

# Química IS

Profesora: Dra María Lujan Ferreira

Asistentes: Dra. Gabriela Lescano

Ruth Zacur

Guía de Problemas.

Segundo Cuatrimestre de 2018

Universidad Nacional del Sur

Departamento de Química

# TEMA 1

## Fórmulas, Nomenclatura, Ecuaciones Químicas, Mol

- ❖ **Elemento:** es una sustancia que no se puede separar en sustancias más simples por medios químicos. La Unión internacional de Química pura y aplicada (IUPAC) admitió oficialmente a comienzos de 2016 la existencia de 118 elementos: 92 con presencia natural y 26 obtenidos en laboratorios a partir de los anteriores. Los elementos se representan mediante símbolos que son combinaciones de letras. La primera letra del símbolo de un elemento es siempre mayúscula, pero la segunda es siempre minúscula.
- ❖ **Compuesto:** es una sustancia formada por la unión de dos o más elementos de la tabla periódica.
- ❖ **Fórmula Química:** conjunto de símbolos de los elementos que constituyen un compuesto con subíndices que indican la relación de combinación. Las fórmulas, por sí mismas, no dan información sobre la naturaleza de las interacciones que mantienen unidos a los elementos, sólo indican su proporción. Es así, que si se tiene:  $C_xA_y$  entonces C y A representan dos elementos que se combinan de forma tal que el compuesto posee "x" átomos de C por cada "y" átomos de A. Los subíndices "x" e "y" denotan la atomicidad. Hoy en día, la fórmula química constituye la representación simbólica de un compuesto químico y es una representación Universal. Dentro de un mismo idioma existen una serie de nombres aceptados que permiten identificar una sustancia química sin ambigüedad. Así como hay diversas formas de expresar una misma idea con frases gramaticalmente correctas, hay varias formas de nombrar un mismo compuesto unívocamente.
- ❖ **Número de oxidación:** también llamado estado de oxidación, se refiere al número de electrones que un átomo cede, gana o comparte cuando forma un enlace químico con otros átomos. Por ej. en el NaCl cada átomo de sodio cede un electrón a un átomo de cloro, con lo cual se forman átomos cargados o iones, el ión sodio,  $Na^+$  tiene número de oxidación +1 y el ión cloruro,  $Cl^-$  tiene número de oxidación -1.

### Reglas para asignar números de oxidación

- ❖ A cualquier elemento no combinado con un elemento distinto se le asigna un número de oxidación igual a cero. Ejemplos: Na,  $O_2$ ,  $H_2$ .
- ❖ Para un compuesto la suma de los números de oxidación de todos los átomos es cero.
- ❖ Para un ión poliatómico, la suma de los números de oxidación de todos los átomos es igual a la carga del ión.
- ❖ A todos los iones monoatómicos se les asignan números de oxidación iguales a las cargas que poseen sus iones. Ejemplos: el número de oxidación del  $Na^+$  es +1, el número de oxidación del  $Ca^{2+}$  es +2,  $S^{2-}$  es -2.
- ❖ Cuando hay oxígeno presente en un compuesto o ión por lo general tiene un número de oxidación de -2. Excepción: en el  $H_2O_2$  (agua oxigenada) el número de oxidación del oxígeno es -1.
- ❖ El hidrógeno tiene un número de oxidación +1 cuando se combina con elementos mas electronegativos, como los metales, por ejemplo en HCl (cloruro de hidrógeno) el cloro tiene un número de oxidación -1 y el hidrógeno +1. Cuando se combina con elementos más electropositivos su número de oxidación es -1, por ejemplo LiH (hidruro de litio), el Li tiene número de oxidación +1 y el del H es -1.

❖ **Nomenclatura:** Conjunto de reglas que permiten obtener el nombre del compuesto de una forma sistematizada para que dicho nombre indique claramente la fórmula química. Entre las nomenclaturas que se aceptan, se verán las dos más usadas: la nomenclatura por atomicidad y la nomenclatura tradicional.

**Nomenclatura por Atomicidad:** para nombrar compuestos se utilizan prefijos que indican la atomicidad (número de átomos de cada clase) de los elementos que forman el compuesto en cuestión. Según la cantidad de elementos se utilizan los prefijos: mono (uno), di (dos), tri (tres), tetra (cuatro), penta (cinco), hexa (seis), hepta (siete), octa (ocho), enea (nueve), deca (diez) y así sucesivamente. Ejemplo:  $N_2O_3$  trióxido de di nitrógeno.

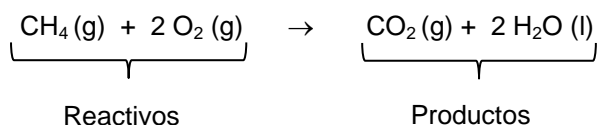
**Nomenclatura Tradicional:** Se utilizan prefijos y sufijos para especificar el número de oxidación del átomo central. Según el elemento tenga uno o más estados de oxidación posibles, los criterios que se adoptan son los siguientes:

- Para elementos con un único estado de oxidación: no se agregan sufijos. Ejemplo:  $Na_2O$ : óxido de sodio
- Para elementos con dos estados de oxidación: para el menor se agregará el sufijo **oso**, para el estado mayor se agregará el sufijo **ico**. Ejemplos:  $FeO$ : óxido ferroso (Fe con nº de oxidación +2);  $Fe_2O_3$ : óxido férrico (Fe con nº de oxidación +3)
- Para elementos con cuatro estados de oxidación: para el menor estado se agregará el prefijo **hipo** seguido del sufijo **oso**, para el siguiente se utilizará el sufijo **oso**, para el que sigue luego se agregará el sufijo **ico**, mientras que para el mayor se agregará el prefijo **per** seguido del sufijo **ico**. Ejemplos: óxidos de cloro +1, -3, +5 y +7:
  - $Cl_2O$ : óxido hipocloroso
  - $Cl_2O_5$ : óxido clórico
  - $Cl_2O_3$ : óxido cloroso
  - $Cl_2O_7$ : óxido perclórico

❖ **Reacciones químicas:** Las reacciones químicas ocurren en todos lados, cuando cocinamos nuestros alimentos, en las hojas de los árboles y las plantas el dióxido de carbono y el agua se convierten en carbohidratos, el combustible se quema con oxígeno en los automóviles para proporcionar energía.

En toda reacción química los átomos en las sustancias que reaccionan, que se llaman reactivos, se reordenan para generar nuevas sustancias denominadas productos.

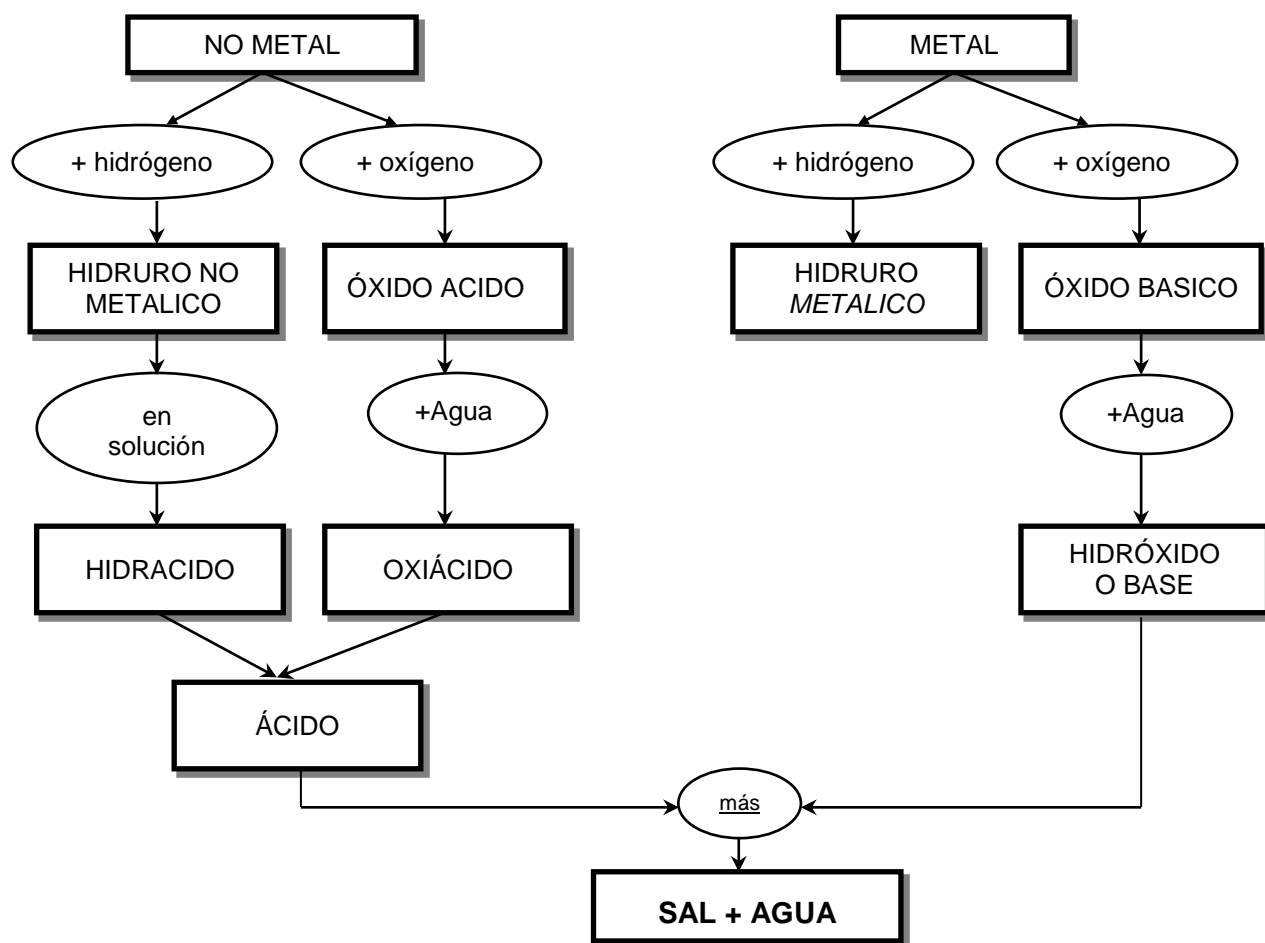
Las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas**. Por ejemplo, cuando el metano, principal componente del gas natural, se quema con el oxígeno del aire se produce dióxido de carbono gaseoso y agua líquida. La ecuación química para esta reacción puede escribirse como:



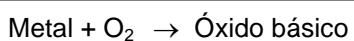
Leemos el signo + como “reacciona con” y la **flecha** como “produce”. Las fórmulas químicas que están a la izquierda de la flecha representan las sustancias de partida, llamadas **reactivos**. Las fórmulas químicas a la derecha de la flecha representan sustancias que se producen en la reacción, llamadas **productos**. Los números antepuestos a las fórmulas son *coeficientes*. (Al igual que en las ecuaciones algebraicas, el número 1 normalmente no se escribe.) Entre paréntesis se indican los estados de agregación de las sustancias, es decir, si se encuentran en estados gaseoso (g), líquido (l) sólido (s) o disueltos en agua (ac).

Dado que en ninguna reacción se crean ni se destruyen átomos, toda ecuación química debe tener números iguales de átomos de cada elemento a cada lado de la flecha. Si se satisface esta condición, se dice que la ecuación está *balanceada*

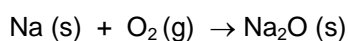
## CUADRO DE FORMACIONES



## ÓXIDOS BÁSICOS

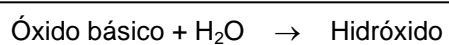


Ejemplo:

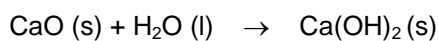


Óxido metálico o básico	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
$\text{Fe}_2\text{O}_3$	Trióxido de dihierro	Oxido férrico
$\text{PbO}$	Monóxido de plomo	Oxido plumboso
$\text{Al}_2\text{O}_3$	Trióxido de dialuminio	Oxido de aluminio

## HIDRÓXIDOS



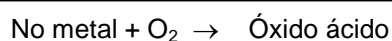
Ejemplo:



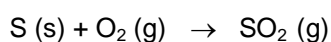
Los hidróxidos se caracterizan por la presencia del grupo oxhidrilo ( $OH$ ). La fórmula del hidróxido se escribe colocando el símbolo del metal y tantos iones hidróxido como nº de oxidación tenga el metal.

Hidróxido	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
Na(OH)	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Fe(OH) <sub>2</sub>	dihidróxido de hierro	Hidróxido ferroso
Al(OH) <sub>3</sub>	trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio

## ÓXIDOS ÁCIDOS

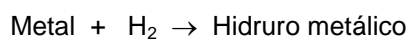


Ejemplo:

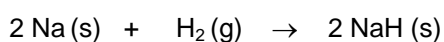


Óxido ácido	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
SO <sub>2</sub>	dióxido de azufre	Oxido sulfuroso
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	heptaóxido de dicloro	Oxido perclórico
CO <sub>2</sub>	dióxido de carbono	Oxido carbónico

## HIDRUROS METÁLICOS



Ejemplo:



Los hidruros metálicos son compuestos formados por la combinación del hidrógeno con ciertos metales (especialmente los del grupo I A y II A). Son iónicos a excepción del de Be y Mg. En los hidruros metálicos, el hidrógeno se comporta como electronegativo (por eso se escribe a la derecha), siendo el metal más electropositivo (se escribe a la izquierda).

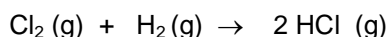
Para denominarlos primero se nombra al elemento más electronegativo, terminado en **uro** (en este caso el hidrógeno) y finalmente se dice **de ....**(el metal que corresponda).

Hidruro metálico	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
CaH <sub>2</sub>	dihidruro de calcio	Hidruro de calcio
FeH <sub>3</sub>	trihidruro de hierro	Hidruro férrico
PbH <sub>4</sub>	tetrahidruro de plomo	Hidruro plúmbico

## HIDRUROS NO METÁLICOS



Ejemplo:



Los hidruros no metálicos son compuestos formados por la combinación de un no metal con hidrógeno, por ejemplo halógenos, azufre, etc. Se presentan en estado gaseoso. En estos hidruros el no metal actúa siempre con su menor número de oxidación es decir que cada no metal forma un solo hidruro. Se los denomina agregando el sufijo **uro** al no metal (elemento mas electronegativo)

Hidruro no metálico	Nomenclatura Tradicional
HF	Fluoruro de hidrógeno
HCl	Cloruro de hidrogeno
HBr	Bromuro de hidrogeno
HI	Ioduro de hidrógeno
H <sub>2</sub> S	Sulfuro de Hidrógeno

## ÁCIDOS

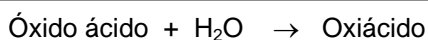
Los ácidos se clasifican en:

- OXIÁCIDOS
- HIDRÁCIDOS

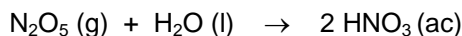
1- Se llaman oxácidos u oxiácidos a los ácidos que contienen oxígeno en su fórmula.

2- Se llaman hidrácidos a los ácidos que no contienen oxígeno en su fórmula.

### OXIÁCIDOS



Ejemplo:



Para obtener las fórmulas de los oxiácidos se suma al óxido ácido correspondiente una molécula de agua (a excepción de algunos casos que se verán más adelante). Si en las fórmulas aparecen subíndices, todos múltiplos entre sí, se procede a simplificar.

### Nomenclatura

**a) Tradicional:** Se nombran cambiando la palabra óxido por “**ácido**”.

**b) Atomicidad:** Se indica el número de átomos de oxígeno (**n**) con el prefijo correspondiente que indique la cantidad seguido de la palabra **oxo**, luego la raíz del no metal terminada en **ato**, indicando luego el número de átomos de hidrogeno.

Oxiácido	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	tetraoxosulfato de dihidrógeno	ácido sulfúrico
HCIO	monoxoclorato de hidrógeno	ácido hipocloroso
HNO <sub>3</sub>	Trioxonitrato de hidrógeno	Ácido nítrico

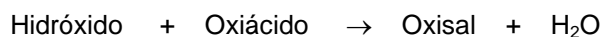
## HIDRÁCIDOS

Los hidrácidos provienen de disolver en agua ciertos hidruros no metálicos. Solamente originan hidrácidos los elementos: flúor, cloro, yodo, bromo y azufre. Se los nombra agregando a la raíz del nombre del no metal el sufijo “**HÍDRICO**”. Así al disolver en agua cloruro de hidrógeno se obtiene el ácido clorhídrico.

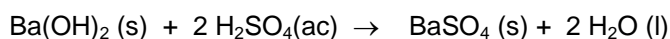
Compuesto	Hidruro no metálico	Hidrácido (disuelto en H <sub>2</sub> O)
HF	Fluoruro de hidrógeno	ácido fluorhídrico
HCl	Cloruro de hidrógeno	ácido clorhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno	ácido bromhídrico
HI	Yoduro de hidrógeno	ácido yodhídrico
H <sub>2</sub> S	Sulfuro de hidrógeno	ácido sulfhídrico

## OXISALES (Sales ternarias neutras)

Las oxisales surgen de la combinación de un hidróxido y un oxiácido:



Ejemplo:



Se formulan colocando de izquierda a derecha, Metal – No metal – Oxígeno. Su fórmula general es del tipo M<sub>a</sub>XO<sub>b</sub>. En estos compuestos, el metal y el no metal actúan con el estado de oxidación que les corresponda a cada uno y el oxígeno con -2.

### Nomenclatura

#### a) Tradicional

Las sales que provienen de oxiácidos terminados en “OSO”, cambian este sufijo por “ITO”; y las que provienen de ácidos terminados en “ICO”, lo cambian por “ATO”.

Oxiácido	Oxisal
ico	ato
oso	ito

Cuando hay más de dos estados de oxidación, como en el caso de los halógenos que actúan formando oxianiones con estados de oxidación +1, +3, +5 y +7, se usan los prefijos **hipo** y **per**

Para el catión:

♦ Si tiene un único estado de oxidación, se da el nombre del metal, por ejemplo: carbonato de calcio, perclorato de potasio

♦ Si tiene más de un estado de oxidación: Se mantiene la terminación –oso (para el menor estado de oxidación) e –ico (para el mayor estado de oxidación). Por ejemplo: sulfato cúprico, nitrato ferroso

**b) atomicidad:**

Se nombra igual que el oxiácido, reemplazando al hidrógeno por el metal

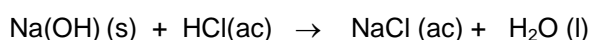
Sal	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
$\text{Cu}(\text{ClO})_2$	bis-monooxoclorato de cobre	hipoclorito cúprico
$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$	tris-trioxocarbonato de dialuminio	carbonato de aluminio

## **SALES BINARIAS**

Las sales binarias surgen de la combinación de un hidróxido y un hidrácido



Ejemplo:



Se nombran cambiando la terminación “HÍDRICO” del ácido por “**URO**”, seguida del nombre del metal.

Sal binaria	Nomenclatura por Atomicidad	Nomenclatura Tradicional
$\text{FeCl}_3$	tricloruro de hierro	Cloruro férrico
$\text{Na}_2\text{S}$	Sulfuro de disodio	Sulfuro de sodio

## **EL MOL**

Aun las muestras más pequeñas que manejamos en el laboratorio contienen números enormes de átomos, iones o moléculas. Por ejemplo, una cucharadita de agua (unos 5 mL) contiene  $2 \times 10^{23}$  moléculas de agua, un número casi imposible de comprender. Por ello, los químicos han ideado una unidad especial de conteo para describir cantidades tan grandes de átomos o moléculas.

En la vida cotidiana usamos unidades de conteo como docena (doce objetos) y gruesa (144 objetos) para manejar cantidades moderadamente grandes. En química, la unidad para manejar el número de átomos, iones y moléculas en una muestra de tamaño ordinario es el mol, cuya abreviatura también es mol. *Un mol es la cantidad de materia que contiene tantos objetos (átomos, moléculas o cualquier otro tipo de objetos que estemos considerando) como átomos hay en exactamente 12 g de  $^{12}\text{C}$  isotópicamente puro.*



Mediante experimentos, los científicos han determinado que este número es  $6.0221421 \times 10^{23}$ . Este número se conoce como número de Avogadro, en honor de Amadeo Avogadro (1776-1856), un científico italiano. Para casi todos nuestros fines usaremos un valor de  $6.02 \times 10^{23}$  para el número de Avogadro.

Un mol de átomos, un mol de moléculas o un mol de cualquier otra cosa contiene el número de Avogadro de tales objetos:

1 mol de átomos de  $^{12}\text{C} = 6.02 \times 10^{23}$  átomos de  $^{12}\text{C}$

1 mol de moléculas de  $\text{H}_2\text{O} = 6.02 \times 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$

1 mol de iones  $\text{NO}_3^- = 6.02 \times 10^{23}$  iones  $\text{NO}_3^-$

El mol es un número tan grande que si el mundo tuviera en su superficie un mol de granos de arena todo el planeta estaría cubierto por una capa de 15 metros de arena. Este número no ha sido elegido al azar sino que es un punto de conexión entre las medidas atómicas y las medidas humanas.

### **Masa Molar**

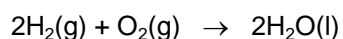
Para cualquier elemento, la masa molar es la cantidad en gramos igual a la masa atómica de dicho elemento (la masa atómica es el número que aparece debajo del símbolo en la tabla periódica). Por ejemplo, para conocer la masa molar del carbono, primero se encuentra la masa atómica del C en la tabla periódica, que es 12,01 y luego la masa molar es 12,01 g.

### **Volumen Molar**

Se determinó que a 1 atm de presión y 273 K (0°C) de temperatura (Condiciones Normales de Presión y Temperatura, CNTP), 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 L. Este valor se conoce como volumen molar de un gas.

## **ESTEQUIOMETRÍA**

El concepto de mol permite aprovechar, en un nivel macroscópico práctico, la información cuantitativa contenida en una ecuación química balanceada. Si se considera la siguiente ecuación balanceada:



Los coeficientes indican que dos moléculas de  $\text{H}_2$  reaccionan con una molécula de  $\text{O}_2$  para formar dos moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ . Esto puede ser escalado a proporciones mayores, por lo que se puede interpretar como que 2 moles de  $\text{H}_2$  reaccionan con 1 mol de  $\text{O}_2$  para formar 2 moles de  $\text{H}_2\text{O}$ .

Las cantidades 2 mol  $\text{H}_2$ , 1 mol  $\text{O}_2$  y 2 mol  $\text{H}_2\text{O}$ , dadas por los coeficientes de la ecuación, se denominan cantidades estequiométricamente.

Cuando una reacción se desarrolla siguiendo las proporciones estequiométricas se denomina reacción estequiométrica.

### **Reactivo limitante**

Cuando en la mezcla de reacción se colocan reactivos en proporciones no estequiométricas, un reactivo estará en mayor cantidad de la necesaria. Esta cantidad de sustancia en exceso no reaccionará pues el resto de los

reactivos se habrán consumido por la reacción en progreso. Es decir que existirá un reactivo en exceso y por lo tanto un reactivo limitante. El reactivo que se consume por completo en una reacción se denomina reactivo limitante porque determina, o limita, la cantidad de producto que se forma.

### **Pureza**

Las materias primas (reactivos) con que se fabrican los productos químicos en escala industrial, así como los reactivos de laboratorio, nunca son 100% puros, sino que contienen distintas cantidades de impurezas. Estas impurezas no van a reaccionar y por lo tanto deben tenerse en cuenta al momento de realizar los cálculos estequiométricos.

En los reactivos que se adquieren comercialmente, las impurezas están especificadas en la etiqueta. En las especificaciones no solo se da el valor de pureza (riqueza), sino que además se detallan las diferentes impurezas.

Si un reactivo está impuro, hay que calcular su masa real antes de realizar los cálculos de reactivo limitante.

Por ejemplo, si tenemos NaCl 99,4%, sabemos que las impurezas están representando el 0,6% de la masa total, es decir, de 100 g de muestra 99,4 g corresponden a NaCl y 0,6 g a impurezas.

### **Rendimiento**

En cualquier proceso químico, ya sea a escala industrial o de laboratorio, la cantidad de producto que se obtiene es siempre menor que la calculada teóricamente (por la proporción estequiométrica) porque hay factores que afectan al proceso químico, principalmente factores técnicos, por ejemplo: el tiempo y la forma de calentamiento, la presión a la que se trabaja (para los gases), la eficiencia del catalizador empleado, la construcción del equipo utilizado, etc. Por lo tanto hay que definir lo que se conoce como rendimiento de una reacción, que es el porcentaje real obtenido, en relación con el valor teórico calculado.

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{Producción real (dada)}}{\text{Producción teórica (calculada)}} \times 100$$

El rendimiento de una reacción química es muy importante en la industria, ya que determina la rentabilidad económica del proceso. Un bajo rendimiento obliga a investigar y probar nuevas técnicas y distintos procesos para mejorar la eficacia de la producción.

## EJERCITACIÓN

1. a) ¿Qué fórmula corresponde al compuesto que se forma cuando cada uno de los siguientes elementos reacciona con oxígeno (el número romano indica el estado de oxidación):

Pb(IV)      Cu(I)      Cu(II)      Fe(III).

- b) Escribe las ecuaciones que representan la reacción entre dichos elementos y el oxígeno molecular.  
c) Nombra el producto obtenido en cada reacción.

2. a) ¿Qué fórmula corresponde al compuesto que se forma cuando cada uno de los siguientes elementos reacciona con oxígeno (el número romano indica el estado de oxidación):

S(IV)      S(VI)      N(III)      N(V)

- b) Escribe las ecuaciones que representan la reacción entre dichos elementos y el oxígeno molecular.  
c) Nombra el producto obtenido en cada reacción.

3. Escribe la fórmula de los siguientes compuestos:

- |                      |                           |
|----------------------|---------------------------|
| a) óxido níquelico   | d) trióxido de dialuminio |
| b) óxido cuproso     | e) óxido hipocloroso      |
| c) dióxido de azufre | f) óxido periódico        |

4. Obtiene y nombra los siguientes hidruros a partir de sus elementos:

a) NaH      b) HCl(g)      c) H<sub>2</sub>S(g)      d) NH<sub>3</sub>

5. ¿Cuál es la fórmula que corresponde a una sal? Nombrarlas

- |                      |                                   |
|----------------------|-----------------------------------|
| a) AgNO <sub>3</sub> | e) H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> |
| b) HNO <sub>3</sub>  | f) Ca(OH) <sub>2</sub>            |
| c) KCl               | g) KBrO <sub>5</sub>              |
| d) CaH <sub>2</sub>  |                                   |

6. Nombra los siguientes compuestos:

a) CaCl <sub>2</sub>	b) NaH	c) HF(g)	d) H <sub>2</sub> S
e) CuSO <sub>4</sub>	f) KOH	g) NH <sub>4</sub> Br	hi) I <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
ik) ZnCl <sub>2</sub>	j) NiS	k) NH <sub>4</sub> OH	l) FeBr <sub>2</sub>

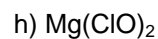
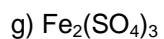
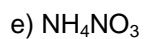
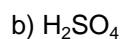
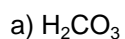
7. Escribe la fórmula química de los siguientes compuestos:

- |                          |                          |
|--------------------------|--------------------------|
| a) carbonato de calcio   | h) hipoclorito de sodio  |
| b) nitrito férrico       | j) perclorato de potasio |
| c) ácido bromhídrico     | k) ácido sulfúrico       |
| d) fluoruro de hidrógeno | l) ácido nítrico         |
| e) iodato de potasio     | m) cloruro de calcio     |
| g) sulfuro plúmbico      | n) Sulfato de sodio      |

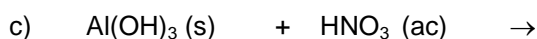
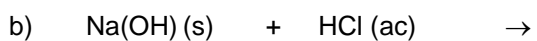
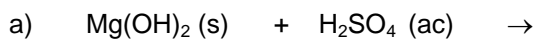
8. Completa el siguiente cuadro:

ACIDO		ANION	
Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula
ácido fluorhídrico			
	H <sub>2</sub> S(ac)		
ácido carbónico			
	HNO <sub>2</sub>		
	HNO <sub>3</sub>		
		sulfito	
		sulfato	
			ClO <sup>-</sup>
			ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>
			ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
			ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>

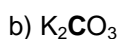
9. Nombra los siguientes compuestos



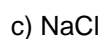
10. Completa y balancea las siguientes reacciones de neutralización, nombrando productos y reactivos:



11. Determina el número de oxidación del elemento señalado en **negrita** en las siguientes fórmulas:



12. En cuál de los siguientes compuestos, el cloro tiene el número de oxidación más positivo:



13. Completa el siguiente cuadro:

Cationes	Aniones					
	$\text{NO}_3^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{S}^{2-}$	$\text{Cl}^-$	$\text{OH}^-$
$\text{K}^+$	$\text{KNO}_3$ nitrato de potasio					
$\text{Mg}^{2+}$						
$\text{Fe}^{3+}$						
$\text{Pb}^{4+}$						
$\text{NH}_4^+$						
$\text{Zn}^{2+}$						

14. Escribe el nombre de los siguientes iones y los números de oxidación para cada elemento:

- |                       |                       |
|-----------------------|-----------------------|
| a) $\text{CO}_3^{2-}$ | e) $\text{SO}_4^{2-}$ |
| b) $\text{H}^+$       | f) $\text{Cl}^-$      |
| c) $\text{O}^{2-}$    | g) $\text{Ca}^{2+}$   |
| d) $\text{NO}_3^-$    | h) $\text{NH}_4^+$    |

15. Escribe la fórmula y nombra a las sales que se forman por combinación de los siguientes aniones con cobre con estado de oxidación 2.

- |                     |                       |
|---------------------|-----------------------|
| a) $\text{S}^{2-}$  | d) $\text{NO}_3^-$    |
| b) $\text{Cl}^-$    | e) $\text{CO}_3^{2-}$ |
| c) $\text{BrO}_3^-$ | f) $\text{SO}_4^{2-}$ |

16. Considera un anillo de oro que pesa 10 gramos. Calcule cuántos átomos y cuántos moles de átomos existen en esta cantidad.

17. Para el  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :

- ¿Cuál es la masa de 3 moles del compuesto?
- ¿Cuántas moléculas están contenidas en 100 gramos del compuesto?
- ¿Cuál es la masa de una molécula de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?

18. Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas.

Una molécula de amoníaco contiene:

- |   |  |
|---|--|
| a. un mol de átomos de nitrógeno              | e. 3 moles de átomos de hidrógeno        |
| b. $6.022 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno | f. 4 moles de átomos totales             |
| c. $4,98 \times 10^{-24}$ g de hidrógeno      | g. $2,32 \times 10^{-23}$ g de nitrógeno |
| d. $6.022 \times 10^{23}$ átomos de nitrógeno | h. un átomo de nitrógeno                 |

19. Calcula:

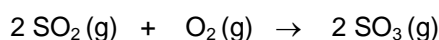
- ¿Cuántos moles hay en 37 gramos de metano  $\text{CH}_4$ ?
- ¿Cuántas moléculas hay en 38 gramos de oxígeno?
- ¿Dónde hay más masa: en 107 moléculas de amoníaco o en 1,5 moles de agua?
- ¿Dónde hay más partículas: en 3,3 moles de carbonato de calcio  $\text{CaCO}_3$  o en 69 gramos de sodio?

20. Calcula:

- ¿Qué volumen ocuparán 80 g de  $\text{CO}_2$  medidos en CNPT?
- ¿Cuál será la masa de 6,4 L de  $\text{N}_2$  medidos en CNPT?

### **Estequiometría**

A modo de ejemplo analizaremos la siguiente reacción de formación de trióxido de azufre, a partir de dióxido de azufre y oxígeno.

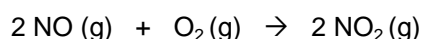


CADA VEZ QUE...	REACCIONAN CON...	SE FORMAN...
2 moles de moléculas de $\text{SO}_2$	1 mol de moléculas de $\text{O}_2$	2 moles de moléculas de $\text{SO}_3$
128 g de $\text{SO}_2$	32 g de $\text{O}_2$	160 g de $\text{SO}_3$
100 g de $\text{SO}_2$	25 g de $\text{O}_2$	125 g de $\text{SO}_3$

- ¿De cuántos gramos de  $\text{SO}_2$  tengo que partir para obtener 5 moles de  $\text{SO}_3$ ?
- ¿De cuántos moles de  $\text{O}_2$  debería partir para obtener 50 g de  $\text{SO}_3$ ?

Rta: 320 g; 0,3 moles.

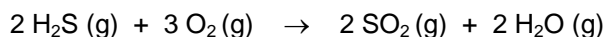
1. a) Teniendo en cuenta la siguiente ecuación química, señalar cuáles son los reactivos y productos.



- En base a la reacción del inciso a), marcar cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas.
  - Dos moléculas de monóxido de nitrógeno se combinan con una molécula de oxígeno para dar dos moléculas de dióxido de nitrógeno.

- ii. Dos gramos de monóxido de nitrógeno se combinan con un gramo de oxígeno para dar dos gramos de dióxido de nitrógeno.
- iii. Dos moles de moléculas de monóxido de nitrógeno reaccionan con un mol de moléculas de oxígeno para formar dos moles de moléculas de dióxido de nitrógeno.
- iv. Ochocientas moléculas de NO reaccionarán con cuatrocientas moléculas de O<sub>2</sub>.
- v. Dos moléculas de monóxido de nitrógeno se combinan con un átomo de oxígeno para dar dos moléculas de dióxido de nitrógeno.

2. A partir de la siguiente ecuación calcula:



- a) los moles de O<sub>2</sub> necesarios para reaccionar con 0,60 moles de H<sub>2</sub>S.
- b) los moles de SO<sub>2</sub> producidos a partir de 0,60 moles H<sub>2</sub>S
- c) la masa necesaria de O<sub>2</sub> para reaccionar con 0,60 moles H<sub>2</sub>S.

**Rta:** 0,9 moles; 0,6 moles; 28,8 g

3. Calcula la masa de ZnCl<sub>2</sub> que se obtiene cuando reacciona 0,1 mol de moléculas de Zn con ácido clorhídrico. ¿Cuántos gramos de H<sub>2</sub> se producirán?

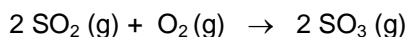
**Rta:** 13,6g ; 0,2 g

4. Si 1,3 moles de cloro reaccionan con hidrógeno para formar cloruro de hidrógeno, calcula:

- a) masa de hidrógeno que reaccionó.
- b) masa de cloruro de hidrógeno producida.
- c) moles de moléculas de hidrógeno consumidas.

**Rta:** 2,6 g; 94,9 g; 1,3 moles

5. Se hacen reaccionar cuatro moles de dióxido de azufre con suficiente cantidad de oxígeno obteniéndose el óxido ácido correspondiente.



Calcula:

- a) Los litros de oxígeno que se consumen en CNPT
- b) la masa de trióxido de azufre que se obtiene.

**Rta:**44,8 L; 320 g

6. Calcula las masas de ácido clorhídrico y de hidróxido de sodio que se necesitan para obtener 292 g de cloruro de sodio.

**Rta:** 182,2 g; 199,7 g

7. Se queman completamente 128 g de gas propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>). ¿Cuántos g de CO<sub>2</sub> se formarán? ¿Cuántos moles de oxígeno se consumirán?

**Rta:**384 g; 14,5 moles

8. ¿Cuántos moles de oxígeno deben reaccionar con 3,175 gramos de cobre para oxidarlo a óxido cúprico?

**Rta:** 0,025 moles

9. Escribe los siguientes enunciados en forma de ecuación química, correctamente balanceada y con el estado de agregación de cada reactivo y producto.

- a) Formación del monóxido de carbono a partir de sus elementos.
- b) Formación del óxido de cobre cuproso a partir de sus elementos.
- c) Descomposición térmica del carbonato de calcio sólido (caliza) en óxido de calcio sólido (cal viva) y dióxido de carbono
- d) Obtención del óxido férrico sólido por la oxidación del hierro metálico.
- e) Reacción de neutralización entre el ácido nítrico y el hidróxido de calcio acuoso.
- f) El magnesio metálico reacciona con el ácido clorhídrico para formar una sal soluble de magnesio y gas hidrógeno

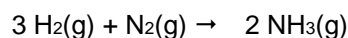
10. En el laboratorio se hacen reaccionar 5 moles de Al con la cantidad necesaria de HCl para obtener  $\text{AlCl}_3$  e  $\text{H}_2$  gaseoso. Cuantos gramos de sal se forman?

**Rta :** 667,5 g

11. ¿Cuántos gramos de hierro se pueden oxidar a óxido ferroso con un mol de moléculas de oxígeno?

**Rta:** 111,6 g

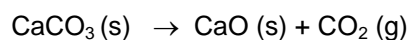
12. En la planta de Profértil se obtiene urea  $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$  a través de una serie de reacciones químicas. Inicialmente se produce amoníaco según la siguiente ecuación:



- a) ¿Cuántas toneladas de amoníaco se obtendrán partiendo de 1 tonelada de nitrógeno?
- b) ¿Cuántos moles de amoníaco se obtendrán partiendo de 1000 moles de nitrógeno?

**Rta:** 1,2 ton; 2000 moles

13. La cal viva,  $\text{CaO}$ , se prepara a partir de la descomposición térmica de la piedra caliza,  $\text{CaCO}_3$ , mediante la siguiente reacción:



¿Cuántos gramos de piedra caliza serán necesarios emplear para obtener 1,5 moles de  $\text{CaO}$ ?

**Rta:** 150 g

14. El magnesio metálico de los fuegos artificiales reacciona con el oxígeno del aire para producir un destello blanco brillante. El producto de esta reacción de combinación es óxido de magnesio, sólido. ¿Cuántos gramos de óxido de magnesio se forman cuando reaccionan 0,50 moles de magnesio con 0,25 moles de oxígeno gaseoso? Escribe y balancea la ecuación.

- a) 202 g
- b) 20,2 g
- c) 2 g
- d) 22 g
- e) Ninguno



15. Se hacen reaccionar 7 g de Zn con 40 g de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Calcular:

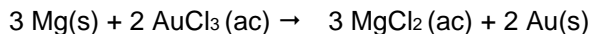
a) ¿Cuál es el reactivo limitante?

b) ¿Cuántos gramos del otro reactivo permanecen sin reaccionar?

c) ¿Qué masa de ZnSO<sub>4</sub> se forma?

**Rta:** Zn; 29,5 g ; 17,3 g

16. Se hacen reaccionar 1 g de Mg con 3 g de cloruro áurico según la siguiente ecuación:



Calcular: a) ¿Qué masa de Au se obtiene?

b) ¿Qué masa del reactivo excedente queda sin reaccionar?

**Rta:** 1,95 g; 0,64 g

17. Calcular cuántos gramos de agua se formarán cuando se hace saltar una chispa en una mezcla gaseosa conteniendo 10 gramos de hidrógeno y 50 gramos de oxígeno.

**Rta:** 56,25 g

18. Cuántos gramos de óxido de Mg se pueden preparar a partir de 121,5 g de Mg metálico si el rendimiento de la reacción es del 85%.

**Rta:** 172 g

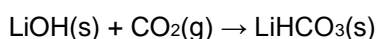
19. Una muestra de 0,135 g de Cu se disolvió en H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. La ecuación química es:



La solución obtenida se evaporó a sequedad. Se obtuvieron así 0,1340 g de CuSO<sub>4</sub>. ¿Cuál es el % de rendimiento del proceso?

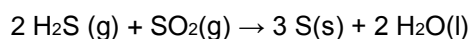
**Rta:** 39 %.

20. En una nave espacial, el LiOH se usa para absorber el CO<sub>2</sub> exhalado del aire respirado por los astronautas para formar LiHCO<sub>3</sub>. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción, si 50,0 g de LiOH generan 72,8 g de LiHCO<sub>3</sub>?



**Rta:** 51,3%

21 La reacción de 6,8 g de H<sub>2</sub>S con exceso de SO<sub>2</sub> transcurre con un 85,4% de rendimiento. Calcula los gramos de azufre obtenidos.

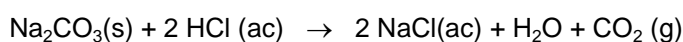


**Rta:** 8,2 g

22. Se descomponen por acción del calor 500 g de una muestra de CaCO<sub>3</sub> de 85 % de pureza. ¿Cuántos gramos de CaO y CO<sub>2</sub> se obtendrán?

**Rta:** 238 g de CaO y 187 g de CO<sub>2</sub>

23. Dada la siguiente reacción:



Si se hacen reaccionar 1000 g de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> de pureza 95% y 700 g de HCl. Calcula:

a) gramos y moles que sobran del reactivo en exceso

b) gramos y moles de agua que se forman

## TEMA 2

### Estructura electrónica de la materia.

### Configuración electrónica. Tabla periódica.

1. Completa las siguientes afirmaciones:

- a) Dos partículas de igual carga eléctrica se .....
- b) Dos partículas de distinta carga eléctrica se .....
- c) La partícula elemental atómica con carga negativa se llama .....
- d) La partícula elemental atómica con carga positiva se llama .....
- e) Los ..... son partículas sin carga eléctrica.

2. a) ¿En qué parte del átomo se encuentra concentrada la mayor parte de la masa?

b) ¿La masa del protón es mucho mayor, mucho menor o similar a la del neutrón?

3. ¿Cuál es el número atómico y el número másico del elemento cuyo núcleo atómico contiene 11 protones y 12 neutrones?

4. El número másico de un elemento que tiene 20 neutrones es 40, ¿cuál es su símbolo? ¿Cómo se llama y cuántos electrones tiene?

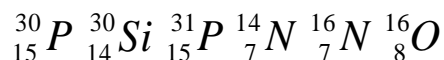
5. Indicar el símbolo  ${}^A_Z X$  para cada uno de los siguientes átomos: (a) sodio con 12 neutrones; (b) argón con 21 neutrones; (c) galio con 38 neutrones.

6. Completa:

Z	A	Nº de neutrones	Elemento
35	81		
		62	Pd
77		115	
	151		Eu

7. a) ¿Qué significa la palabra isótopo?

b) ¿Cuáles de los siguientes elementos son isótopos entre sí:



8. Un átomo perdió 3 e<sup>-</sup> y el ión producido tiene 10 e<sup>-</sup>:

a) ¿Cuál es el símbolo del elemento?

b) ¿Cuántos protones tiene el núcleo?

9. a) ¿Qué color del espectro visible (luz blanca) tiene la frecuencia más alta? ¿Qué color tiene la frecuencia más baja?
- b) Indique si la frecuencia de la radiación que se emplea en el horno de microondas es más alta o más baja que la de su estación de radio FM favorita (91,7 MHz) (donde  $\text{MHz} = 10^6 \text{ s}^{-1}$ ).
- c) Indique si la longitud de onda de los rayos X es más larga o más corta que la de la luz ultravioleta.
10. La línea más prominente del espectro de líneas del aluminio se encuentra a 396,15 nm. ¿Qué frecuencia tiene esta línea? ¿Qué energía tiene un fotón de esta longitud de onda?
11. Ordene los siguientes tipos de radiación por aumento de energía por fotón:
- a) La luz amarilla de una lámpara de sodio.
- b) Los rayos X de un instrumento en el consultorio de un dentista.
- c) Los microondas de un horno.
- d) Su estación de FM favorita a 91,7 MHz.
12. Identificar en la tabla periódica:
- a) los elementos representativos, los de transición y los de transición interna.
- b) los metales, no metales, metaloides y gases nobles.
- c) ¿Cuántos períodos y grupos hay en la Tabla Periódica?
- d) Los elementos con comportamiento químico semejante, ¿pertenecen a un mismo grupo o a un mismo período?
13. ¿Entre qué pares de elementos existirá mayor analogía química?
- a) Na y Cu                      b) Na y Mg                      c) Na y Cl                      d) Na y K
14. ¿Por qué el S y el Se pertenecen al mismo grupo en la tabla periódica?
15. Indica el período y grupo de cada uno de los siguientes elementos e identifícalos como representativo o de transición:
- a) iodo
- b) manganeso
- c) bario
- d) oro
16. ¿Por qué el Li, Be y B pertenecen al mismo período?
17. El estroncio es un elemento que da color rojo brillante a los fuegos artificiales.
- a) ¿En qué grupo se encuentra?
- b) ¿Cuál es el nombre de esta familia química?
- c) Para el mismo grupo, ¿qué elemento está en el período 3?
- d) ¿Qué metal alcalino, halógeno y gas noble están en el mismo período que el estroncio?

**18.** Para cada par de los siguientes elementos: Ar y K; Ca y Sr; K y Cl, indica cual presenta:

- a) mayor masa.
- b) menor número atómico.
- c) mayor número de electrones.
- d) menor radio atómico.

**19.** Para el elemento ubicado en el grupo 17 período 2 indica las respuestas correctas:

- a) posee dos electrones en el último nivel.
- b) tiene el mismo número de electrones que el oxígeno.
- c) tiene el mismo número de electrones que de protones.
- d) tiene 7 electrones en el último nivel.

**20.** Escribe la configuración electrónica de los siguientes elementos representativos

- |                            |                            |
|----------------------------|----------------------------|
| a) K y su ión más estable; | d) y su ión más estable    |
| b) Ca y su ión más estable | e) S y su ión más estable  |
| c) Al y su ión más estable | f) Cl y su ión más estable |

**21.** De los elementos Mg, Ca, Br, Kr, cual:

- a) es un gas noble.
- b) es un no metal.
- c) se encuentra en el grupo 2, período 4.
- d) requiere más energía para remover el electrón de valencia

**22.** Ordene los siguientes iones según el radio iónico creciente:

- a)  $F^-$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$  b)  $Na^+$ ,  $Mg^{2+}$ ,  $Al^{3+}$

**23.** Un isótopo de un elemento metálico tiene número de masa de 65 y 35 neutrones en el núcleo. El catión derivado del isótopo tiene 28 electrones. Escribe el símbolo del catión.

**24.** El número másico de un elemento es 104 y tiene 60 neutrones en su núcleo:

- a) ¿Cuál es el símbolo del elemento?
- b) ¿Cuál es su nombre?
- c) ¿Cuántos protones posee en su núcleo?

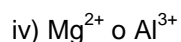
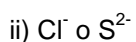
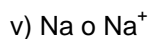
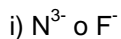
**25.** Un átomo perdió dos electrones y el ión producido tiene 54 electrones:

- a) ¿Cuál es el símbolo del átomo?
- b) ¿Cómo se llama?
- c) ¿Cuántos protones tiene en su núcleo?

**26.** a) Indica cuál de las siguientes relaciones de radio atómico es correcta:

- i)  $r_{Ba} < r_{Mg}$
- ii)  $r_{Li} < r_{F}$
- iii)  $r_{Al} < r_{S}$

b) Indica en cada uno de los siguientes pares cuál de las dos especies tiene mayor radio:



**27.** Responde Verdadero ó Falso justificando:

a) Los elementos pertenecientes al Grupo VIA (16) poseen 6 electrones de valencia.

b) El Na y el Si tienen el mismo número de niveles de energía.

c) Los elementos pertenecientes al grupo VIIA (17) tienen tendencia a formar cationes.

d) La configuración electrónica del catión que usualmente forma el elemento magnesio es(Ne).

e) Los núcleos de los átomos, excepto el hidrógeno, están constituidos por: neutrones y protones.

**28.** ¿Cuál de los siguientes elementos: Rb, Ba, Li, Cs y At, debe ser el más parecido al estroncio en cuanto a propiedades químicas y físicas?

**29.** Los siguientes valores de la primera energía de ionización (en kJ/mol): 590, 1251, 419, 2008 corresponden, aunque no en ese orden, a los elementos Cl, Ca, Ne y K. Asignar a cada elemento el valor correspondiente. Explicar el criterio empleado.

## TEMA 3

### Enlace Químico

1. En cada par de enlaces, indique el más polar y use  $\delta^+$  o  $\delta^-$  para mostrar la dirección de la polaridad en cada enlace.

- a) C-O y C-N      b) B-O y P-S      c) P-H y P-N      d) B-H y B-Cl

2. Ordena siguientes enlaces en orden creciente de su polaridad

- a) C-S      b) B-F      c) N-O      d) H-F      e) F-F      f) Be-F

3. Para cada una de las siguientes sustancias. HCl, Cl<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, NaCl y CO

- Establece el tipo de enlace presente
- Determina el número de electrones de valencia para cada elemento presente en la molécula considerada.
- Escribe la estructura de Lewis.

4. Clasifica los siguientes enlaces como iónicos o covalentes: CaBr<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, NaCl, N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, O<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>, CaS.

5. Dibuja las estructuras de Lewis de todas las especies químicas y deduce la geometría de las mismas en términos del modelo RPECV (repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia).

6. a) H<sub>2</sub>O      b) NH<sub>3</sub>      c) CH<sub>4</sub>      d) CO<sub>2</sub>

7. De los siguientes pares de elementos, indica cuáles pueden formar compuestos iónicos y cuáles compuestos covalentes

- a) K y Br      b) Cl y O      c) Cl y Mg      d) H y S      e) Li y S

8. Escribe las estructuras de Lewis para cada una de las siguientes sustancias indicando si son compuestos iónicos o covalentes:

- a) BaS      b) MgBr<sub>2</sub>      c) Na<sub>2</sub>O      d) HBr      e) CCl<sub>4</sub>

9. Indica cuáles son los iones que forman los siguientes compuestos iónicos:

- a) BaBr<sub>2</sub>      b) PbS<sub>2</sub>      c) CaCl<sub>2</sub>      d) Li<sub>2</sub>O      e) KI

10. Qué tipo de enlace se forma entre:

- elementos de los grupos 1 y 17.
- átomos iguales
- Justifica tu respuesta y cita ejemplos

11. El elemento O (oxígeno) pertenece al 2º período y al grupo 16 de la tabla periódica. El elemento X tiene número atómico 37.
12. ¿Qué tipo de unión existirá entre los átomos de una sustancia formada por O y X? ¿Porque? Dibuja la estructura de Lewis del compuesto formado.
13. a) Dibuja las estructuras de Lewis de las siguientes sustancias: HCl, F<sub>2</sub>, BCl<sub>3</sub>, SO<sub>3</sub>.
- Indica en cada una de ellas si el enlace es polar o apolar de acuerdo a los valores de electronegatividad.
  - Indica si en alguna de estas moléculas existen átomos cuya configuración es una excepción a la regla del octeto.
14. Dibuja la estructura de Lewis de los siguientes iones y moléculas:
- a) PCl<sub>3</sub>      b) SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>      c) NH<sub>4</sub><sup>+</sup>      d) Cl<sub>2</sub>O<sub>5</sub>      e) H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>
15. Dibuja la estructura de Lewis de cada una de las moléculas o iones siguientes. Indique cuáles átomos centrales no cumplen la regla del octeto en estas moléculas y por qué.
- a) BeF<sub>2</sub>      b) PCl<sub>5</sub>      c) SiCl<sub>4</sub>      d) XeCl<sub>4</sub>      e) ClF
16. En moléculas donde el O y el N actúan como átomo central, estos elementos pueden compartir hasta 4 pares de electrones mientras que en moléculas donde P y S son los átomos centrales, estos pueden compartir 5 y 6 pares de electrones respectivamente. ¿Cómo justifica este comportamiento?
17. En las siguientes especies: CH<sub>4</sub>, BF<sub>3</sub>, BeCl<sub>2</sub>, PCl<sub>5</sub>, NH<sub>3</sub>, SF<sub>6</sub>, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, SiF<sub>6</sub><sup>2-</sup> Desarrolle sus estructuras de Lewis e indique la geometría electrónica y molecular de cada una de ellas según la TRPECV.
18. Dibuja las estructuras de Lewis de las siguientes especies. Considera que los enlaces entre los átomos tienen la misma longitud. ¿Existen estructuras resonantes en dichas especies? Dibújelas.
- a) SO<sub>2</sub>      b) NO<sub>2</sub><sup>-</sup>      c) O<sub>3</sub>      d) CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>
19. Explique a través de la TRPECV por qué el CO<sub>2</sub> es una molécula apolar y el SO<sub>2</sub> es una molécula polar.
20. Une los pares que se corresponden. Justifica la respuesta en base a la TRPECV.

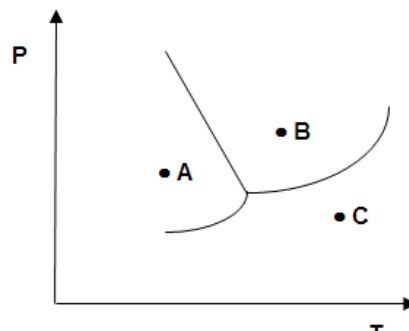
Compuesto	Geometría molecular
BeCl <sub>2</sub>	Piramidal
NH <sub>3</sub>	Lineal
H <sub>2</sub> S	Angular
CHCl <sub>3</sub>	Triangular
BF <sub>3</sub>	Tetraédrica

## EQUILIBRIO DE FASES - LÍQUIDOS – FUERZAS INTERMOLECULARES

1. ¿Qué es la presión de vapor de un líquido? ¿Cómo cambia con la temperatura? ¿Por qué?

2. Considere el siguiente diagrama de fases y prediga qué pasaría si:

- Partiendo de A se eleva la temperatura a presión constante.
- Partiendo de C se disminuye la temperatura a presión constante.
- Partiendo de B se disminuye la presión a temperatura constante



3. Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- La presión de vapor de un líquido en equilibrio es independiente del volumen que ocupa el vapor encima del líquido.
- El punto de ebullición normal de un líquido cambia al variar la presión atmosférica.
- La presión de vapor de un líquido se eleva cuando aumenta la masa del líquido.
- Dos líquidos diferentes a igual temperatura tienen la misma presión de vapor en equilibrio.
- A una misma temperatura, el valor de la presión de vapor en equilibrio para distintos líquidos, depende de la intensidad de las fuerzas atractivas entre las moléculas del líquido.

4. Dadas las siguientes sustancias:  $\text{NH}_3$ ;  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CO}_2$ ;  $\text{CCl}_4$ ;  $\text{HCl}$ ;  $\text{CH}_3\text{Cl}$

¿Qué tipo de fuerzas intermoleculares se presentan en cada caso cuando estas sustancias están en fase líquida?

5. ¿Qué fuerzas intermoleculares deben vencerse para:

- fundir el hielo.
- fundir el  $\text{I}_2$  sólido.
- convertir  $\text{NH}_3$  líquido a vapor.

6.  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{CH}_4$ ;  $\text{AsH}_3$ ;  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{BH}_3$ ;  $\text{HF}$ ;  $\text{C}_2\text{H}_6$  considere el siguiente diagrama de fases y prediga

qué ocurre al cambiar la temperatura a presión constante.

¿Cuáles de los siguientes compuestos presentan unión puente de hidrógeno? Justifica

- $\text{H}_2\text{S}$
- $\text{CH}_4$
- $\text{AsH}_3$
- $\text{H}_2\text{O}$
- $\text{BH}_3$
- $\text{HF}$
- $\text{C}_2\text{H}_6$

7. Teniendo en cuenta el valor de los puntos de ebullición de los compuestos que forma el hidrógeno con los elementos S, Se y Te del Grupo VI. ¿Qué predicciones se podrían hacer con respecto al punto de ebullición del  $\text{H}_2\text{O}$  y cómo se explica su discrepancia con el punto de ebullición real?

Sustancia	Nº de período	P.E.(°C)
$\text{H}_2\text{O}$	2	?
$\text{H}_2\text{S}$	3	-60,8
$\text{H}_2\text{Se}$	4	-41,5



8. Prediga y justifique el orden de incremento del punto de ebullición para las siguientes sustancias:



9. Ordene los gases nobles de menor a mayor punto de ebullición. Justifique.

10. Las masas molares del Br<sub>2</sub> y del Bromuro de sodio son semejantes 159,8 g/mol y 149 g/mol, respectivamente. Explique el hecho de que a temperatura ambiente el Br<sub>2</sub> es líquido y el Bromuro de sodio es sólido.

11. Las masas moleculares de SiH<sub>4</sub> y PH<sub>3</sub> son casi iguales. Explique por qué los puntos de fusión y ebullición del PH<sub>3</sub> son más altos que los del SiH<sub>4</sub>:

	Pto. de Fusión	Pto. de Ebullición
PH <sub>3</sub>	-133 °C	-88 °C
SiH <sub>4</sub>	-185 °C	-122 °C

12. Ordene los siguientes líquidos en orden creciente de presión de vapor a 25 °C:

Sustancia	Punto de Ebullición
Acetona (CH <sub>3</sub> COCH <sub>3</sub> )	56,2 °C
1-Butanol (CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> OH)	117,0 °C
Ciclohexano (C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> )	80,7 °C

13. Dados los valores de presión de vapor a 20°C de los siguientes compuestos.

- Ordenarlos en forma creciente de sus puntos normales de ebullición.
- Indicar cuál de ellos presentará la menor temperatura crítica.

Sustancia	Presión de vapor
Acetona, CH <sub>3</sub> COCH <sub>3</sub>	185 Torr
Etanol, CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	44 Torr
Disulfuro de Carbono, CS <sub>2</sub>	309 Torr

14. La temperatura normal de ebullición del HCl es de -84 °C. A esa temperatura la presión de vapor del SO<sub>2</sub> no llega a 10 mmHg:

- ¿En cuál de los dos líquidos son mayores las atracciones intermoleculares?
- ¿Cuál de los dos tendrá una temperatura crítica más alta?
- ¿En qué estado de agregación se encuentran ambos compuestos a temperatura ambiente .

15. Explique en términos de fuerzas intermoleculares por qué el agua y el alcohol etílico son miscibles, pero el agua y el ciclohexano ( $C_6H_{12}$ ) no lo son.

## TEMA 4

### Gases

1. A cierta temperatura una determinada cantidad de gas ocupa  $10 \text{ dm}^3$  a la presión  $P$ . Si la temperatura permanece constante y la presión se duplica, ¿cuál será el nuevo volumen? ¿Qué ley vincula las magnitudes variables de este sistema?

**Rta:**  $5,0 \text{ dm}^3$  Ley de Boyle

2. Una determinada masa de helio que ocupa un volumen de  $2,0 \text{ L}$  en CNPT se ha expandido hasta un volumen de  $4,0 \text{ L}$  al variar la temperatura y la presión. Calcular la densidad del gas en ambos estados y observar la relación que hay entre ambos valores.

**Rta:**  $0,18 \text{ g/L}$ ;  $0,090 \text{ g/L}$

3. El volumen de cierto gas ideal en un recipiente aislado aumenta de  $3 \text{ dm}^3$  a cierta temperatura a  $4,5 \text{ dm}^3$  sin variar la presión. ¿Cómo será la temperatura final del gas con respecto a la inicial? ¿Qué ley vincula las magnitudes variables de este sistema?

**Rta:** 50 % mayor; Ley de Charles

4. Un cilindro metálico de  $300 \text{ mm}$  de diámetro interior y  $1,50 \text{ m}$  de altura estalla si la presión interior alcanza el valor de  $100 \text{ atm}$ .

- a) Determinar la masa límite de hidrógeno que podría contener a  $25^\circ\text{C}$ .  
b) ¿Cuál será esa masa a  $125^\circ\text{C}$ ?

**Rta:**  $867 \text{ g}$ ;  $650 \text{ g}$

5. Una reacción química produce un gas puro constituido sólo por átomos de carbono y oxígeno, que se comporta como un gas ideal.

Determinar de qué gas se trata sabiendo que se lo recoge en un recipiente previamente vacío y se reúnen los siguientes datos:

$$V_{\text{recipiente}} = 1,05 \text{ L}$$

$$T = 24,0^\circ\text{C}$$

$$\text{Masa del recipiente} = 97,50 \text{ g}$$

$$P = 766 \text{ mm Hg}$$

$$\text{Masa del recipiente con gas} = 99,41 \text{ g}$$

**Rta:**  $\text{CO}_2$

7. Un gas ideal a la presión de  $1,00 \text{ atm}$  estaba dentro de una ampolla de volumen desconocido  $V$ . Se abrió una llave, lo cual permitió que el gas se expandiera hacia una ampolla previamente evacuada cuyo volumen se sabía que era exactamente  $0,500 \text{ dm}^3$ . Cuando se estableció el equilibrio entre las ampollas, se notó que la temperatura no había cambiado y que la presión del gas era de  $530 \text{ mm Hg}$ . ¿Cuál era el volumen desconocido de la primera ampolla?

*Comentario:* Identificar los estados inicial y final. ¿Qué funciones permanecen constantes y cuáles cambian? ¿Qué ley se puede usar para compararlas? Si no te da el resultado, poner especial atención en cuál es el volumen que ocupa el gas en el estado final.

**Rta:**  $1,15 \text{ L}$

8. Un depósito de  $2,0 \text{ L}$  de capacidad contiene nitrógeno a la presión de  $10 \text{ atm}$  y temperatura de  $300 \text{ K}$ . Con

parte de ese nitrógeno se llena otro recipiente inicialmente vacío hasta que la presión del gas en su interior es de 6,0 atm a la temperatura de 288 K. La presión en el primer depósito desciende a 8,0 atm, manteniéndose constante su temperatura. Calcular el volumen del segundo depósito. **Rta:** 0,63 dm<sup>3</sup>

9. Un recipiente rígido de 40 L contiene gas nitrógeno a una presión de 2,5 atm y a 27 °C. Si se abre una válvula en el recipiente para que se escape el gas, teniendo en cuenta que el barómetro marca 750 mm Hg,

- a) ¿cuántos gramos de nitrógeno se escaparán al exterior? (La temperatura se mantiene constante a 27 °C y el aire no penetra en el interior del recipiente).
- b) ¿Qué volumen ocupará este nitrógeno cuando haya salido con el aire de la atmósfera?
- c) Calcular la densidad del gas en el recipiente antes y después de que escape el gas.
- d) ¿Cómo hubiera sido la densidad si el recipiente hubiera estado lleno de He?

*Comentario: ¿En qué condición de presión dejará de salir gas desde el interior del recipiente?*

**Rta:** a) 70 g; c) 2,9 g/L; 1,1 g/L; d) menor

10. En un recipiente se coloca una mezcla de 50 g de oxígeno (O<sub>2</sub>) y 50 g de metano (CH<sub>4</sub>) a la presión de 0,5 atm. ¿Serán iguales las presiones parciales de ambos gases? Justificar con cálculos.

**Rta:** No

11. ¿Cuántos gramos de CO puro tendrán que mezclarse con 40 g de CH<sub>4</sub> puro para obtener una mezcla en la cual la presión parcial del CO sea igual a la de CH<sub>4</sub>?

**Rta:** 70 g

## TEMA 5

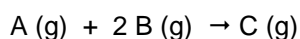
### CINETICA QUIMICA

1. En una vasija de 1 litro de capacidad se inyectan simultáneamente **x** moles de gas hidrógeno e **y** moles de gas iodo. La velocidad de reacción es directamente proporcional a la concentración de cada uno de los reactivos. ¿Qué influencia tendrán sobre la velocidad de reacción las siguientes prácticas? (justificar en cada caso):

- a) La disminución de la temperatura
- b) La introducción de un catalizador
- c) La adición de más hidrógeno
- d) La separación de una parte del iodo
- e) El aumento del volumen del recipiente

Rta: disminuye, aumenta, aumenta, disminuye, disminuye

2. Dada la siguiente información para la reacción



$$v = k [A] [B]^2, \quad E_a = 40 \text{ Kcal/mol}, \quad A = 9 \cdot 10^{11} \text{ M}^{-2}\text{s}^{-1}, \quad T = 550 \text{ K}$$

- a) ¿Cuál es el orden de reacción para cada reactivo y el orden total?
- b) ¿Cuál es el valor de la constante de velocidad de reacción?
- c) Esta constante, tiene siempre las mismas unidades, para todas las reacciones?
- d) ¿Qué es la energía de activación?

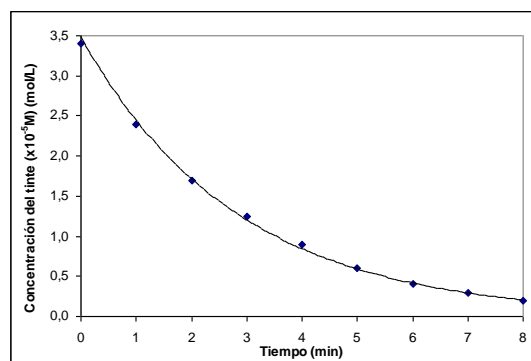
Rta:  $1,15 \cdot 10^{-4} \text{ M}^{-2}\text{s}^{-1}$

3. Las unidades de la velocidad de reacción ( $v$ ) son en general  $\frac{\text{moles}}{\text{Litro} \times \text{segundo}} (\text{M s}^{-1})$

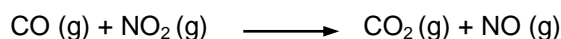
Completar la siguiente tabla que muestra expresiones de velocidad de reacción experimentales para una reacción en la que intervienen como sustratos A y B.

Expresión de la velocidad	Unidades de la constante	Orden A	Orden B	Orden total
$v = k$				
$v = k[A]$				
$v = k[A][B]$				
$v = k[A][B]^2$				

4. Los datos obtenidos sobre la concentración de cierto tinte en función del tiempo se incluyen en el siguiente gráfico. ¿Cuál es la velocidad promedio del cambio de concentración del tinte en los primeros 2 minutos? ¿Cuál es la velocidad promedio de cambio durante el quinto minuto (de  $t=4$  a  $t=5$ )?

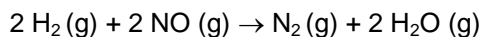


5. Se estudió la velocidad de reacción entre CO y NO<sub>2</sub> a 540 K comenzando con diversas concentraciones de CO y NO<sub>2</sub>, y se recopilieron los datos de la siguiente tabla. Determine la ecuación de velocidad y el valor de la constante de velocidad.



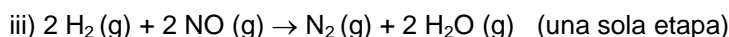
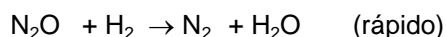
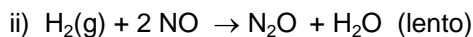
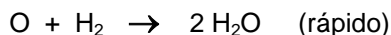
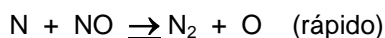
Experimento	Concentraciones iniciales		Velocidad inicial (mol/L.h)
	[CO] mol/L	[NO <sub>2</sub> ] mol/L	
1	5,10x10 <sup>-4</sup>	0,350x10 <sup>-4</sup>	3,4x10 <sup>-8</sup>
2	5,10x10 <sup>-4</sup>	0,700x10 <sup>-4</sup>	6,8x10 <sup>-8</sup>
3	5,10x10 <sup>-4</sup>	0,175x10 <sup>-4</sup>	1,7x10 <sup>-8</sup>
4	1,02x10 <sup>-3</sup>	0,350x10 <sup>-4</sup>	6,8x10 <sup>-8</sup>
5	1,53x10 <sup>-3</sup>	0,350x10 <sup>-4</sup>	10,2x10 <sup>-8</sup>

6. La ley de velocidad de la reacción para la reacción:



Es  $v = k [\text{H}_2][\text{NO}]^2$

a) ¿Cuál de los siguientes mecanismos es el más apropiado de acuerdo a la expresión de velocidad observada?



b) Indique cuál es el orden de la reacción respecto de cada reactivo, el orden total de la reacción y las unidades de k de velocidad.

c) De acuerdo al mecanismo elegido en el inciso (a) y teniendo en cuenta que es un proceso endotérmico dibuje el diagrama de Energía en función de avance de la reacción y señale en él la energía de reactivos y productos, la Energía de Activación, y la posición del estado de transición.

## TEMA 6

### EQUILIBRIO QUIMICO

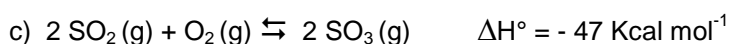
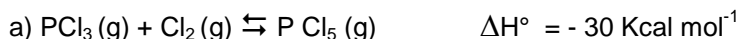
1. Se ha calentado a 250 °C una cierta cantidad de  $\text{PCl}_5$  en un recipiente de un litro. En el momento del equilibrio las concentraciones de los gases en el recipiente eran las siguientes:

$$[\text{PCl}_5]=7,05\text{mol/L}; \quad [\text{Cl}_2]=0,54\text{mol/L}; \quad [\text{PCl}_3]=0,54\text{mol/L}$$

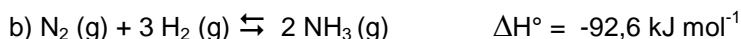
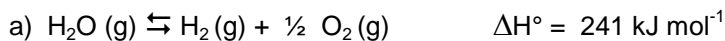
Calcular la constante de equilibrio  $K_c$  para la disociación de  $\text{PCl}_5$  a 250 °C.

$$\text{Rta: } 4 \times 10^{-2}$$

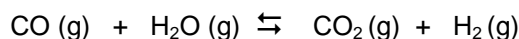
2. Indicar que efecto tiene sobre el equilibrio de las siguientes reacciones: a) aumento de la temperatura, b) disminución de la presión, c) adición de un catalizador, d) aumento de la concentración de las sustancias subrayadas.



3. Sugerir dos formas de desplazar el equilibrio hacia la derecha. Justificar la respuesta



4. La constante de equilibrio para la reacción:



a una temperatura dada es 4. Una mezcla en equilibrio de las sustancias anteriores a una temperatura dada, contiene 0,60 moles de  $\text{CO}$ ; 0,20 moles de vapor de agua y 0,50 moles de  $\text{CO}_2$  en un litro. ¿ Cuántos moles de  $\text{H}_2$  habrá en la mezcla ?.

$$\text{Rta: } 0,96 \text{ moles}$$

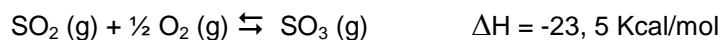
5. Dada la siguiente reacción:



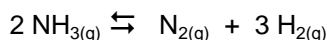
Explicar el efecto sobre la reacción de descomposición de  $\text{PCl}_5$ , producido por:

- a) Un aumento de temperatura.
- b) Un aumento de presión.
- c) Una concentración más elevada de  $\text{Cl}_2$ .
- d) Una concentración más elevada de  $\text{PCl}_5$ .
- e) La presencia de un catalizador.

6. Sugerir tres modos de aumentar la concentración de  $\text{SO}_3$  en equilibrio en un recipiente cerrado, si la única reacción es:



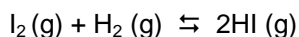
7. En un recipiente de 1 litro se han introducido 1 mol de  $\text{NH}_3$  a elevada temperatura. Cuando la reacción:



ha alcanzado el equilibrio se ha comprobado la presencia de 0,6 mol de  $\text{H}_2$ . Calcular la  $K_C$  para dicha reacción a la misma temperatura.

Rta: 0,12

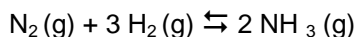
8. Calcular el valor de la constante de equilibrio para la siguiente reacción:



sabiendo que las concentraciones en el equilibrio son:  $\text{H}_2 = 8,63 \cdot 10^{-4} \text{ M}$  ;  $\text{I}_2 = 2,63 \cdot 10^{-3} \text{ M}$  y  $\text{HI} = 1,02 \cdot 10^{-2} \text{ M}$  a una temperatura de  $490^\circ\text{C}$ .

Rta: 45,8

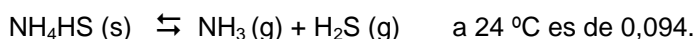
9. La constante de equilibrio para la siguiente reacción es 0,5 a cierta temperatura:



En un recipiente de 1 litro a dicha temperatura hay 2 moles de  $\text{N}_2$  y 3 moles de  $\text{H}_2$  en equilibrio con  $\text{NH}_3$ , Calcular la concentración de  $\text{NH}_3$  en el equilibrio.

Rta: 5,2 mol/l

10. La constante de equilibrio  $K_p$  de la reacción:



a) En un recipiente vacío se introduce  $\text{NH}_4\text{HS}$  sólido y se permite que se establezca el equilibrio con los productos de su descomposición gaseosa a  $24^\circ\text{C}$ . Calcular la presión total de los gases en equilibrio.

b) Calcular la presión parcial en equilibrio de  $\text{H}_2\text{S}$  en un experimento similar en el cual el  $\text{NH}_4\text{HS}$  se introduce en un volumen que contiene también  $\text{NH}_3$  a una presión inicial de 0,50 atm.

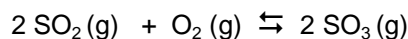
Rta: 0,612 atm; 0,145 atm

11. Si  $K_p$  para el siguiente equilibrio es igual a 1,78 a  $250^\circ\text{C}$ , Calcular  $K_c$ .



Rta:  $4,1 \times 10^{-2}$

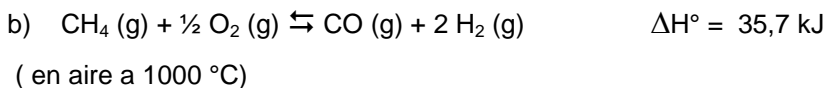
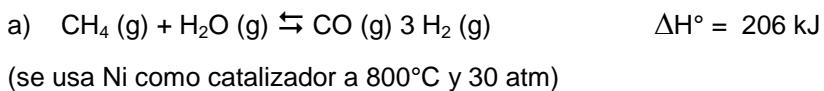
12. Una vasija de reacción a  $27^\circ\text{C}$  contiene una mezcla de  $\text{SO}_2$  y  $\text{O}_2$  en la cual las presiones parciales de ambos gases son respectivamente 3,00 atm y 1,00 atm. Al añadir un catalizador determinado se produce la reacción



En el equilibrio a  $27^\circ\text{C}$  la presión total es de 3,75 atm. Calcular  $K_p$ .

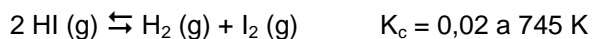
Rta:  $5,3 \times 10^{-2}$

**13.** Uno de los métodos industriales de obtención de gas  $H_2$  es el proceso de reformación de vapor (ocurre en dos etapas):



¿Qué condiciones de presión y temperatura favorecen la formación de productos, tanto en la etapa a) como en la b)?

**14.** Cuando el ioduro de hidrógeno gaseoso incoloro se calienta a 745 K aparece yodo gaseoso color rosado según:



Suponga que 1,00 mol de HI y 1,00 mol de  $H_2$  se colocan en un matraz sellado de 10 L y se calientan a 745 K. Calcule las concentraciones de todas las sustancias en el equilibrio.

Rta: 0,096 mol/l (HI), 0,102 mol/l ( $H_2$ ), 0,00184 mol/l ( $I_2$ )



## **EQUILIBRIO IONICO**

1. Calcula el pH de:

- a) una disolución que tiene  $1 \times 10^{-8}$  moles de  $H^+$ / L
- b) 150 mL de una disolución que tiene 0,002 gramos de  $H^+$ / L
- c) una disolución que tiene 0,00017 gramos de  $OH^-$  por cada 100  $cm^3$
- d) 2 L de solución que tienen  $4 \times 10^{-3}$  moles de  $OH^-$

Rta: a) 8; b) 2,70; c) 10; d) 11,30

2. Calcula la concentración de  $H^+$  y de  $OH^-$  de una disolución cuyo pH es 4,8.

Rta:  $1,58 \times 10^{-5}$ ;  $6,31 \times 10^{-10}$

3. Una solución de  $HNO_3$  contiene 4,87g del mismo en 500 mL de solución. Calcula el pH.

Rta: 0,8

4. A 700 mL de  $Ba(OH)_2$  0,025 M se le agregaron 100 mL de agua. Halla el pH de la solución resultante.

Rta: 12,6

5. Calcula el pH y pOH de una solución de NaOH 0,002 M.

Rta: 11,3; 2,7

6. Calcula el pH de las siguientes soluciones que han sido preparadas por dilución del correspondiente ácido fuerte.

- a) Se diluyen 1,53 mL de HCl 12 M hasta 1 L de solución.
- b) Se diluyen 2,12 mL de HBr 5,43 M hasta 1 L de solución.
- c) Se diluyen 0,862 mL de  $HClO_4$  3,17 M hasta 2,5 L de solución.

Rta: 1,74; 1,94; 2,96

7. Calcula el pH de una solución de  $HNO_3$ , preparada por dilución de 1 mL de ácido de 70% (m/m) y  $d=1,42$  g/mL hasta 3,23 L de solución.

Rta: 2,3

8. Calcula el volumen de  $HClO_4$  70%(m/m) y  $d=1,172$ , necesario para preparar 1 L de solución cuyo pH sea 4,11.

Rta:  $9,5 \times 10^{-3}$  mL

9. En un experimento se necesitó 830 mL de HCl para disolver totalmente 0,080 g de Zn. Calcular el pH del ácido usado. Tener en cuenta la reacción entre el cinc y el ácido clorhídrico.

Rta: 2,5

10. El hidróxido de sodio, conocido como soda cáustica, es utilizado en la fabricación de jabón, detergentes, etc. La  $[H^+]$  de una solución de NaOH es  $3,20 \times 10^{-12}$ . Calcular el pOH de dicha solución.

Rta: 2,5

11. Calcula el pH de una disolución de ácido acético de concentración  $1 \times 10^{-2}$  M.

Rta: 3,38

12. Una disolución de HF  $1,0 \times 10^{-3}$  M tiene un pH de 4. Calcula:

- a) El porcentaje de ionización del ácido en esta solución.
- b) La constante de ionización del ácido.

Rta: 10 % ,  $1,1 \times 10^{-5}$

13. Una disolución 0,01 M de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  está ionizada al 4,17 %.

- a) Calcula el pH de la solución.
- b) Calcula la constante de ionización para dicho ácido.

Rta: 3,38 ;  $1,81 \times 10^{-5}$

14. A partir de los datos expuestos, calcula la constante de ionización de cada una de las sustancias siguientes:

- a) Una disolución 0,10 M de  $\text{NH}_4\text{OH}$  que está ionizada al 1,3 %
- b) Una disolución 0,001 M de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  que está ionizada al 12,6 %

Rta: a)  $1,71 \times 10^{-5}$ ; b)  $1,82 \times 10^{-5}$

15. A 25 °C una solución de  $\text{NH}_4\text{OH}$  esta ionizada en un 4,3%. Calcula:

- a) Concentración de ion  $\text{OH}^-$  y ion  $\text{NH}_4^+$  si la solución es 0,010M
- b) Constante de ionización.
- c) pH.

Rta:  $4,3 \times 10^{-4}$ ;  $1,9 \times 10^{-5}$ ; 10,64

16. Calcula la concentración de ion hidrógeno, ion oxhidrilo y pH de una solución 0,1 M de ácido acético ionizada en un 1,3%.

Rta:  $1,3 \times 10^{-3}$ ,  $7,7 \times 10^{-12}$ , 2,88

17. Calcula la molaridad de una solución de ácido benzoico cuyo pH es de 2,12.  $K_a = 6,3 \cdot 10^{-5}$ .

Rta: 0,913

18. Determina el pH de una solución de ácido fórmico  $\text{HCOOH}$ , cuya concentración es de 10,02 g/L.

$K_a: 1,76 \cdot 10^{-4}$ .

Rta: 2,20