

Uniones químicas y nomenclatura

Unidad 2

Ejercicios resueltos

Química (05)

Dra Sandra Ferreira

.UBA XXI

Uniones químicas y nomenclatura



Ejercicios resueltos

Ejercicio 1

Indiquen si los siguientes enunciados son correctos (C) o incorrectos (I). Justifiquen las respuestas.

- a) el hidrógeno siempre actúa con estado de oxidación +1;
- b) en las sales binarias el no metal actúa con el estado de oxidación negativo;
- c) la fórmula general de un hidróxido es $M(OH)_x$;
- d) los oxoácidos son compuestos formados por no metal e hidrógeno;
- e) las oxosales son compuestos ternarios;
- f) la fórmula del óxido de plomo (IV) es Pb_2O_4 ;
- g) sulfuro de hidrógeno es el nombre del compuesto cuya fórmula es H_2S ;
- h) la fórmula del anión perclorato es ClO_4^{2-} ;
- i) carbonato de calcio es el nombre del compuesto cuya fórmula es $CaCO_3$.

Ejercicio 2

Escriban la fórmula mínima o molecular, según corresponda, la estructura de Lewis y el nombre de:

- a) un hidruro formado por un no metal del grupo 17;
- b) un óxido del cuarto metal alcalino,
- c) una sal binaria formada por el primer halógeno y el tercer metal alcalino térreo;
- d) un hidróxido de un metal alcalino térreo;
- e) una molécula formada por dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y tres átomos de oxígeno;
- f) tres oxoácidos en el que el no metal actúe con estado de oxidación: I) +3; II) +6; III) +7 respectivamente;
- g) un oxoanión en el que el no metal actúe con estado de oxidación +6;

h) un oxoanión que presente:

- I) una unión covalente simple y una unión covalente doble,
- II) dos uniones covalentes simples y una unión covalente dativa,
- III) una unión covalente simple y tres uniones covalentes dativas;

Nota: En los tres casos el no metal cumple la regla del octeto.

i) una oxosal formada por un metal alcalino térreo y un no metal del grupo 15;

j) una oxosal en la que el metal actúe con estado de oxidación +3 y el no metal con estado de oxidación +1;

Ejercicio 3

A.- Indiquen el tipo y el número de enlaces presentes en las moléculas, cuyas fórmulas se indican a continuación: a) SO_3 ; b) CH_3Cl ; c) H_2CO_3 y d) HNO_3 .

B.- Clasifiquen los enlaces covalentes en polares y no polares según corresponda.

Resolución:

Ejercicio 1

Importante

En todos los casos el análisis y el desarrollo propuesto forman parte de la justificación de la respuesta.

- a) Para indicar si el hidrógeno siempre actúa con estado de oxidación +1, utilizamos las reglas para determinar los estados de oxidación correspondientes:
- El estado de oxidación de un elemento en una sustancia simple es cero.
 - El estado de oxidación del hidrógeno combinado es +1, excepto en los hidruros metálicos, en los que el estado de oxidación es -1.

A partir de las reglas mencionadas, se deduce que:

- en la sustancia H_2 el estado de oxidación del hidrógeno es cero;
- en la mayoría de los compuestos, por ejemplo, hidrácidos, hidróxidos y oxoácidos el estado de oxidación del hidrógeno es +1;
- en los hidruros metálicos el estado de oxidación del hidrógeno es -1.

Por lo tanto el enunciado es **incorrecto**.

- b) Para indicar si el enunciado es correcto o incorrecto tenemos en cuenta que:

- las sales binarias están constituidas por un metal y un no metal,
- en las especies neutras la suma de los estados de oxidación multiplicados por el subíndice es cero,
- los metales siempre actúan con estados de oxidación positivos.

Por lo tanto para que se cumplan las tres condiciones, la única posibilidad es que el no metal actúe con estado de oxidación negativo. Es decir que el enunciado es **correcto**.

- c) Al determinar la fórmula general de un hidróxido tenemos en cuenta que:
- los hidróxidos son compuestos iónicos, ternarios, formados por metal, oxígeno e hidrógeno,
 - la carga de los cationes metálicos coincide con el estado de oxidación,
 - en una unidad fórmula, el número de cargas positivas es igual al número de cargas negativas,
 - el ion hidróxido tiene una carga negativa y su estructura de Lewis es:



Por lo tanto en cada unidad fórmula el número de iones hidróxido (cargas negativas) coincide con la carga del catión (cargas positivas).

En la fórmula general propuesta en el enunciado $M(\text{OH})_x$, M representa al catión metálico y “x” es el número de iones hidróxido por unidad de fórmula. Por ejemplo si:

- M actúa con estado de oxidación +1, el catión es monovalente (M^+) y la fórmula del hidróxido es MOH,
- M actúa con estado de oxidación +2, el catión es divalente (M^{2+}) y la fórmula del hidróxido es $M(\text{OH})_2$,
- M actúa con estado de oxidación +3, el catión es trivalente (M^{3+}) y la fórmula del hidróxido es $M(\text{OH})_3$.

En consecuencia “x” coincide con el estado de oxidación del metal y la fórmula general de un hidróxido es $M(\text{OH})_x$. Es decir que el enunciado es **correcto**.

- d) Al considerar que el prefijo “oxo” indica que la especie química correspondiente está constituida por oxígeno, las moléculas de oxoácidos están formadas por átomos de oxígeno, hidrógeno y no metal. Por lo tanto el enunciado es **incorrecto**.

- e) Para indicar si las oxosales son compuestos ternarios tenemos en cuenta que:
- los compuestos ternarios están formados átomos de tres elementos diferentes,
 - las oxosales son compuestos iónicos formados por cationes metálicos y oxoaniones,
 - los oxoaniones son especies químicas con carga negativa formadas por átomos de oxígeno y de un no metal.

En consecuencia las oxosales son compuestos ternarios formados por metal, no metal y oxígeno. Es decir que el enunciado es **correcto**.

- f) El óxido de plomo (IV) es un compuesto binario formado por plomo y oxígeno. Para escribir su fórmula es necesario conocer los estados de oxidación de ambos elementos y sumarlos multiplicados por el o los subíndice/s de manera que dicha suma sea igual a cero, debido a que la especie es neutra. El estado de oxidación del oxígeno en los óxidos es -2 y el estado de oxidación del plomo es +4, debido a que en el nombre el número romano escrito entre paréntesis indica el estado de oxidación del metal.

Pb O
+4 -2 Si sumamos no es igual a cero.

Para que la suma sea igual a cero, multiplicamos por 2 al estado de oxidación del oxígeno.

$$+4 + 2 \cdot (-2) = 0$$

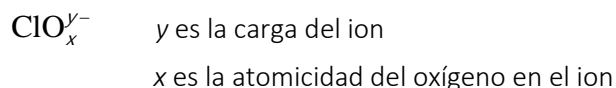
La fórmula del óxido de plomo (IV) es PbO_2 . Es decir que el enunciado es *incorrecto*.

g) El nombre y la fórmula indicados en el enunciado permiten clasificar al compuesto como un hidruro no metálico, debido a que:

- está constituido por hidrógeno y no metal (R),
- responde a la fórmula general es H_aR ,
- en los hidruros no metálicos, el no metal actúa con el estado de oxidación negativo,
- el nombre responde a la forma general de estos compuestos, **no metaluro de hidrógeno**.

La fórmula del sulfuro de hidrógeno es H_2S , debido a que el hidrógeno actúa con estado de oxidación +1 y el azufre actúa con estado de oxidación -2. Por lo tanto el enunciado es *correcto*.

h) El anión perclorato es un ion con carga negativa formado por cloro y oxígeno. Por lo tanto su fórmula general se puede escribir del siguiente modo:



Según las reglas de nomenclatura establecidas por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC), el prefijo “per” indica que el cloro actúa con estado de oxidación +7.

La carga del anión y la atomicidad del oxígeno pueden determinarse del siguiente modo:

“x” es el número más pequeño que multiplicado por dos, **es** mayor que el número de oxidación del no metal.

“y” se obtiene de la suma entre -2 (número de oxidación del oxígeno) multiplicado por “x” y el número de oxidación del no metal. ($y = (-2) \cdot x + \text{número de oxidación}$).

Determinamos x e y para el anión perclorato.



$x = 4$, porque 4 es el número más pequeño que multiplicado por dos, **es** mayor que el número de oxidación con el que actúa el cloro, +7.

$$2 \cdot 4 = 8 > 7$$

$$y = (-2) \cdot 4 + 7 = -1$$

En consecuencia la fórmula del anión perclorato es ClO_4^- y el enunciado es *incorrecto*.

- i) El nombre y la fórmula indicados en el enunciado permiten clasificar al compuesto como una oxosal, debido a que:
- está constituido por metal (Ca), no metal (C) y oxígeno,
 - responde a la fórmula general es $M_a(RO_x)_b$,
 - su nombre responde a la forma general: no **metalato de metal**.

Por lo tanto para escribir la fórmula del carbonato de calcio, tenemos en cuenta los estados de oxidación del carbono y del calcio, que permiten determinar las cargas del catión calcio y del anión carbonato (CO_3^{y-}). El carbono actúa con estado de oxidación +4, pues el nombre de la sal termina en ato y el calcio actúa con estado de oxidación +2. Con estos datos calculamos la atomicidad del oxígeno y la carga del ion.

$x = 3$, porque 3 es el número más pequeño que multiplicado por dos, **es** mayor que el número de oxidación con el que actúa el carbono, +4.

$$y = (-2) \cdot 3 + 4 = -2$$

La fórmula del anión carbonato es CO_3^{2-} y la fórmula del catión calcio es Ca^{2+} . Para que el número de cargas positivas sea igual al número de cargas negativas la fórmula del carbonato de calcio es $CaCO_3$ y el enunciado es **correcto**.

Ejercicio 2

En este ejercicio se solicita la escritura de fórmulas, estructuras de Lewis y nombres de diferentes especies, por lo tanto comenzamos resumiendo algunas ideas fundamentales que aplicaremos en cada uno de los casos.

- ✓ Las **fórmulas mínimas** indican la mínima relación entre el número de cada uno de los iones que forman una unidad fórmula.
- ✓ Las **fórmulas moleculares** representan el tipo y el número de átomos que constituyen una molécula.
- ✓ Las **estructuras de Lewis** representan a los átomos, los iones y a las moléculas. Es una forma sencilla de representar a las distintas partículas en las uniones químicas. Para dibujarlas, se analiza, primero, el tipo de unión química. Si se unen átomos de distintos no metales, el enlace es covalente, mientras que si se unen un metal y un no metal hay que determinar si la unión es iónica o covalente.

Para representar las estructuras de Lewis de las diferentes partículas, se utilizan:

- o los símbolos de los elementos que representan al *core* (núcleo y electrones internos),
- o la CEE de cada uno de los átomos de los elementos intervinientes,
- o símbolos, como por ejemplo: *, x, •, para representar a los electrones externos o de valencia,
- o en iones o de unidades fórmula, se utilizan además, corchetes encerrando a los aniones y iones poliatómicos y tipo (+/-) y número de cargas.
- o La carga de los iones se determina a partir del número atómico y del número de electrones que los forman. El número atómico indica el número de protones que se encuentra en el núcleo de un átomo o de un ion. Para los elementos representativos*, el número de electrones y la configuración electrónica de un ion estable, coincide con el del gas noble más cercano. Por lo tanto la carga de un ion se determina por la diferencia entre el número de cargas positivas del núcleo y el número de cargas negativas de los electrones que lo forman.

*En los metales de transición, la carga del ion coincide con el estado de oxidación con el que actúan.

- ✓ Los diferentes compuestos se nombran utilizando las reglas de nomenclatura establecidas por la IUPAC. En la siguiente tabla resumimos la fórmula y el nombre, en forma general, para cada familia de compuestos. En las fórmulas generales, las letras que se indican como subíndices representan números enteros y pequeños.

Familia	Fórmula general (M: metal, R: no metal, H: hidrógeno y O: oxígeno)	Nombre general
Óxidos	M_xO_y	Óxido de metal ⁽¹⁾
	R_xO_y	Óxido de no metal ⁽¹⁾
Hidruros	MH_y	Hidruro de metal ⁽¹⁾
	H_yR	No metal ⁽²⁾ uro de hidrógeno
Sales binarias	M_xR_y	No metal ⁽²⁾ uro de metal ⁽¹⁾
Hidróxidos	$M(OH)_x$	Hidróxido de metal ⁽¹⁾
Oxoácidos	H_aRO_x	Ácido no metaloso ⁽³⁾ (menor estado de oxidación)
		Ácido no metálico ⁽³⁾ (mayor estado de oxidación)
Oxosales	$M_a(RO_x)_b$	No metalito ⁽³⁾ de metal ⁽¹⁾ (no metal actúa con el menor estado de oxidación)
		No metalato ⁽³⁾ de metal ⁽¹⁾ (no metal actúa con el mayor estado de oxidación)

⁽¹⁾ Si el metal posee más de un estado de oxidación corresponde indicarlo con un número romano entre paréntesis (numeral de Stock).

⁽²⁾ Los no metales posibles son los no metales de los grupos 16 (excepto el oxígeno) y 17.

⁽³⁾ Utilizar los prefijos hipo o per según corresponda.

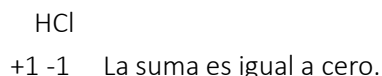
- ✓ Los oxoaniones se nombran utilizando las reglas de nomenclatura establecidas por la IUPAC.
Anión No metalito⁽⁴⁾ (menor estado de oxidación)

Anión No metalato⁽⁴⁾ (mayor estado de oxidación)

⁽⁴⁾ Para los elementos cloro, bromo y yodo se utilizan los prefijos hipo y per según corresponda.

Ejercicio 2

a) Al escribir la fórmula de un hidruro formado por un no metal del grupo 17, utilizamos las consideraciones listadas en el punto b del ejercicio 1B o lo resumido en la tabla. Comenzamos eligiendo uno de los no metales del grupo 17, por ejemplo cloro, cuyo símbolo es Cl. La unión entre el cloro y el hidrógeno es covalente y la fórmula molecular es HCl, debido a que el hidrógeno actúa con estado de oxidación +1 y el cloro actúa con estado de oxidación -1, es decir que una molécula de cloruro de hidrógeno está formada por un átomo de cloro y un átomo de hidrógeno.



Para dibujar la estructura de Lewis tenemos en cuenta que:

- o la CEE de un átomo de cloro es $3s^2 3p^5$, a cada átomo de cloro le falta 1 electrón para completar el octeto y adquirir la configuración electrónica del argón (gas noble más cercano);
- o la CEE de los átomos de hidrógeno es $1s^1$, es decir que a cada átomo de hidrógeno le falta un electrón para estabilizarse y adquirir la configuración electrónica del helio (gas noble más cercano);

La estructura de Lewis es:



En la molécula de HCl, cada átomo aporta 1 electrón para formar una unión covalente simple.

El nombre se deduce a partir de las reglas de nomenclatura establecidas por la IUPAC. En forma general los hidruros no metálicos se nombran: No metaluro de hidrógeno, por lo tanto reemplazamos por el nombre del no metal correspondiente y nos queda, *cloruro de hidrógeno*.

b) Para comenzar identificamos como metales alcalinos a los elementos que se encuentran en el grupo 1 de la clasificación periódica, excepto el hidrógeno. Por lo tanto si el primero es el litio el cuarto es el rubidio. La fórmula mínima es **Rb₂O**, debido a que el rubidio actúa con estado de oxidación +1 y el oxígeno actúa con estado de oxidación -2. Según las reglas de nomenclatura el nombre es **óxido de rubidio**.

Analizamos el tipo de unión química para representar la estructura de Lewis. En este caso, el rubidio es un metal cuya electronegatividad es 0,82 y el oxígeno es un no metal de electronegatividad 3,44, por lo tanto, la unión química es iónica, pues la diferencia de electronegatividad (Δ en) es mayor que 2,00. La estructura de Lewis de una unidad de fórmula consiste en la representación de los iones que la constituyen.

El número atómico del rubidio es 37 ($_{37}\text{Rb}$), por lo tanto el catión está formado por 37 protones, 36 electrones, pues coincide con el del gas noble más próximo ($_{36}\text{Kr}$, CEE: $4s^2 4p^6$) y una carga positiva. Su símbolo es Rb^+ .

El número atómico del oxígeno es 8 ($_{8}\text{O}$), por lo tanto el anión está formado por 8 protones, 10 electrones, pues coincide con el del gas noble más próximo ($_{10}\text{Ne}$, CEE: $2s^2 2p^6$) y dos cargas negativas. Su símbolo es O^{2-} .

En los ejercicios sucesivos, la carga de los iones la determinamos aplicando el razonamiento propuesto resumiendo los datos en una tabla como la siguiente:

elemento	Z	nº p	Gas noble cercano	CEE gas noble	nº e	Carga del ion	Símbolo del ion
Rubidio	37	37	Kr	4s ² 4p ⁶	36	1+	Rb ⁺
Oxígeno	8	8	Ne	2s ² 2p ⁶	10	2-	O ²⁻

A partir de las configuraciones electrónicas externas, CEE_{Rb}: 5s¹ y CEE_O: 2s² 2p⁴, representamos la estructura de Lewis del Rb₂O.



c) Las sales binarias son compuestos cuya fórmula general es M_xR_y y se nombran No metaluro de metal.

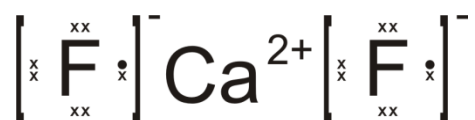
Utilizamos la tabla periódica para identificar al primer halógeno, el flúor y al tercer metal alcalino, el calcio. La fórmula mínima es **CaF₂**, debido a que el calcio actúa con estado de oxidación +2 y el flúor actúa con estado de oxidación -1 y el nombre es **fluoruro de calcio**.

Determinamos el tipo de unión química para representar la estructura de Lewis. En este caso, el calcio es un metal cuya electronegatividad es 1,00 y el flúor es un no metal de electronegatividad 3,98, por lo tanto, la unión química es iónica, pues la diferencia de electronegatividad es mayor que 2,00.

Para determinar la carga de los iones, completamos la tabla propuesta en el punto anterior.

Elemento	Z	nº p	Gas noble cercano	CEE gas noble	nº e	Carga del ion	Símbolo del ion
Calcio	20	20	Ar	3s ² 3p ⁶	18	2+	Ca ²⁺
Flúor	9	9	Ne	2s ² 2p ⁶	10	1-	F ⁻

A partir de las configuraciones electrónicas externas, CEE_{Ca}: 4s² y CEE_F: 2s² 2p⁵, representamos la estructura de Lewis del CaF₂.



d) Los hidróxidos son compuestos iónicos, ternarios, de fórmula general M(OH)_x y se nombran como Hidróxido de metal. Para el desarrollo de este ejercicio, elegimos al magnesio como uno de los metales alcalino-térreos (grupo 2 de la clasificación periódica). La fórmula mínima es **Mg(OH)₂** debido a que el magnesio actúa con estado de oxidación +2 y el ion hidróxido tiene una carga negativa como señalamos en el ejercicio 1c. El nombre es **hidróxido de magnesio**.

Elemento	Z	nº p	Gas noble cercano	CEE gas noble	nº e	Carga del ion	Símbolo del ion
Magnesio	12	12	Ne	2s ² 2p ⁶	10	2+	Mg ²⁺

La estructura de Lewis del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ es:



e) La fórmula de una molécula formada por dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y tres átomos de oxígeno es H_2SO_3 . La misma representa a un oxoácido, pues está constituida por hidrógeno, un no metal y oxígeno. Para escribir el nombre es necesario determinar el estado de oxidación con el que actúa el azufre.

Debido a que la especie es neutra la suma de los estados de oxidación multiplicados por los subíndices es igual a cero. Por lo tanto, planteamos la expresión matemática que nos permite conocer el estado de oxidación del azufre:

$$\begin{aligned} &\text{H}_2\text{SO}_3 \\ &2 \cdot (+1) + x + 3 \cdot (-2) = 0 \\ &x = +4 \end{aligned}$$

Dado que actúa con el menor* estado de oxidación el nombre es **ácido sulfuroso**.

*En los oxoaniones y en los compuestos ternarios, el azufre actúa con los estados de oxidación +4 y +6.

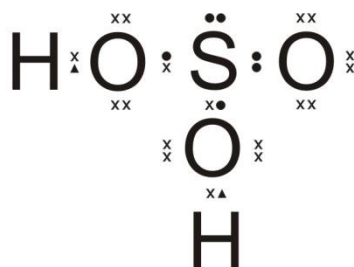
Para representar la estructura de Lewis de los oxoácidos, tenemos en cuenta:

- que las uniones entre los átomos son covalentes
- que cada átomo de oxígeno está unido a un átomo de hidrógeno y al átomo del no metal (que no es oxígeno ni hidrógeno) debido a los valores de electronegatividad
- las CEE de cada átomo. CE_H : $1s^1$; CE_S : $3s^23p^4$ y CE_O : $2s^22p^4$

En el H_2SO_3 el símbolo del no metal, en este caso el azufre, se ubica en el centro rodeado de los símbolos de los átomos de oxígeno y el símbolo del hidrógeno se ubica al lado del oxígeno.

Para representar los electrones, conviene colocar primero el electrón del átomo de hidrógeno, luego, los correspondientes al átomo de oxígeno, que está unido al átomo de hidrógeno, y los electrones del átomo del azufre; se establecen dos uniones covalentes simples, una entre el hidrógeno y el oxígeno (H-O) y otra entre el oxígeno y el azufre (O-S). Se repite esta secuencia para representar los electrones de los otros átomos de hidrógeno y oxígeno unidos entre sí al azufre. Por último se establece una unión covalente dativa entre el azufre y el otro átomo de oxígeno, alcanzando ambos el octeto electrónico.

La estructura de Lewis es:



f) Como se indicó anteriormente los oxoácidos están constituidos por hidrógeno, no metal y oxígeno; su fórmula general es H_aRO_x . Para escribir su fórmula, hay que determinar los subíndices para el hidrógeno y el oxígeno, del siguiente modo:

“x” es el número más pequeño que multiplicado por dos, **es** mayor que el número de oxidación del no metal.

“a” se obtiene por la diferencia entre 2 multiplicado por “x” y el número de oxidación del no metal. ($a = 2 \cdot x - \text{número de oxidación del no metal}$).



I) Para escribir la fórmula de un oxoácido en el que el no metal actúe con estado de oxidación +3, determinamos el valor de “a” y de “x”.

$x = 2$, porque 2 es el número más pequeño que multiplicado por dos, es mayor que el número de oxidación con el que actúa el no metal, +3.

$$2 \cdot 2 = 4 > 3$$

$$a = 2 \cdot 2 - 3 = 1$$

La fórmula molecular es HRO_2 , en la que R representa a cualquier no metal que actúe con estado de oxidación +3. Por ejemplo si elegimos el nitrógeno, entre los no metales posibles, su fórmula es HNO_2 . Según las reglas de nomenclatura el nombre es **ácido nitroso**.

Para representar la estructura de Lewis del ácido nitroso tenemos en cuenta lo desarrollado en el punto anterior.

Escribimos las CEE de cada átomo, $\text{CE}_\text{H}: 1s^1$; $\text{CEE}_\text{N}: 2s^2 2p^3$ y $\text{CEE}_\text{O}: 2s^2 2p^4$ y la estructura de Lewis es:



II) Para escribir la fórmula de un oxoácido en el que el no metal actúe con estado de oxidación +6, determinamos el valor de “a” y de “x”.

$x = 4$, porque 4 es el número más pequeño que multiplicado por dos, es mayor que el número de oxidación con el que actúa el no metal, +6.

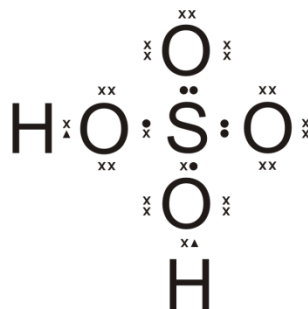
$$2 \cdot 4 = 8 > 6$$

$$a = 2 \cdot 4 - 6 = 2$$

La fórmula molecular es H_2RO_4 , en la que R representa a cualquier no metal que actúe con estado de oxidación +6. Por ejemplo si elegimos el azufre, entre los no metales posibles, su fórmula es H_2SO_4 y el nombre es **ácido sulfúrico**.

Para representar la estructura de Lewis del ácido sulfúrico tenemos en cuenta lo desarrollado en el punto 2e.

Las CEE de cada átomo. $\text{CE}_\text{H}: 1s^1$; $\text{CEE}_\text{S}: 3s^2 3p^4$ y $\text{CEE}_\text{O}: 2s^2 2p^4$ y la estructura de Lewis es:



III) Para escribir la fórmula de un oxoácido en el que el no metal actúe con estado de oxidación +7, determinamos el valor de “a” y de “x”.

$x = 4$, porque 4 es el número más pequeño que multiplicado por dos, es mayor que el número de oxidación con el que actúa el no metal, +7.

$$2 \cdot 4 = 8 > 7$$

$$a = 2 \cdot 4 - 7 = 1$$

La fórmula molecular es HRO_4 , en la que R representa a cualquier no metal que actúe con estado de oxidación +7. Por ejemplo si elegimos el cloro, entre los no metales posibles, su fórmula es HClO_4 . Según las reglas de nomenclatura el nombre es **ácido perclórico***.

* Los elementos cloro, bromo y yodo pueden actuar con hasta cuatro estados de oxidación (+1, +3, +5, +7) y el oxoácido correspondiente se nombra utilizando terminaciones y prefijos:

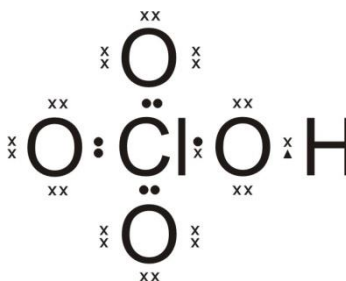
+1 ácido hipo *no metal* oso

+3 ácido *no metal* oso

+5 ácido *no metal* ico

+7 ácido *no metal* per ico

Para representar la estructura de Lewis del ácido perclórico tenemos en cuenta lo desarrollado en el punto 2 e. Escribimos las CEE de cada átomo, CE_H : $1s^1$; CEE_Cl : $3s^2 3p^5$ y CEE_O : $2s^2 2p^4$ y la estructura de Lewis es:



g) Los oxoaniones son iones con carga negativa constituidos por un no metal y oxígeno; su fórmula general es RO_x^{y-} , la carga del anión (y) y la atomicidad del oxígeno (x), pueden determinarse como lo indicamos en el ejercicio 1 h.

Si no metal actúa con estado de oxidación +6 los valores de “x” e “y” son:

$x = 4$, porque 4 es el número más pequeño que multiplicado por dos, es mayor que el número de oxidación con

el que actúa el no metal, +6.

$$2 \cdot 4 = 8 > 6$$

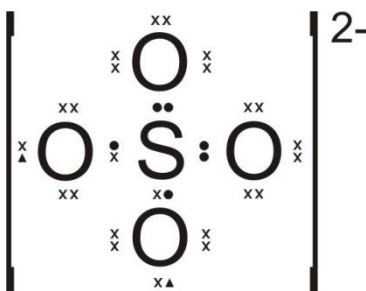
$$y = (-2) \cdot 4 + 6 = -2$$

En consecuencia la fórmula del anión es RO_4^{2-} . Por ejemplo si elegimos el azufre, entre los no metales posibles, su fórmula es SO_4^{2-} . Según las reglas de nomenclatura el nombre es **anión sulfato**.

Para representar las estructuras de Lewis, es conveniente:

- o ubicar en el centro, el símbolo del átomo del elemento que no es oxígeno y rodearlo con tantos átomos de oxígeno como indica la fórmula;
- o representar, en un átomo de oxígeno, un electrón por cada carga negativa que posea el ion;
- o encerrar el conjunto entre corchetes indicando la carga del ion;
- o dibujar los electrones en el átomo de oxígeno que tiene el electrón que le da la carga al anión, y los del no metal, de manera que se establezca una unión covalente simple entre ambos;
- o representar los electrones de los demás átomos de oxígeno (si los hubiera). El tipo de unión que se establece entre estos y el no metal depende de su CEE, del número de átomos de oxígeno en el anión y del número de cargas negativas. En la mayoría de los oxoaniones, tanto el átomo del no metal como los átomos de oxígeno, adquieren el octeto electrónico.

La estructura de Lewis del ion sulfato es:



h) En el punto anterior indicamos que los oxoaniones son iones con carga negativa constituidos por un no metal y oxígeno; su fórmula general es RO_x^{y-} .

Para escribir la fórmula de un oxoanión a partir del tipo de unión entre los átomos, tenemos en cuenta el número de electrones externos y que los átomos que constituyen al oxoanión tienen 8 electrones en el último nivel de energía.

Debido a que solo disponemos como dato el tipo de uniones en cada oxoanión, proponemos representar cada estructura de Lewis a partir de la siguiente secuencia:

- o ubicar en el centro, el símbolo R y rodearlo con un átomo de oxígeno por cada unión;
- o dibujar los electrones compartidos que representan a cada unión química indicada en la consigna,

- completar el octeto del no metal R,
- representar los electrones restantes de cada átomo de oxígeno (en cada unión se dibujaron los electrones que aporta el oxígeno),
- dibujar los electrones que completen el octeto de cada átomo de oxígeno que esté incompleto,
- encerrar el conjunto entre corchetes indicando la carga del ion,
- reemplazar a R por un elemento de la clasificación periódica.

Para nombrar un oxoanión es posible determinar el estado de oxidación con el que actúa el no metal, a partir de la estructura de Lewis o utilizando la atomicidad del oxígeno y la carga del ion.

A continuación representamos los tres oxoaniones a partir de la secuencia propuesta.

- Ubicamos el símbolo R y lo rodeamos por los símbolos de dos átomos de oxígeno. Dibujamos los electrones compartidos que representan una unión covalente simple y una unión covalente doble.



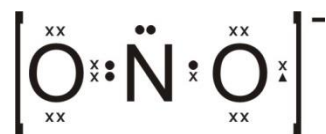
Completamos los electrones correspondientes al no metal para que complete el octeto electrónico y los restantes de los átomos de oxígeno.



En este esquema observamos que el único átomo que no tienen ocho electrones externos es el oxígeno (a la derecha), por lo tanto dibujamos el electrón que completa el octeto y encerramos el conjunto entre corchetes indicando la carga del ion, en este caso una carga negativa.



A partir de la estructura de Lewis se observa que R tiene 5 electrones externos y por lo tanto puede ser cualquier no metal del grupo 15. Por ejemplo si elegimos el nitrógeno la fórmula es NO_2^- y la estructura de Lewis es:



Determinamos el estado de oxidación con el que actúa el nitrógeno de las dos formas propuestas.

- A partir de la estructura de Lewis, se observa que de los cinco electrones externos solo tres están involucrados en las uniones con los átomos de oxígeno. Por lo tanto el nitrógeno actúa con estado de oxidación +3.
- A partir de la de atomicidad del oxígeno y de la carga del ion, es posible plantear una expresión matemática para despejar el estado de oxidación con el que actúa no metal.

$$\begin{array}{ccccc} \text{Estado de oxidación} & + & \text{atomicidad} & \cdot & \text{estado de oxidación} & = & \text{carga del ion} \\ \text{del no metal} & & \text{del oxígeno} & & \text{del oxígeno} & & \end{array}$$

$$\text{Estado de oxidación N} + 2 \cdot (-2) = -1$$

$$\text{Estado de oxidación N} = +3$$

El nombre del NO_2^- es **anión nitrito**.

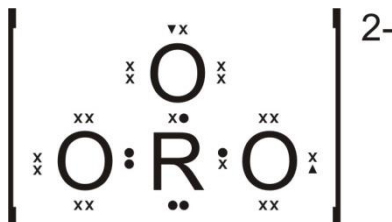
II) Ubicamos el símbolo R y lo rodeamos por los símbolos de tres átomos de oxígeno. Dibujamos los electrones compartidos que representan dos uniones covalentes simples y una unión covalente dativa.



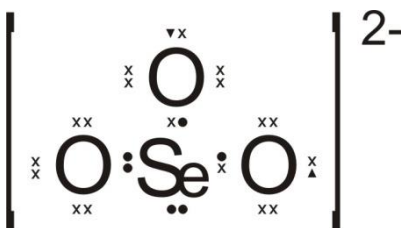
Completamos los electrones correspondientes al no metal para que complete el octeto electrónico y los restantes de los átomos de oxígeno.



En este esquema observamos que los átomos que no tienen ocho electrones externos son los de oxígeno (a la derecha y arriba), por lo tanto dibujamos el electrón que completa el octeto en cada uno y encerramos el conjunto entre corchetes indicando la carga del ion, en este caso dos cargas negativas.



A partir de la estructura de Lewis se observa que R tiene 6 electrones externos y por lo tanto puede ser cualquier no metal del grupo 16. Por ejemplo si elegimos el selenio la fórmula es SeO_3^{2-} y la estructura de Lewis es:



Determinamos el estado de oxidación con el que actúa el selenio de las dos formas propuestas.

- A partir de la estructura de Lewis, se observa que de los seis electrones externos solo cuatro están involucrados en las uniones con los átomos de oxígeno. Por lo tanto el selenio actúa con estado de oxidación +4.
- A partir de la de atomicidad del oxígeno y de la carga del ion, es posible plantear una expresión matemática para despejar el estado de oxidación con el que actúa no metal.

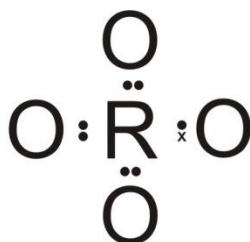
$$\text{Estado de oxidación Se} + 3 \cdot (-2) = -2$$

$$\text{Estado de oxidación Se} - 6 = -2$$

$$\text{Estado de oxidación Se} = +4$$

El nombre del SeO_3^{2-} es **anión selenito**.

III) Ubicamos el símbolo R y lo rodeamos por los símbolos de cuatro átomos de oxígeno. Dibujamos los electrones compartidos que representan una unión covalente simple y tres uniones covalentes dativas.



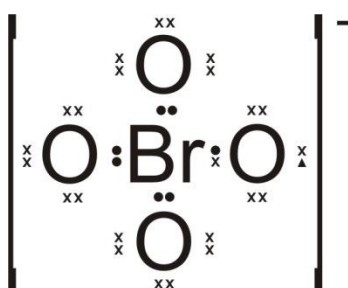
Completamos los electrones correspondientes al no metal para que complete el octeto electrónico y los restantes de los átomos de oxígeno.



En este esquema observamos que el único átomo que no tienen ocho electrones externos es el oxígeno (a la derecha), por lo tanto dibujamos el electrón que completa el octeto y encerramos el conjunto entre corchetes indicando la carga del ion, en este caso una carga negativa.



A partir de la estructura de Lewis se observa que R tiene 7 electrones externos y por lo tanto puede ser cualquier elemento del grupo 17. Por ejemplo si elegimos el bromo la fórmula es BrO_4^- y la estructura de Lewis es:



Determinamos el estado de oxidación con el que actúa el bromo de las dos formas propuestas.

- A partir de la estructura de Lewis, se observa que de los siete electrones externos están todos involucrados en las uniones con los átomos de oxígeno. Por lo tanto el bromo actúa con estado de oxidación +7.
- A partir de la de atomicidad del oxígeno y de la carga del ion, es posible plantear una expresión matemática para despejar el estado de oxidación con el que actúa no metal.

Estado de oxidación Br + 4 . (-2) = -1

Estado de oxidación Br - 8 = -1

Estado de oxidación Br = +7

El nombre del BrO_4^- es **anión perbromato**.

i) Una oxosal es un compuesto ternario constituido por metal, no metal y oxígeno. En forma general la fórmula es $\text{M}_a(\text{RO}_x)_b$ y se nombra **No metalito/ato** de metal.

Utilizamos la tabla periódica para elegir un metal alcalino térreo, por ejemplo el magnesio y un no metal del grupo 15, por ejemplo el nitrógeno.

Al escribir la fórmula de una oxosal, tenemos en cuenta los estados de oxidación del metal y del no metal, que permiten determinar las cargas del catión y del anión (RO_x^{y-}). El magnesio actúa con estado de oxidación +2 y el nitrógeno actúa con estados de oxidación +3 y +5. Como no se indica el estado de oxidación a utilizar, elegimos el +5.

La carga del catión es 2+, Mg^{2+} y la del anión la determinamos a partir de la atomicidad del oxígeno. Si el no metal actúa con estado de oxidación +5 los valores de "x" e "y" son:

$x = 3$, porque 3 es el número más pequeño que multiplicado por dos, **es** mayor que el número de oxidación con el que actúa el carbono, +5.

$$y = (-2) \cdot 3 + 5 = -1$$

La fórmula del anión es NO_3^- y la fórmula del catión es Mg^{2+} . Para que el número de cargas positivas sea igual al número de cargas negativas la fórmula de la sal es $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$. Dado que el nitrógeno actúa con el mayor estado de oxidación el nombre es **nitrate de magnesio**.

A partir de la fórmula de la sal, se deduce que en una unidad fórmula hay un catión Mg^{2+} y dos aniones NO_3^- , cuya estructura de Lewis se representa según lo indicado en el punto 2 g. La estructura de Lewis es:



j) En el punto anterior indicamos cómo está constituida una oxosal. Utilizamos la tabla periódica para elegir un metal que actúe con estado de oxidación +3 y un no metal que actúe con estado de oxidación +1. Por ejemplo elegimos el hierro y el yodo.

Determinamos las cargas del catión y del anión (RO_x^{y-}). El hierro actúa con estado de oxidación +3, por lo tanto la carga del catión es 3+, Fe^{3+} .

La carga del anión la determinamos a partir de la atomicidad del oxígeno. Si el no metal actúa con estado de oxidación +1 los valores de “x” e “y” son:

$x = 1$, porque 1 es el número más pequeño que multiplicado por dos, **es** mayor que el número de oxidación con el que actúa el yodo, +1.

$$y = (-2) \cdot 1 + 1 = -1$$

La fórmula del anión es IO^- y la fórmula del catión es Fe^{3+} . Para que el número de cargas positivas sea igual al número de cargas negativas la fórmula de la sal es $\text{Fe}(\text{IO})_3$. Dado que el yodo con el menor estado de oxidación el nombre es **hipoyodito de hierro (III)**.

A partir de la fórmula de la sal, se deduce que en una unidad fórmula hay un catión Fe^{3+} y tres aniones IO^- , cuya estructura de Lewis se representa según lo indicado en el punto 2 g. La estructura de Lewis es:



Ejercicio 3

Para resolver los puntos A y B necesitamos representar las estructuras de Lewis, ya que las mismas permiten:

- indicar el tipo y el número de enlaces presentes en las moléculas,
- clasificar a los enlaces en polares y no polares según corresponda.

Al clasificar los enlaces covalentes en polares y no polares tenemos en cuenta que:

- o La electronegatividad se utiliza para predecir la polaridad de una unión.
- o En un enlace covalente entre dos átomos del mismo elemento, el valor de electronegatividad es el mismo, es decir que presentan la misma tendencia a atraer electrones por lo tanto el par electrónico compartido se encuentra a la misma distancia entre los núcleos atómicos. A este enlace se lo denomina **no polar**.
- o En un enlace covalente entre dos átomos de distintos elementos, el valor de electronegatividad es diferente, por lo tanto el par electrónico compartido se encuentra más desplazado hacia el átomo más electronegativo, lo cual genera una densidad de carga negativa sobre este y una densidad de carga positiva sobre el átomo menos electronegativo. A este enlace se lo denomina **polar**.

- a) Para representar la estructura de Lewis del SO_3 tenemos en cuenta lo desarrollado anteriormente.

Escribimos las CEE de cada átomo, $\text{CEE}_\text{S}: 3s^2 3p^4$ y $\text{CEE}_\text{O}: 2s^2 2p^4$ y la estructura de Lewis es:

Al observar la estructura dibujada indicamos el tipo y número de enlaces presentes en una molécula de dicho óxido, un átomo de azufre se une a tres átomos de oxígeno por medio de tres enlaces covalentes, de los cuales uno es covalente doble y los otros dos enlaces son covalentes dativos. Debido a que son átomos diferentes los tres enlaces son polares.

En los ejercicios sucesivos, determinamos el tipo, el número y la polaridad de los enlaces involucrados en cada molécula, para lo cual aplicamos el razonamiento propuesto. Resumimos los datos en la siguiente tabla:

Fórmula molecular	Estructura de Lewis	Tipo y número de enlaces	Polaridad del enlace
a) SO_3		3 enlaces: 1 enlace covalente doble 2 enlaces covalentes dativos	3 enlaces S-O polares
b) CH_3Cl		4 enlaces covalentes simples	enlaces C-H y C-Cl polares
c) H_2CO_3		5 enlaces: 4 enlaces covalentes simples, (2 H-O y 2 C-O) 1 enlace covalente doble, C=O.	enlaces H-O y C-O polares
d) HNO_3		4 enlaces: 2 enlaces covalentes simples (1 H-O y 1 N-O), 1 enlace covalente doble, N=O 1 enlace covalente dativo, $\text{N} \rightarrow \text{O}$.	enlaces H-O y N-O polares

Respuestas:

Ejercicio 1

- a) I
- b) C
- c) C
- d) I
- e) C

- f) I
g) C
h) I
i) C

2.-

	Fórmula mínima o molecular	Estructura de Lewis	Nombre
a)	HCl	$\begin{array}{c} \times \times \\ \text{H} \times \text{Cl} \times \\ \times \times \end{array}$	Cloruro de hidrógeno
b)	Rb ₂ O	$\text{Rb}^+ \left[\begin{array}{c} \times \times \\ \times \ddot{\text{O}} \times \\ \times \times \end{array} \right]^{2-} \text{Rb}^+$	Óxido de rubidio
c)	CaF ₂	$\left[\begin{array}{c} \times \times \\ \times \text{F} \times \\ \times \times \end{array} \right]^- \text{Ca}^{2+} \left[\begin{array}{c} \times \times \\ \times \text{F} \times \\ \times \times \end{array} \right]^-$	Fluoruro de calcio
d)	Por ej: Mg(OH) ₂	$\text{Mg}^{2+} 2 \left[\begin{array}{c} \times \times \\ \times \ddot{\text{O}} \times \text{H} \\ \times \times \end{array} \right]^-$	Hidróxido de magnesio
e)	H ₂ SO ₃	$\begin{array}{c} \times \times \quad \times \times \quad \times \times \\ \text{H} \times \text{O} \times \ddot{\text{S}} \times \text{O} \times \\ \times \times \quad \times \times \quad \times \times \\ \times \times \quad \times \times \\ \times \times \quad \times \times \\ \text{H} \end{array}$	Ácido sulfuroso
f) i)	Por ej: HNO ₂	$\begin{array}{c} \times \times \quad \times \times \quad \times \times \\ \text{O} \times \text{N} \times \text{O} \times \text{H} \\ \times \times \quad \times \times \quad \times \times \end{array}$	Ácido nitroso
ii)	Por ej: H ₂ SO ₄	$\begin{array}{c} \times \times \quad \times \times \quad \times \times \\ \text{H} \times \text{O} \times \ddot{\text{S}} \times \text{O} \times \\ \times \times \quad \times \times \quad \times \times \\ \times \times \quad \times \times \\ \times \times \quad \times \times \\ \text{H} \end{array}$	Ácido sulfúrico

iii)	Por ej: HClO_4		Ácido perclórico
g)	Por ej: SO_4^{2-}		Anión sulfato
h) i)	Por ej: NO_2^-		Anión nitrito
ii)	Por ej: SeO_3^{2-}		Anión selenito
iii)	Por ej: BrO_4^-		Anión perbromato
i)	Por ej: $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$		Nitrato de magnesio
j)	Por ej: $\text{Fe}(\text{IO})_3$		Hipoyodito de hierro (III)

Escriban la fórmula mínima, la estructura de Lewis y el nombre de una oxosal en la que el metal actúe con estado de oxidación +1 y el no metal con estado de oxidación +1;

Ejercicio 3

Fórmula molecular	Estructura de Lewis	Tipo y número de enlaces	Polaridad del enlace
a) SO_3		3 enlaces: 1 enlace covalente doble 2 enlaces covalentes dativos	3 enlaces S-O polares
b) CH_3Cl		4 enlaces covalentes simples	enlaces C-H y C-Cl polares
c) H_2CO_3		5 enlaces: 4 enlaces covalentes simples, (2 H-O y 2 C-O) 1 enlace covalente doble, C=O.	enlaces H-O y C-O polares
d) HNO_3		4 enlaces: 2 enlaces covalentes simples (1 H-O y 1 N-O), 1 enlace covalente doble, N=O 1 enlace covalente dativo, $\text{N} \rightarrow \text{O}$.	enlaces H-O y N-O polares