiente y dependiente**. La variable independiente se coloca en el eje horizontal o eje X y la variable dependiente en el eje vertical o eje Y del gráfico. El tercer paso para la construcción es **elegir la escala apropiada** a usar en cada eje (decidir cuántas unidades representaran las divisiones sobre cada eje) de manera tal que los puntos sean fáciles de graficar y el gráfico pueda leerse con facilidad.

Ejemplo:

Un alumno llena un recipiente con agua tibia, coloca un termómetro en ella y anota la temperatura a intervalos de tiempo regulares a medida que el agua se enfría a una velocidad constante. Con estos datos construye una tabla:

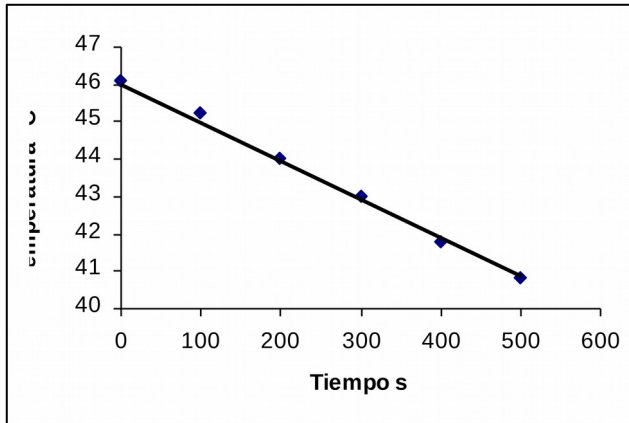
Tiempo (segundos)	Temperatura del agua (°C)
0	46,1
100	45,2
200	44,4
300	43,0
400	41,8
500	40,8

Luego establece cual es la variable independiente y cuál la dependiente sabiendo que las temperaturas registradas dependen del tiempo en que fueron tomadas, en consecuencia el tiempo es la variable independiente y la temperatura es la dependiente.

Lo que sigue es determinar cuantas unidades representaran las divisiones sobre cada eje: en el eje X (eje Tiempo) 1 cm representará a 100 segundos y en el eje Y (eje Temperatura) 0,5 cm será equivalente a 2 °C



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA



En el gráfico se puede leer por ejemplo la siguiente información:

- ¿Cuánto tardará la muestra de agua en enfriarse hasta 43,6 °C?
- ¿Qué temperatura tendrá la muestra de agua transcurridos 125 s?
- ¿Cuántos grados se enfriará el agua en 250 s ?

APLICACIONES

TEMA 1

I, II, III) CIFRAS SIGNIFICATIVAS, ERROR, NOTACIÓN CIENTÍFICA, UNIDADES DE MEDIDA

1) Indique cuál de los siguientes son números exactos:



U.N.C.P.B.A.

FACULTAD DE AGRONOMÍA

- a) la masa de un broche para papel
b) el área superficial de una moneda
c) el número de pulgadas que hay en una milla
d) el número de onzas que hay en una libra (ambas son unidades de masa inglesas)
e) el número de microsegundos que hay en una semana
f) el número de páginas que tiene esta guía.
- 2) Indique cuál es la cantidad de cifras significativas en cada una de las siguientes cantidades medidas:
- a) 4867 mm b) 56 mL c) 60104 tn d) 2900 g
e) 40,2 g/cm³ f) 0,7 min. g) 0,0000003 cm h) 4,6 X 10¹⁹ átomos
- 3) Exprese los resultados de las siguientes operaciones con las correspondientes cifras significativas y con notación científica, cuando resulte conveniente:
- a) 145,75 + 2,3 10⁻¹ b) 79500 / 2,5 10² c) 7,0 10⁻³ - 8,0.10⁻⁴
d) 1,0.10⁴ x 9,9. 10⁶ e) 0,0095 + 8,5.10⁻³ f) 653 / 5,75. 10⁻⁸
g) 850000 - 9,0. 10⁵ h) 3,6 10⁻⁴ x 3,6.10⁶ i) 65,736 + 18 - 2,03
- 4) Efectúe las siguientes operaciones y exprese cada respuesta en las unidades correctas y con el número correcto de cifras significativas, como si fueran cálculos con resultados experimentales.
- a) 5,6792 m + 0,6 m + 4,33 m b) 3,70 g - 2,9133 g c) 4,51 cm x 3,6666 cm
d) 7.310 m / 5,70 km e) 3,26 10⁻³ mg - 7,88.10⁻⁵ mg
- 5) Exprese en m/seg la velocidad de un auto que se desplaza a 100 km/h.
- 6) Exprese en m³ el volumen de una botella de vino de ¾ litros.
- 7) Si cada renglón de un libro de química tiene aproximadamente 50 letras, y hay aproximadamente 50 renglones en cada una de sus 620 páginas
- a) ¿cuántos moles de letras deberá leer -como mínimo- un estudiante para aprobar esta materia?
b) ¿y cuántas docenas de letras?
- 8) Exprese en unidades SI los siguientes datos:
- a) 15 cm; 52 Km; 50 pulgadas; 0,3 milimicrones
b) 10⁴ g; 25 kg; 2 toneladas
- 9) a) Si 6,022.10²³ moléculas de oxígeno tienen una masa de 32 g, ¿Cuál será la masa de una molécula de oxígeno expresada en g, Kg y pg?
b) ¿Cuántos Kg y pg pesan 6,022.10²³ moléculas de ozono (O₃), si sabemos que 1,255.10²³ moléculas de ozono pesan 10g?
c) El radio de un átomo de calcio es de 2,98.10⁻⁸ cm y su masa es de 6,66.10⁻²³g. ¿Cuál es su radio en $\overset{\circ}{\text{A}}$ y su masa en ng y en uma?
- 10) Un grupo de alumnos determina experimentalmente una magnitud denominada "calor de neutralización", cuyo valor aceptado es 56,8 KJ. El valor hallado por los estudiantes luego del procesamiento de los datos experimentales resulta 53,4 KJ. ¿Qué error relativo y porcentual corresponde a la medición efectuada?

EJERCITACIÓN ADICIONAL:

- 1) Exprese en unidades SI los siguientes datos:
- a) 300 cm²; 5,2 mm²; 10⁶ mL; 1 L
b) 130 km/h; 981 cm/s²
- 2) Convierta 22,6 m a dm y km empleando el método del factor unitario.



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

- 3) Convierta $68,3 \text{ cm}^3$ a m^3
- 4) La densidad del aluminio es $2,70 \text{ g/cm}^3$. ¿Cuál es su densidad en kg/m^3 ?
- 5) a) El radio de un átomo de oxígeno es de $7,3 \cdot 10^{-9} \text{ cm}$. ¿Cuál es dicho radio en nm, pm y mm?
b) El volumen total de sangre de una persona es aproximadamente de 5 L. Si se sabe que 100 mL de sangre contienen 1,10 mg de glucosa. ¿Cuántos gramos de glucosa total contiene la sangre de esa persona?
- 6) Se quiere calcular el peso del oro en una balanza analítica cuya sensibilidad es de 0,1 mg y se obtienen dos medidas que difieren en 0,4 mg con respecto al valor exacto.
a) Calcule el error relativo porcentual derivado de esta incertidumbre si el peso de la muestra es:
I) 700 mg
II) 250 mg
III) 40 mg
- b) Analizando los resultados ¿Cómo se relacionan estos con respecto a los pesos de las muestras?

IV) DENSIDAD

- 1) La masa de un sólido es de 40,573g y su volumen es de $20,2 \text{ cm}^3$. Determine cuál es la densidad del sólido.
- 2) a) La densidad del oro es de $19,3 \text{ g/cm}^3$ a 25°C . Suponga que alguien quiere regalarle un cubo de oro de $1,0 \text{ dm}^3$, ¿cuántos Kg de oro le está regalando?
b) Un barra de hierro de 4,72cm de largo, $3,19 \cdot 10^{-2} \text{ m}$ de ancho y 52 mm de alto, tiene una masa de 618,53g, ¿cuál es la densidad del hierro?
- 3) Un alumno buscó en un manual la densidad del hierro a 25°C y 1,00 atm. de presión y la del monóxido de carbono a la misma presión y temperatura. Anotó los dos valores pero olvidó indicar a cuál de las dos sustancias (A ó B) correspondía cada uno. ¿Se puede ayudar al alumno a identificarlos? $\delta_A = 1,15 \text{ g.dm}^{-3}$ $\delta_B = 7,80 \text{ g.cm}^{-3}$.
- 4) ¿Cuál es la densidad del silicio si 50,6 g ocupan 21,72 mL?
- 5) El vinagre tiene $\delta = 1,0056 \text{ g/cm}^3$. ¿Cuál es la masa de 2 L de vinagre?
- 6) Una esfera de Pb de $1,20 \cdot 10^4 \text{ g}$, tiene volumen de $1,05 \cdot 10^3 \text{ cm}^3$. Calcule δ_{Pb} .
- 7) El oro es un metal muy dúctil, se lo puede deformar hasta conseguir con él láminas extremadamente delgadas. Si se repuja un gramo de oro hasta conseguir una lámina de 1 m^2 de superficie ¿cuál será el espesor promedio de la lámina obtenida? Tenga en cuenta que la densidad del oro es $19,3 \text{ g/cm}^3$.
- 8) La presión atmosférica normal (1atm) corresponde a una altura de 76cm que alcanza una columna de mercurio en un tubo de vidrio de 1,128cm de diámetro. Si el volumen del cilindro es igual a $\pi \cdot r^2 \cdot h$ y el diámetro es igual a 2. radio ¿Qué masa tiene dicha columna de mercurio?
- 9) Para determinar la densidad del metal constituyente de un cuerpo irregular se utiliza una probeta cilíndrica de 10cm de diámetro, conteniendo agua hasta una altura de 10 cm. Luego de sumergir el cuerpo en el agua de la probeta, la altura del líquido alcanzó 14,37cm. ¿Cuál es la densidad del metal si la masa del cuerpo es de 926,1g? ¿A qué metal puede corresponder?
- 10) Calcule la masa de: a) una esfera de oro de 10,0 cm de radio y $\delta = 19,3 \text{ g/cm}^3$
b) un cubo de platino de 0,040 mm de lado y $\delta = 21,4 \text{ g/cm}^3$.



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

c) 50 mL de etanol de $\delta = 0,798 \text{ g/mL}$.

EJERCITACIÓN ADICIONAL:

- 1) Interprete los siguientes datos: $\delta_{\text{Fe}} = 7,9 \text{ g/cm}^3$; la provincia de Chaco tiene una densidad de población de $8,43 \text{ hab/km}^2$.
- 2) Calcule la densidad para cada uno de los siguientes casos: 2,0 g de azúcar de mesa ocupan un volumen de 1,26 mL ; Nigeria tiene una población de alrededor de 89.000.000 de habitantes y su superficie es de 923.768 km^2 .
- 3) ¿Qué masa tienen 500 mL de metanol (alcohol de quemar), si su $\delta = 0,791 \text{ g/cm}^3$?
- 4) Debe fundir totalmente 100 g de manteca. ¿Qué volumen tendrá?

Los datos de densidad necesarios para las respectivas resoluciones se toman de la tabla de este cuadernillo.

V) PORCENTAJE

- 1) Aproximadamente el 35% de un yogur de fruta de 125 gr corresponde a la fruta. ¿Cuántos gramos de fruta contiene el yogur? ¿Cuántos yogures serán necesarios para que entre todos contengan 1,5kg de fruta?
- 2) Se dispone de 500g de un ácido sulfúrico de 95% de pureza. ¿Qué masa de dicho ácido se desaprovecha?
- 3) Por acción de una roca fosforosa con ácido sulfúrico se obtuvieron 50 toneladas de un superfosfato de calcio (fertilizante) que responde al siguiente análisis:
a) Fosfato monocálcico.....30,2% b) Fosfato tricálcico10,4%
c) Sulfato de calcio.....44,6% d) Otros..... 8,2%
e) Impurezas inertes..... 6,6%
¿Qué masa de cada uno de los componentes existen en el total del superfosfato preparado?
- 4) Una solución se preparó disolviendo 25 g de soluto en 100 g de solvente (agua) ¿En qué porcentaje se encuentra cada componente en dicha solución?
- 5) En un análisis de suelos se encontró que 50 mg de suelo contenían $2 \cdot 10^{-4} \text{ g}$ de N.
a) ¿Cuál es el % de N en dicho suelo?
b) Si se sabe que el % de materia orgánica (M.O.) es aproximadamente 20 veces mayor que el % de Nitrógeno, ¿cuál es el % de M.O. en dicho suelo?
- 6) El análisis cuantitativo de un suelo indicó que contiene 3 % de materia orgánica (M.O.)
a) ¿Qué cantidad de M.O., expresada en mg, existe en 1 g de suelo?
b) Si se sabe que el 58 % de la M.O. es Carbono, ¿qué masa de C encontrará en la cantidad de suelo considerada? Expresar dicha cantidad en μg y en kg.
- 7) Una bebida contiene 3 partes en volumen del ingrediente A por cada parte de agua. La elaboración industrial diaria de dicha bebida es de 1 m^3 . ¿Cuántos litros de A y de H_2O se emplean por día? ¿Qué % de A contiene la bebida?
- 8) Es necesario preparar 0,5 L de una solución acuosa de cierto herbicida.
a) Si su δ es $1,36 \text{ g/mL}$, ¿qué masa de solución se preparará?
b) Si la solución contendrá 30% m/m del herbicida, ¿qué masa de dicho componente y de agua se



necesitará?

VI) REPRESENTACIONES GRÁFICAS

1) En una experiencia a temperatura constante, se mide la presión ejercida por un gas cuando se la encierra en recipientes de distintos volúmenes. Los datos recogidos de presión medida en atmósferas y volumen medido en litros, son:

V	P
18	0,30
9	0,60
4,5	1,20
2,25	2,40
1,125	4,80

- grafique dichos valores en un par de ejes adecuados
- según el gráfico obtenido, ¿qué presión soportará el gas en un recipiente de 15L?
- ídem para el V que ocupará cuando ejerza una presión de 1, 5atm

2) Si la misma experiencia se realiza en un mismo recipiente ($V = cte$) y se mide P ejercida a distintas temperaturas, medida en escala Kelvin, se tiene:

T	P
100	10
120	12
150	15
180	18
200	20

- grafique dichos valores en un par de ejes adecuados
- según el gráfico obtenido, ¿qué presión soportará el gas a una temperatura de 135 K?
- ídem para T soportada cuando esté sometido a una $P = 17atm$
- ¿Puede encontrar alguna relación matemática entre los valores de P y V y de P y T en los ejercicios 1 y 2? Explique.

3) Se tienen los siguientes valores de Volumen y Temperatura:

V	T
15	1000
30	2000
¿	4000
90	6000
120	¿

- complete los valores faltantes
- grafique dichos valores en un par de ejes adecuados
- según el gráfico obtenido, ¿a qué temperatura se encontrará un gas en un recipiente de 25L?
- ídem para el volumen que ocupará un gas sometido a una temperatura de 4500K.

TEMA 2

1) Señale características de los fenómenos físicos y químicos. Clasifique las siguientes transformaciones de la materia en físicas y químicas:

- combustión de una vela
- destilación de agua
- fusión del cobre
- imantación del hierro
- neutralización de un ácido.

2) Agrupe las siguientes propiedades en intensivas y extensivas:

- volumen
- densidad
- olor
- punto de fusión
- peso
- longitud
- sabor
- punto de ebullición.



U.N.C.P.B.A.

FACULTAD DE AGRONOMÍA

- 3) ¿Cuáles de las siguientes características le corresponden a una sustancia pura en un estado único de agregación? Justifique su respuesta:
- a) es homogénea
 - b) tiene la misma densidad en todos sus puntos
 - c) es siempre sólida
 - d) está formada por dos o más elementos.
- 4) Indique cuáles de las siguientes son sustancias puras simples y cuáles compuestas:
- | | | | | |
|------------------|-------|-----------|---------------------|--------------------|
| sulfato de sodio | cloro | manganeso | óxido de cinc | cloruro de potasio |
| ácido sulfúrico | cobre | oxígeno | hidróxido de calcio | |
- 5) Señale cuáles de las siguientes sustancias son elementales:
- | | | | | | |
|-------------------|----------|----------|-----------------|---------|---------|
| nitrógeno | amoníaco | agua | ácido sulfúrico | potasio | carbono |
| clorato de calcio | cromo | arsénico | agua oxigenada | metano | azúcar |
- 6) Un recipiente contiene cierto volumen de agua pura.
- a) Explique por qué dicho volumen no es una propiedad intensiva del agua, mientras que sí lo es su punto de ebullición.
 - b) La masa y el volumen del agua considerada no son propiedades intensivas; ¿qué relación puede establecer entre ambas que lo sea?
- 7) En cada uno de los siguientes casos, indique de qué tipo de sistema se trata, cuántas fases y cuántos componentes los forman:
- a) aire con partículas de carbón suspendidas
 - b) oxígeno líquido
 - c) oxígeno líquido y aire gaseoso en contacto
 - d) azufre
 - e) agua líquida, vapor de agua y agua sólida
 - f) aire (filtrado)
 - g) agua con limaduras de hierro.
 - h) vapor de agua, 3 trozos de hielo y 2 de hierro
 - i) azúcar parcialmente disuelta en agua
- 8) Proponga ejemplos de sistemas formados por:
- a) 3 fases y 4 componentes
 - b) 2 fases y 2 componentes
 - c) 1 fase y 3 componentes
 - d) 3 fases y 1 componente
- 9) A un litro de agua se le agrega sal común, de modo que cierta masa del sólido permanece depositado en el fondo del recipiente, ¿cuántas fases presenta el sistema? ¿Cuántos componentes?
- 10) ¿Cuáles de los siguientes sistemas son soluciones y cuáles sustancias puras?
- | | | |
|-------------------|----------------------|--------------------------------|
| a) agua y alcohol | b) óxido de magnesio | c) vino (filtrado) |
| d) agua corriente | e) ácido sulfúrico | f) alcohol de quemar comercial |
| g) aire | h) éter | i) agua de mar filtrada |
- 11) Señale y justifique cuáles de las siguientes afirmaciones se refieren a una solución:
- a) la masa es constante
 - b) la densidad es la misma en todos sus puntos
 - c) es siempre líquida
 - d) los componentes se pueden separar por fraccionamiento
 - e) siempre está formada por sustancias elementales
 - f) está constituida por dos o más sustancias
 - g) tiene una sola fase.
- 12) Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:
- a) Si el sistema tiene una sola sustancia, siempre será homogéneo.
 - b) Una suspensión es un sistema heterogéneo.
 - c) El agua y el azúcar siempre forman un sistema homogéneo.
- 13) Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando sus respuestas:

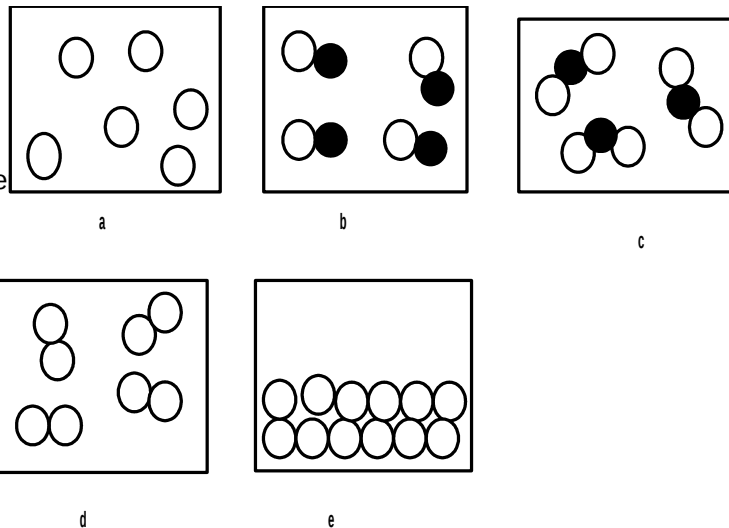


U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

- a) Una solución está formada por una sola sustancia.
 b) Pueden existir sistemas heterogéneos formados por una sola sustancia.
 c) La leche recién ordeñada es un sistema homogéneo.
- 14) A simple vista un sistema parece homogéneo. Cuando se determina su temperatura de fusión se observa que la parte superior funde a 60°C y la parte inferior lo hace a 80°C. ¿Qué tipo de sistema cree que era el original?
- 15) Una sustancia sólida y blanca se convierte en un sistema heterogéneo formado por un gas incoloro y un sólido púrpura, luego de ser sometido a la acción del calor. ¿Cómo se llama el fenómeno ocurrido? ¿Qué conclusiones se obtienen acerca de la sustancia original?
- 16) Al efectuar la destilación simple de una solución, en el recipiente colector se deposita un líquido y en el balón de destilación un resto sólido y cristalino. ¿Podemos afirmar que el líquido obtenido es una sustancia pura? ¿Podemos afirmar lo mismo respecto del sólido cristalino?
- 17) De acuerdo a la pregunta anterior, discutir los siguientes casos, suponiendo que la solución estaba formada por:
 a) agua y sal común; b) agua, sal y sulfato de cobre;
 c) agua, alcohol y sulfato de cobre; d) agua, alcohol, sal común y sulfato de cobre.
- 18) Indique cuáles de los siguientes esquemas representan sustancias simples y cuáles sustancias compuestas o compuestos (los círculos representan átomos)

TEMAS 3 y 4

1) Complete el siguiente



Nº atómico	Nº de protones	Nº de masa	Nº de electrones	Nº de neutrones	Símbolo nuclear
12		24			$^{24}_{12}\text{Mg}$
	5	10	2		
8			10	8	
					$^{19}_9\text{F}^-$
11			10	12	
17			18	18	
	16		18	16	
	26		26	30	



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

13		27	10		
	4		4	5	
	83	209	80		
					${}_{20}^{41}\text{Ca}^{+2}$
36			36	48	
	22		20	26	
	34		36	45	
38		88	36		

- 2) El He natural tiene dos isótopos; la mayor parte de los átomos tienen un número de masa 4 y unos pocos átomos tienen número de masa 3. Indique para cada isótopo:
a) n° de protones b) n° de neutrones c) n° atómico d) n° de masa e) carga
- 3) Un ión divalente positivo posee en su núcleo 12 protones, siendo su número de masa 24. Con estos datos, indique:
a) ¿Cuántos electrones posee dicho ión en sus niveles energéticos?
b) ¿Cuál es la masa de un mol de átomos del elemento al que pertenece?
- 4) ¿Cuáles de los siguientes pares de átomos son isótopos?
a) ${}^2_1\text{H}^+$ y ${}^2_1\text{H}$ b) ${}^3_2\text{He}$ y ${}^4_2\text{He}$ c) ${}^{35}_{16}\text{S}$ y ${}^{35}_{17}\text{Cl}$
- 5) ¿Cuáles de las siguientes especies son isoelectrónicas?. Como dato, utilice los números atómicos de cada uno.
a) P^{+3} b) S^{-2} c) Cl^- d) Ar e) K^+ f) Ca^{+2}
- 6) Calcule la masa atómica relativa promedio del magnesio, sabiendo que en su estado natural se presenta en estas formas:
 ${}^{24}_{12}\text{Mg}$: 78,69% ; ${}^{25}_{12}\text{Mg}$: 10,11% ; ${}^{26}_{12}\text{Mg}$: 11,2%
- 7) Calcule la masa atómica relativa promedio del carbono, sabiendo que en su estado natural se presenta como:
 ${}^{12}_6\text{C}$: 99% ; ${}^{13}_6\text{C}$: 0,75% ; ${}^{14}_6\text{C}$: 0,25%
- 8) Sabiendo que el cobre natural está formado por los isótopos 63 y 65 y que la masa relativa promedio es 63,540; ¿cuál es la abundancia relativa de cada isótopo?
- 9) La masa relativa promedio del bromo es 79,909. Sabiendo que está formado por dos isótopos de números de masa 79 y 81, ¿cuál es la abundancia relativa de cada isótopo?
- 10) Se tiene un elemento X cuyo catión monopositivo tiene la siguiente configuración electrónica externa: $4s^2 4p^6$. Si el número másico del isótopo más estable de dicho elemento es 87, ¿cuántos neutrones tiene el núcleo de dicho isótopo?
- 11) ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y cuáles falsas? Justifique la respuesta.
a) Según el principio de Pauli no hay más que 2 electrones en un subnivel $2p_x$.
b) Según el principio de Hund, si hay 2 electrones en los subniveles $2p$ y uno está en $2p_x$ el otro estará en $2p_y$ ó $2p_z$.
c) Según el principio de Pauli el nivel 4 puede tener un máximo de 30 electrones.



U.N.C.P.B.A.

FACULTAD DE AGRONOMÍA

- 12) Represente la configuración electrónica de los elementos cuyos números atómicos se dan a continuación:
- a) 6 b) 18 c) 28 d) 48
e) 86 f) 14 g) 34 h) 54
- 13) Un átomo tiene 7 electrones, ¿cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?:
- a) Según el principio de mínima energía, el átomo en su estado fundamental no puede tener un electrón en el subnivel **3px** .
b) Los electrones que se encuentran en los subniveles **2p** son tres; dos están en el **2px** y el tercero en el **2py** .
c) En el subnivel **2s** no puede haber tres electrones.
- 14) Escriba las configuraciones electrónicas completas de los elementos que responden a la forma general $ns^2 np^2$. Señale los valores de Z respectivos. Repita para las formas generales $ns^2 np^3$ y $ns^2 np^4$ y $ns^2 np^5$.
- 15) Los iones X^{-3} y R^{-} son isoelectrónicos con ${}_{20}^{40}J^{+2}$
- a) Indique el símbolo nuclear del isótopo de X de número másico 32. ¿A qué grupo y período pertenece dicho isótopo de X?. ¿Por qué?.
b) Indique la Configuración Electrónica de R.
c) Sabiendo que el n° de neutrones de X^{-3} es 16, indique su n° másico y el n° de partículas con carga positiva. ¿Difiere el Grupo y Período al que pertenece respecto de su isótopo 32? ¿Por qué?
- 16) El elemento T tiene Configuración Electrónica Externa (CEE) : $5s^2 5p^3$ y el ion R^{-3} posee 18 electrones. Justifique las respuestas que se piden a continuación:
- a) ¿Cuál es la CEE de R?.
b) Simbolice un catión que sea isoelectrónico con R^{-3} .
c) ¿La tendencia de T a formar cationes, es mayor / igual / menor que la de R?
d) Indique Z (número atómico), correspondiente a un elemento alcalino, que tenga mayor radio atómico que T y R.
- 17) El átomo ${}^{22}E$ es isoelectrónico con el ion ${}^{24}R^{+2}$, que tiene igual número de protones y neutrones en su núcleo.
- a) Escriba la CEE de R.
b) Indique el número de neutrones del átomo del elemento E.
c) ¿Cuál es el número de masa de un isótopo de E que tiene 10 neutrones en su núcleo?
d) Compare el radio atómico del tercer metal alcalinotérreo con el del segundo halógeno.
- 18) Un átomo del elemento E pierde tres electrones, formando un ión que es isoelectrónico con el segundo gas noble.
- a) Determine el número de neutrones de un isótopo de E de número de masa 28.
b) Establezca la CE de un átomo del elemento E.
c) Indique el número de protones del ion X^{-2} que tiene cinco electrones más que E.
- 19) Dados los átomos ${}^{88}Q$ que contiene 50 neutrones en su núcleo y R que forma un anión divalente cuya CEE es: $5s^2 5p^6$.
- a) Señale la CE de Q.
b) Indique el número de protones que hay en el catión Q^{2+} .
c) ¿Cuál es el número de partículas eléctricamente neutras que hay en el núcleo de un átomo de ${}^{127}R$?
- 20) Se tiene el catión trivalente G^{+3} con $Z = 13$ y el ion ${}^{32}R^{-2}$. Este anión tiene 8 electrones más que G^{+3}



U.N.C.P.B.A.

FACULTAD DE AGRONOMÍA

a) Indique n° y tipo de cada una de las partículas presentes en $^{29}\text{G}^{+3}$.

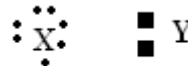
b) Indique la CE de $^{29}\text{G}^{+3}$

c) Simbolice un catión que sea isoelectrónico con $^{32}\text{R}^{-2}$.

21) Desarrolle estructuras de Lewis de las siguientes sustancias, indicando tipo de unión que se establece:

a) O_2 b) NH_3 c) CaF_2 d) Cl_2 e) H_2S f) Cl_2O g) BaCl_2 h) CH_4 i) NaF

22) Dadas las CEE de los elementos distintivos (representativos) X e Y, señale la respuesta correcta para el compuesto que forman entre ambos:



- a) Covalente con fórmula X_2Y
b) Covalente con fórmula XY_2
c) Iónico formado por iones Y^{+2} y X^{-1}
d) Iónico formado por iones X^{-1} e Y^{+1}

23) Respecto de las siguientes sustancias: F_2 ; NaCl ; CsF ; H_2S , PH_3 , SiH_4 , indique

- a) ¿Cuáles presentarán enlaces covalentes puros?
b) ¿En cuáles habrá enlaces predominantemente covalentes?
c) ¿En cuáles se establecerán enlaces predominantemente iónicos?
d) ¿En cuál se encontrará el enlace con mayor carácter iónico?

24) Para las siguientes moléculas, desarrolle las respectivas estructuras de Lewis, señalando los enlaces covalentes y covalentes dativos.

a) SO_2 b) SO_3 c) H_2SO_4 d) CO_2 e) HNO_3

EJERCITACIÓN ADICIONAL:

1) ¿Qué relación existe entre el número de niveles electrónicos ocupados y la ubicación de los elementos en la tabla periódica?

2) ¿Qué dato proporciona el número de electrones en el último nivel? ¿Cómo se llaman a estos electrones?

3) Para los elementos de números atómicos 21, 39, 57, ¿cuáles son las configuraciones electrónicas más probables? ¿Presentan analogías dichas configuraciones?

4) Un átomo del elemento Q gana 2 electrones formando un anión que es isoelectrónico con el catión $^{40}\text{X}^{2+}$ que tiene igual número de protones y de neutrones en su núcleo.

a) Establezca la CE del elemento Q.

b) Indique el número de neutrones de ^{40}X .

c) Señale el número total de electrones que hay en el compuesto QX.

5) Para las siguientes sustancias, determine si en todos los casos las estructuras electrónicas responden a la teoría de Lewis; desarrolle dichas estructuras:

HCl Cl_2 N_2 NaCl MgF_2 BCl_3
 PCl_5 CS_2 Cl_2O Cl_2O_3

TEMA 5



U.N.C.P.B.A.

FACULTAD DE AGRONOMÍA

- 1- Leer los textos que oportunamente se entregarán, y en cada uno de los ellos identificar los compuestos inorgánicos citados y realizar una tabla como la que se presenta a continuación.

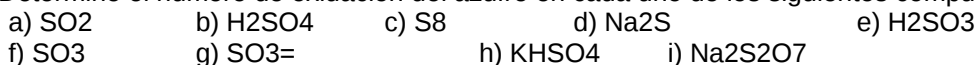
Nombre del Compuesto químico	Fórmula química	N° de oxidación de los elementos químicos	Clasificación según el N° de elementos químicos	Clasificación según su composición

EJERCITACIÓN ADICIONAL

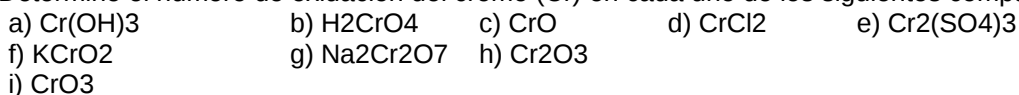
- 1- Cuál es el número de oxidación del elemento Mn en las siguientes especies químicas



- 2- Determine el número de oxidación del azufre en cada uno de los siguientes compuestos:



- 3- Determine el número de oxidación del cromo (Cr) en cada uno de los siguientes compuestos;

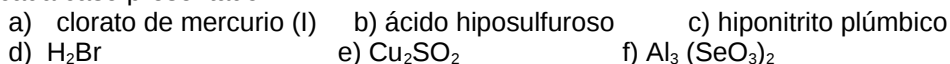


- 4- Completar la siguiente tabla

Fórmula química	Nombre Stock	Nombre clásico
I_2O		
Ni(OH)_2		
HBrO_4		
$\text{Co(NO}_3)_2$		
Fe_2S_3		

- 5- Escribir la fórmula química que corresponde a cada uno de los siguientes nombres.
 a) hidróxido áurico b) sulfato (IV) de hidrógeno c) Hipobromitomercuroso
 d) Iodito de sodio e) fluoruro ferroso f) ortofosfato de cadmio

- 6- Los siguientes nombres o fórmulas químicas no son correctos. Explique esta afirmación para cada caso presentado.



- 7- Combine los metales Ag, Zn y Al con el oxígeno. Nombrar los compuestos. Hidrate los óxidos anteriores y nómbralos.
 8- Combine los no metales N (III); N(V); C(IV) y S(VI) con oxígeno. Nombre los compuestos. Hidrate los óxidos ácidos anteriores y nombre los compuestos resultantes.
 9- Combine el catión sodio con los siguientes aniones: sulfato (VI), trioxocarbonato y ortofosfórico. Nombre las sales neutras obtenidas.
 10- Nombre los siguientes compuestos: As_2O_5 I_2O_7 Mo_2O_3 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ Mg(ClO)_2
 11- Complete la tabla escribiendo la fórmula molecular de la sal correspondiente:

CATIONES	ANIONES
----------	---------



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

-----	CL ⁻	NO ₃ ⁻	SO ₄ ⁼	PO ₄ ⁻³
Na ⁺				
Ca ⁺²				
Al ⁺³				
Pb ⁺⁴				

12- Escriba las fórmulas de las siguientes sustancias e indique qué tipo de compuesto es cada uno:

- a) Sulfito de sodio b) Clorato(III) de hidrógeno c) Carbonato de bario
d) Sulfuro de hidrógeno e) Nitrato cúprico f) Yoduro mercuríco

13- Transforme los siguientes enunciados en ecuaciones químicas:

- a) el cloro gaseoso reacciona con hidrógeno gaseoso formando cloruro de hidrógeno.
b) el cloruro de bario reacciona con sulfato de zinc formando cloruro de zinc y sulfato de bario (precipitado)
c) el nitrato de calcio reacciona con ortofosfato sódico, formando nitrato de sodio y ortofosfato de calcio (precipitado)
d) el calentamiento de clorato de potasio, produce una mezcla de cloruro de potasio y perclorato de potasio
e) el sulfuro de hidrógeno gaseoso arde en el aire formando agua y dióxido de azufre
f) el aluminio metálico desplaza al hierro del óxido férrico, formando hierro y óxido de aluminio
g) el hidrógeno gaseoso se combina con nitrógeno gaseoso formando amoníaco por calentamiento, el hipoclorito de sodio forma una mezcla de cloruro de sodio y clorato de sodio.
h) la combustión de butano (C₄H₁₀) origina dióxido de carbono y agua

TEMA 6

CONCEPTO DE MOL

1) Efectúe las siguientes conversiones:

- a) 6,0 g de amoníaco a moles.
b) 4,7 mmoles de cloruro de hidrógeno a gramos.
c) 1,8 lb de sulfato de amonio a moles.
d) 15 µg de amoníaco a mL .
e) 8,5 pL de cloro a moléculas de cloro.
f) 0,24 moles de agua a moléculas.
g) 1,7 mmoles de cloruro de hidrógeno a moléculas.
h) 6,9.10¹⁶ moléculas de dióxido de carbono a moles.
i) 2 lb de cloro a moléculas.
j) 6000 moléculas de ácido ortofosfórico a Tn.

2) ¿Cuántos mmoles de azufre hay en 20 mg de sulfuro de hidrógeno?.

3) ¿Cuál tiene más moléculas / unidades fórmula?

- a) 4 mmoles de ácido nítrico u 80mg de ácido nítrico.
b) 16g de cloruro de sodio ó 20g de cloruro de potasio.
c) 4 moles de nitrato de calcio ó 1kg de cloruro plumboso.

4) Si se quitan 1,8.10¹⁹ moléculas de dióxido de nitrógeno de 10 mg de dicho gas, ¿cuántos moles del gas quedan?



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

- 5) Un recipiente de 1,00 litro vacío pesa 500,763g. ¿Cuál será su peso cuando esté lleno con dióxido de carbono gaseoso en CNPT?
- 6) La densidad del tetracloruro de carbono líquido a 0°C es 1,600 g/cm³.
a) ¿Cuál es el volumen ocupado por 800 moléculas de tetracloruro de carbono?
b) ¿Cuál es el volumen ocupado por una sola molécula de este compuesto?
- 7) La densidad del tetracloruro de carbono es 1,65 g/cm³. a -5°C ¿Cuál es el volumen promedio ocupado por molécula de tetracloruro de carbono a esta temperatura?
- 8) En CNPT, 625 mg de un gas desconocido ocupan un volumen de 175 cm³. ¿Cuál es la masa molar del gas?
- 9) Una molécula de un compuesto químico desconocido tiene una masa de $2,33 \cdot 10^{-22}$ g. ¿Cuál es la masa molecular relativa del compuesto?
- 10) Dispersando moléculas de tipo aceitoso sobre agua para que formen una capa unimolecular se ha encontrado que se reduce la velocidad de evaporación del agua protegida en esta forma. Si la sección transversal de una molécula tipo aceitoso de fórmula $C_{12}H_{26}O$ tiene $36 \left(\frac{\text{Å}}{\text{Å}}\right)^2$, ¿qué peso de ella se requerirá para cubrir un depósito cuya área es 1,0 milla cuadrada?
- 11) En una molécula de H_2SO_x hay $7,98 \cdot 10^{-23}$ g de oxígeno.
a) Calcule la atomicidad del oxígeno de H_2SO_x
b) Indique cuántos moles de átomos de oxígeno hay en 2 moles de H_2SO_x
- 12) La masa de $3,20 \cdot 10^4$ átomos de R es $1,65 \cdot 10^{-18}$ g y la de 15 moléculas de R_n es $3,09 \cdot 10^{-21}$ g.
a) Calcule la masa atómica relativa de R.
b) Calcule los moles de átomos que hay en un mol de R_n .
- 13) La masa de un átomo de X es $1,994 \cdot 10^{-23}$ g.
a) Calcule la masa molar de X_2H_2 .
b) Indique la masa de una molécula de oxígeno.
- 14) La masa molar de $H_4P_2O_x$ es 178 g/mol.
a) Calcule el número total de átomos en una molécula de $H_4P_2O_x$.
b) Calcule la masa de una molécula de $H_4P_2O_x$.
- 15) Indique si son verdaderos o falsos los siguientes enunciados. Justifique con cálculos.
a) 24,31 g de magnesio contienen el mismo número de átomos que 32 g de oxígeno.
b) 20 g de carbono contienen igual número de moléculas monoatómicas que una masa de cloro gaseoso que contiene $2,0 \cdot 10^{24}$ átomos de cloro.
c) En 22 g de dióxido de carbono (CO_2) hay igual número de moléculas que en 11,2 L. del mismo gas en CNPT.
d) En 0,25 moles de átomos de Cd hay $1,51 \cdot 10^{23}$ átomos de Cd (cadmio).
e) 90 g de agua líquida, 220 g de CO_2 y 90 g de hielo contienen el mismo número de moléculas.

EJERCITACIÓN ADICIONAL:

- 1) Una determinada cantidad de $Na_2B_4O_7$ contiene 0,33 mol de oxígeno atómico. ¿Cuántos mmoles de boro contiene?
- 2) ¿Cuántos mg de sodio hay en 240 mg de carbonato de sodio?
- 3) ¿Cuál es la composición centesimal (porcentual) en masa de cada átomo en las siguientes sustancias?
a) bromuro de sodio.



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

- b) $\text{Ca}(\text{CN})_2$
c) carbonato de sodio decahidratado.
- 4) Calcule:
a) La masa de Cl en 0,500 moles de Cl_2CH_2 .
b) La masa de carbono (C) en 5 moles de $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$.
- 5) Responda y justifique con cálculos.
a) ¿100 g de N_2O y 100 g de CO_2 contendrán el mismo número de moléculas?.
b) ¿100 g de N_2O y 100 g de CO_2 contendrán el mismo número de átomos de oxígeno?.
- 6) La glucosa tiene una fórmula molecular que es $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Responda a los siguientes items:
a) ¿Cuál es la masa de un mol de glucosa?.
b) ¿Cuál es la masa de una molécula de glucosa?.
- 7) a) ¿Cuántos átomos de nitrógeno hay en 10,0 mg de las siguientes sustancias?
i) nitrato de calcio.
ii) pentóxido de dinitrógeno.
b) ¿Cuántos moles de moléculas de nitrógeno hay en 0,5 kg de las siguientes sustancias?
i) nitrato de amonio ii) amoníaco.
- 8) Alrededor del 75% del peso corporal humano está constituido por agua. Para una persona que pesa 65,0 kg calcular:
a) ¿Cuántos moles de moléculas de agua conforman su organismo?
b) ¿Cuántas moléculas de agua?.
c) ¿Cuántos átomos de hidrógeno?
- 9) Sin usar la calculadora, ordene las muestras siguientes de menor a mayor número de átomos de oxígeno: un mol de H_2O ; un mol de CO_2 ; $3 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_3 . Justifique.
- 10) ¿Cuántos átomos de H hay en 0,350 moles de moléculas de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?
- 11) La cerveza tiene aproximadamente 5% m/v de alcohol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$)
a) ¿Cuántos moles de moléculas de alcohol hay en 3/4 litros de cerveza?
b) ¿Cuántas moléculas de alcohol en ese volumen? $\delta_{\text{cerveza}} = 1\text{g/cm}^3$.

TEMA 7
ESTEQUIOMETRÍA

- 1) Reaccionan 24 moles de ácido nítrico con cantidad suficiente de carbonato de potasio, de acuerdo con la ecuación:
 $2 \text{ ácido nítrico} + \text{ carbonato de potasio} \rightarrow 2 \text{ nitrato de potasio} + \text{ dióxido de Carbono} + \text{ agua}$
Calcule:
a) número de moles de carbonato de potasio que reaccionaron.
b) masa de nitrato de potasio obtenida.
c) número de moléculas de agua originadas por la reacción.
d) volumen de dióxido de carbono desprendidos en CNPT.
- 2) La ecuación para la obtención de fósforo tetraatómico en un horno eléctrico es:
 $2 \text{ ortofosfato de calcio} + 6 \text{ dióxido de silicio} + 10 \text{ Carbono} \rightarrow 6 \text{ silicato de calcio} + 10 \text{ monóxido de carbono} + \text{ fósforo}$
Determine:
a) número de moles de fósforo obtenidos por cada mol de fosfato de calcio.
b) gramos de fósforo obtenidos por cada mol de fosfato utilizado.
c) masa de fósforo obtenida por cada gramo de fosfato de calcio utilizado.
d) número de moles de SiO_2 y de C necesarios por cada mol de fosfato utilizado.
- 3) Se calienta clorato de potasio hasta su descomposición en cloruro de potasio y oxígeno, según la siguiente ecuación: $2 \text{ clorato de potasio} \rightarrow 2 \text{ cloruro de potasio} + 3 \text{ oxígeno}$



U.N.C.P.B.A.

FACULTAD DE AGRONOMÍA

- a) ¿qué masa de clorato de potasio se necesita para obtener 400 mL de O_2 ?
- b) cuántos moles de cloruro de potasio se formarán simultáneamente?
- 4) La combustión de butano (C_4H_{10}) origina dióxido de carbono y agua. ¿Qué volumen, expresado en cm^3 , de dióxido de carbono en CNPT, pueden producirse a partir de 15 cm^3 de butano líquido?. La densidad del butano líquido es 0,60 g/cm^3 a 0°C.
- 5) La reacción entre carburo de aluminio y agua origina hidróxido de aluminio y metano (CH_4).
- a) ¿Qué masa de carburo de aluminio, expresada en gramos, se necesitan para producir 250 L de metano en CNPT?
- b) ¿Cuántos gramos de agua se necesitan para dicha reacción?. ¿Cuál es el volumen ocupado por el agua líquida?. ($\delta_{agua} = 1,00 g/cm^3$).
- 6) Los combustibles empleados en aviación son mezclas de hidrocarburos de distinta estructura. Suponiendo que la combustión de esta mezcla requiere el mismo oxígeno que consume el octano (C_8H_{18}) en su combustión, ¿qué cantidad de CO_2 desprenderá un motor al gastar 10.000kg de combustible?
- 7) ¿Cuántos m^3 de aire se necesitan para la combustión completa de una tonelada de carbón? Se supondrá que el aire contiene un quinto de su volumen en oxígeno.
- 8) Se hacen reaccionar 100 g de carbonato de calcio con 3 moles de ácido clorhídrico, para obtener dióxido de carbono, cloruro de calcio y agua.
- a) Plantee la ecuación química que representa la reacción química.
- b) Calcule la masa de cloruro de calcio formada.
- c) Calcule el volumen de dióxido de carbono formado en CNPT.
- d) Indique el reactivo limitante, reactivo en exceso y cuántos moles de este último sobran.
- e) ¿En este caso se está considerando que el rendimiento de la reacción es del 100%?
- 9) La reacción entre cloruro de sodio y ácido sulfúrico origina sulfato de sodio y cloruro de hidrógeno gaseoso.
- a) ¿Cuántos gramos de NaCl de 94,3% de pureza se deberán pesar para obtener 250 g de sulfato de sodio?
- b) ¿Cuántos litros de cloruro de hidrógeno gaseoso en CNPT se desprenderán?
- 10) Se dispone de una caliza ($CaCO_3$) cuya riqueza se quiere determinar. Se comprobó que exactamente 15 g de ácido clorhídrico reaccionaron con 28 g de caliza impura. Calcule:
- a) La pureza de la caliza.
- b) Litros de $CO_{2(g)}$ producidos en CNPT.
- c) Cantidad de moléculas de CO_2 producidas.
- 11) Se hizo reaccionar 40g de hidróxido de potasio impuro con ácido clorhídrico, obteniéndose 40g de cloruro de potasio. Calcule:
- a) La masa de hidróxido de potasio puro que reaccionó con el ácido.
- b) La pureza de la muestra.
- c) El número de átomos de oxígeno que intervinieron en la reacción.
- 12) El fluoruro de hidrógeno se usa en la manufactura de freones (que destruyen la capa de ozono en la atmósfera) y en la producción de aluminio metálico. Se prepara haciendo reaccionar fluoruro de calcio con ácido sulfúrico, lo que origina sulfato de calcio y fluoruro de hidrógeno. En un proceso se tratan 6,00kg de fluoruro de calcio con un exceso de ácido sulfúrico, produciéndose 2,86kg de fluoruro de hidrógeno. Calcule el rendimiento porcentual para la reacción de formación de fluoruro de hidrógeno.
- 13) El titanio (Ti) es un metal vigoroso, ligero y resistente a la corrosión, que se usa en la construcción de naves espaciales, aviones y motores para éstos. Se prepara haciendo reaccionar cloruro de titanio (IV) con magnesio fundido, obteniéndose cloruro de magnesio y Ti sólido. En determinada operación $3,54 \cdot 10^4$ kg del cloruro de Ti (IV) reaccionan con $1,13 \cdot 10^4$ kg de Mg.



U.N.C.P.B.A.

FACULTAD DE AGRONOMÍA

- a) Calcúlese el rendimiento teórico del Ti en kg.
b) Calcúlese el rendimiento si, en realidad, se obtuvieron $7,91 \cdot 10^3$ kg de Ti.
- 14)** La nitroglicerina ($C_3H_5N_3O_9$) es un poderoso explosivo. Su descomposición se puede representar por la siguiente ecuación:
$$4 C_3H_5N_3O_9 \rightarrow 6N_2(g) + 12 CO_2(g) + 10 H_2O(g) + O_2(g)$$

Esta reacción genera gran cantidad de calor y muchos productos gaseosos. La veloz formación de estos gases junto con su rápida expansión, es lo que produce la explosión.
a) ¿Cuál es la máxima cantidad de O_2 , en gramos, que se pueden obtener a partir de $2 \cdot 10^2$ g de nitroglicerina?
b) Si el rendimiento porcentual de la reacción fue del 85%, ¿qué cantidad de oxígeno se generó?
- 15)** Se obtuvieron 27,216 toneladas de sulfato de amonio (para usar como fertilizante) según la siguiente ecuación: $2NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$.
Si se utilizaron $9.500 m^3$ de amoníaco, medidos en CNPT, calcule:
a) Si la reacción fuera total, la masa de sulfato de amonio que se debería obtener a partir del volumen de amoníaco que reaccionó.
b) El rendimiento de la reacción.
- 16)** Se desea preparar 15,0g de nitrato cúprico, según la siguiente ecuación:
 $3 \text{ cobre} + 8 \text{ác. nítrico} \rightarrow 3 \text{ nitrato cúprico} + 2 \text{ monóxido de nitrógeno} + 4 \text{ agua}$
a) ¿Cuántos gramos de cobre (pureza del 90%) son necesarios si el rendimiento de la reacción es del 90%?
b) ¿Qué volumen de monóxido de nitrógeno se obtiene?
c) ¿Cuántas moléculas de agua se obtienen?
d) Nombre todos los compuestos según la nomenclatura por atomicidad.
- 17)** El $K_2Cr_2O_7$ reacciona con el HCl de acuerdo a la siguiente reacción:
 $2 K_2Cr_2O_7 + 28 HCl \rightarrow 4 CrCl_3 + 6 Cl_{2(g)} + 4 KCl + 14 H_2O$
Si se parten de 10,0g de $K_2Cr_2O_7$, en exceso de HCl, se obtienen $1,80 dm^3$ de Cl_2 (CNPT) con un rendimiento del 90%.
a) ¿Cuál será la pureza del $K_2Cr_2O_7$ utilizado?
b) ¿Cuántas moléculas de agua se obtuvieron?
c) ¿Qué volumen de HCl (g) reacciona para dar esa cantidad de Cl_2 ?

ECUACIONES REDOX

- 1.** Indique cuáles de las siguientes son reacciones de óxido-reducción:
- a) $CaCl_2 + 2 KF \rightarrow CaF_2 + 2 KCl$
b) $CaI_2 + Cl_2 \rightarrow CaCl_2 + I_2$
c) $PbO_2 + 4 HCl \rightarrow PbCl_2 + Cl_2 + 2 H_2O$
d) $CaCO_3 + 2 HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$
e) $Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2$
- 2.** Desarrolle las siguientes ecuaciones y en cada una señale las sustancias que se oxidan y que sufren reducción. Indique, también, el agente oxidante y el reductor en cada caso:
- a) $\text{Cobre} + 4 \text{ácido nítrico} \rightarrow \text{nitrato cúprico} + 2 \text{dióxido de nitrógeno} + 2 \text{agua}$
b) $\text{Permanganato de potasio} + 5 \text{cloruro ferroso} + 8 \text{ácido clorhídrico} \rightarrow \text{cloruro manganoso} + 5 \text{cloruro férrico} + \text{cloruro de potasio} + 4 \text{agua}$
- 3.** Iguale las siguientes ecuaciones utilizando el método del ión-electrón:



U.N.C.P.B.A.

FACULTAD DE AGRONOMÍA

- a) $\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{HNO}_3 + \text{CdS} \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{KOH} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{Mo}_2\text{O}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MoO}_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH}$
- f) $\text{MnSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
- g) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{KOH} + \text{Cr}_2\text{O}_3$

EJERCITACIÓN ADICIONAL

1) Iguale las siguientes ecuaciones utilizando el método del ión-electrón:

- a) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Hg} \rightarrow \text{HgSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$
- d) $\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$

2) Se desea fertilizar 30 hectáreas dedicadas a cultivo con nitrato de sodio. Dicho fertilizante se obtiene por reacción entre cloruro de sodio y ácido nítrico, lo que también origina ácido clorhídrico. Si se necesitan 13,608Kg de dicho fertilizante,

- a) ¿qué masa de cloruro de sodio con 90% de pureza se necesita?.
- b) ¿cuántos moles de ácido clorhídrico se forman?.
- c) Nombre todos los compuestos según la nomenclatura por numerales de Stock.

3) El dicromato de potasio oxida al ioduro de sodio en presencia de ácido sulfúrico para dar sulfato de sodio, sulfato de potasio, sulfato de cromo (III) y iodo molecular

- a) Formule las semiecuaciones de oxidación y reducción, marcando la especie reductora.
- b) Si tenemos 120 mL de solución de ioduro de sodio y se necesitan para su oxidación 100 mL de solución de cromato de potasio 0,2 M. ¿Cuál es la molaridad del ioduro de sodio?

4) Calcule el peso de cal viva (CaO) que puede prepararse calentando 9,1kg de carbonato de calcio de 95% de pureza, sabiendo que también se obtiene dióxido de carbono.

5) El óxido férrico reacciona con carbono, dando hierro y monóxido de carbono. Calcule:

- a) volumen de monóxido de carbono producido en CNPT por cada mol de óxido.
- b) masa de carbono necesaria para hacer reaccionar totalmente 320 g de óxido
- c) masa de óxido férrico necesario por cada 100g de hierro producido.

6) Al reaccionar aluminio con ácido sulfúrico, se obtiene hidrógeno gaseoso y sulfato de aluminio. Calcule:

- a) masa de sulfato de aluminio formado por cada 4 moles de Al que reaccionan.
- b) masa de sulfato de aluminio formado cuando se desprenden 4 moles de Hidrógeno.
- c) número de moles de ácido que reaccionaron cuando se forman 4 moles de sulfato de aluminio.
- d) masa de Al que se necesita para que se desprendan 4 litros de H_2 en CNPT.

7) ¿Cuántos gramos de cloruro de hidrógeno se pueden producir con 0,490g de hidrógeno y 50g de cloro?

8) Uno de los métodos de obtención del cloro es por reacción entre HCl y MnO_2 según:
Dióxido de manganeso + ác. clorhídrico \rightarrow cloruro manganoso + Cloro + agua



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

Si se desea obtener 100dm^3 de Cloro y el rendimiento de la reacción es del 90%:

- a) ¿qué masa de dióxido de manganeso (pureza 80%) se necesita?
b) ¿qué masa de cloruro manganoso se obtendrá?

RESPUESTAS:

TEMA 1

- 5) $27,8\text{m/s}$
6) $7,5 \cdot 10^{-4}\text{m}^3$
7) a) $2,6 \cdot 10^{-18}$ moles de letras; b) $1,3 \cdot 10^5$ doc
9) a) $5,3 \cdot 10^{-23}\text{g}$; $5,3 \cdot 10^{-26}\text{kg}$; $5,3 \cdot 10^{-11}\text{pg}$; b) $4,8 \cdot 10^{-2}\text{kg}$; $4,8 \cdot 10^{13}\text{pg}$; c) $2,98 \overset{0}{\text{A}}$; $6,66 \cdot 10^{-14}\text{ng}$;
 $40,1\text{u.m.a.}$

EJERCITACIÓN ADICIONAL:

- 4) $2,70 \cdot 10^3 \text{kg/m}^3$
5) a) $7,3 \cdot 10^{-2}\text{nm}$; 73pm ; $7,3 \cdot 10^{-8}\text{mm}$; b) Rta.: $6 \cdot 10^{-2}\text{g}$

DENSIDAD

- 1) $2,01 \text{g/cm}^3$
2) a) 19kg ; b) $7,89\text{g/cm}^3$
3) el dato A corresponde al CO.
4) $2,33 \text{g/mL}$
5) 2kg
6) $11,4 \text{g/cm}^3$
7) $5 \cdot 10^{-6} \text{cm}$
8) $1,033 \text{kg}$
9) $2,7 \text{g/cm}^3$
10) a) $80,8\text{kg}$, b) $1,4 \mu\text{g}$ c) 40g

EJERCITACIÓN ADICIONAL:

- 2) $1,6 \text{g/mL}$; 96hab/km^2
3) 396g
4) $1,2 \cdot 10^2 \text{cm}^3$

PORCENTAJE

- 1) $43,75\text{g}$; 34yogures



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

- 2) 25g
- 4) 20% st; 80% sv
- 5) a) 0,4%; b) Rta.: 8%
- 6) a) 30 mg; b) $2 \cdot 10^4 \mu\text{g}$; $2 \cdot 10^{-5} \text{ kgC}$
- 7) 750 L A; 250 L H₂O; 75% A
- 8) a) 680g; b) 204g y 476g

TEMA 2

- 1) a y e) química b, c, d) física .
- 2) intensivas = b, c, d, g, h extensivas = a, e, f
- 3) a, b.
- 6) b) $\delta = m/V$
- 9) 2 fases
- 12) a) F b) V c) F
- 13) a) F b) V c) F
- 14) heterogéneo.
- 15) descomposición térmica, es una sustancia pura compuesta.
- 18) b y c) representan SPC

TEMA 3Y 4

- 3) a) 10 e
b) 24 g
- 4) b
- 5) b,c,d,e,f
- 6) 24,30
- 7) 12,01
- 8) 73% , 27 %
- 9) 54,6 % y 45,4 %
- 10) 50
- 11) a) V; b) V ; c) F
- 13) a) V ; b) F; c) V
- 15) a) VIIA ; 3
c) no
- 17) b) 12
c) 20
- 18) a) 15
c) 16
b) 38
- 19) 73
- 20) a) 13 p; 16 n; 10 e
- 22) C

TEMA 6

CONCEPTO DE MOL

- 1) a) $3,5 \cdot 10^{-1}$ moles; b) $1,7 \cdot 10^{-1}$ g; c) 6,2 moles; d) $2,0 \cdot 10^{-2}$ mL; e) $2,3 \cdot 10^{11}$ moléculas; f) $1,4 \cdot 10^{23}$ moléculas; g) $1,0 \cdot 10^{21}$ moléculas; h) $1,1 \cdot 10^{-7}$ moles; i) $8 \cdot 10^{24}$ moléculas
- 2) 0,59 mmoles
- 3) a) Rtas: a) 4 mmoles; b) Rta.: igual cantidad; c) 4 moles



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

- 4) $1,9 \cdot 10^{-4}$ moles
- 5) 503g
- 6) a) $1,28 \cdot 10^{-19}$; b) $1,60 \cdot 10^{-22} \text{cm}^3/\text{moléc}$
- 7) $1,55 \cdot 10^{-22} \text{cm}^3/\text{moléc}$
- 8) 80,0 g/mol
- 9) 140
- 10) $2,2 \cdot 10^3$ g
- 11) a) 3; b) 6
- 12) a) 31; b) 4
- 13) a) 26 g/mol, b) $5,31 \cdot 10^{-23}$ g
- 14) a) 13át/moléc; b) $2,96 \cdot 10^{-22}$ g/moléc
- 15) a) F; b) V ;c) V; d) V; e) V

EJERCITACIÓN ADICIONAL:

- 1) $1,9 \cdot 10^2$ mmol
- 2) $1,04 \cdot 10^2$ mg
- 3) a) 22,33% Na; 77,67%Br;b) 43,47% Ca; 26,09%C; 30,44%N; c): 16,08%Na; 4,20%C; 72,73%O; 6,99%H
- 4) a) 35,5g; b) 120g
- 5) a) Sí;b) No
- 6) a) 180g; b) $2,99 \cdot 10^{-22}$ g
- 7) a) i) $7,35 \cdot 10^{19}$ átomos; ii) $1,08 \cdot 10^{20}$ átomos; b)ii) 6,3 ii) 15
- 8) a) $2,71 \cdot 10^3$;b) $1,63 \cdot 10^{27}$;c) $3,26 \cdot 10^{27}$
- 9) : 1mol H_2O <0,5moles O_3 <1mol CO_2
- 10) $2,53 \cdot 10^{24}$ át.
- 11) a) 1mol; b) $5 \cdot 10^{23}$ moléculas

TEMA 7

ESTEQUIOMETRÍA

- 1) a) 12 moles; b) 2,4kg; c) $7,2 \cdot 10^{24}$ moléc; d) $2,7 \cdot 10^2$ L
- 2) a) 0,5 mol, b) 62g; c) 0,2g,d) 3 moles; 5 moles C
- 3) a) 1,46g; b) $1,19 \cdot 10^{-2}$ moles.
- 4) $1,4 \cdot 10^4 \text{cm}^3$
- 5) a) 536g; b) 804g; 804cm^3
- 6) $3,1 \cdot 10^4$ kg
- 7) $9 \cdot 10^3 \text{m}^3$ aire
- 8) b) 111g; c) 22,4lts; d) RL: carbonato de calcio; 1 mol de ácido clorhídrico en exceso; e)sí
- 9) a) 218 g; b) 78,9 L
- 10) a) 73,4%; b) 4,6 L; c) $1,24 \cdot 10^{23}$ moléculas
- 11) a) 30g;b) 75%; c) $3,23 \cdot 10^{23}$ átomos O
- 12) 92,9%
- 13) a) $8,94 \cdot 10^3$ Kg Ti, b) 88,5%
- 14) a) 7g; b) 6g
- 15) a) 27,991Tn; b) 97,23%
- 16) a) 6,27g; b) 1,19L; c) $6,42 \cdot 10^{22}$ moléc.
- 17) a) 87,5%; b) Rta.: $1,13 \cdot 10^{23}$ moléc.c) 9,33L

EJERCITACIÓN ADICIONAL

- 2) a) 10,406kg impuros; b) 160,1 moles
- 3) 1 M de NaI
- 4) 4,8kgh
- 5) a) 67,2 L; b) 72 g c) 143g
- 6) a) 684g;b) 456g; c) 12 moles; d) 3,21g



U.N.C.P.B.A.
FACULTAD DE AGRONOMÍA

- 7) 17,9g.
8) a) 539g; b) 563g