

## SESIÓN 12

### NOMENCLATURA DE LAS SUSTANCIAS QUÍMICAS

#### I. CONTENIDOS:

1. Nomenclatura química de los compuestos.
2. Reglas de asignación de los números de oxidación.

#### II. OBJETIVOS:

Al término de la Sesión, el alumno:

- Conocerá la evolución histórica de las normas de la nomenclatura química.
- Identificará los diferentes tipos de fórmulas que se utilizan en química.
- Fórmula empírica, fórmula molecular y fórmula estructural o desarrollada.
- Comprenderá las reglas para la asignación de los números de oxidación.

#### III. PROBLEMATIZACIÓN:

*Comenta las preguntas con tu Asesor y selecciona las ideas más significativas.*

- ¿Qué pasaría si no existieran reglas para la asignación de nombres para las sustancias químicas?
- ¿Cuáles son los factores que intervienen en la asignación del nombre de cualquier objeto?
- ¿Tiene alguna importancia la determinación de los nombres para facilitar la clasificación?

#### IV. TEXTO INFORMATIVO FORMATIVO:

##### 1.1 Nomenclatura química de los compuestos

Tipo de Nomenclatura	Características
<b>De Ginebra</b>	<p>Se nombra la función del ion negativo, seguido del nombre del ion positivo con la terminación que le corresponde según su valencia. Como sigue:</p> <p>-oso para su valencia menor e <i>-ico</i> para la valencia mayor.</p> <p>Para los anhídridos se pueden utilizar:</p> <p style="padding-left: 40px;">Hipo----oso (la más chica)            -----oso (la chica)            -----ico (la grande)            Per-----ico (la más grande)</p> <p>Ejemplo:  <b>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> óxido ferrico</p>
<b>IUPAC</b>	<p>Se nombra la función del ion negativo, seguido del nombre del ion positivo con la valencia que se utilizó expresada en número romano.</p> <p>Ejemplo:  <b>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> óxido de hierro III</p>
<b>Iónica</b>	<p>Se nombran los iones negativos utilizando prefijos, para indicar la cantidad, seguidos de los iones positivos también con prefijos para indicar cuantos hay en la fórmula.</p> <p>Ejemplo:  <b>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b> trióxido de bierro</p>

## 2.1 Reglas para la asignación de los números de oxidación

1. El número de oxidación de cualquier elemento es cero, sin importar si se trata de un elemento monoatómico, como el sodio (Na), o diatómico como el oxígeno (O<sub>2</sub>). Si el elemento se encuentra libre al inicio o al final de la reacción de óxido-reducción, su número de oxidación es cero.

2. En compuestos iónicos, el número de oxidación del metal corresponde al de su carga y, por tanto, es igual que el grupo de la tabla periódica al que pertenece. Por ejemplo, en el NaCl (cloruro de sodio) el sodio tiene un número de oxidación de +1. En el CaCl<sub>2</sub> (cloruro de calcio), el número de oxidación del calcio es +2.

3. Al oxígeno se le asigna un número de oxidación de -2, excepto en contados casos, como en el agua oxigenada, donde tiene número de oxidación de -1.

4. Al hidrógeno se le asigna un número de oxidación de +1, excepto en los hidruros metálicos, donde es -1.

5. El número de oxidación de un elemento es igual al grupo de la tabla periódica que le corresponde. Por ejemplo, el sodio está en el grupo 1 y el calcio en el grupo 2, por lo que sus números de oxidación son +1 y +2, respectivamente. Si el número de grupo en la tabla rebasa el número diez, se resta 10 al número del grupo y ése es el número de oxidación. Por ejemplo, el galio (Ga) se encuentra en el grupo 13 y el silicio (Si) en el grupo 14 y sus números de oxidación son, respectivamente, +3 y +4.

6. La suma de todos los números de oxidación de los elementos en un compuesto debe ser igual a cero. Por ejemplo, en el Na<sub>2</sub>O (óxido de sodio), se tienen dos cargas positivas (al haber dos sodios con número de oxidación de +1) y dos cargas negativas de un oxígeno, por lo tanto:

$$2(+1) + (-2) = 0.$$

7. Si se tiene un ión atómico, el número de oxidación debe ser igual al de su carga. Por ejemplo, para la especie K<sup>+</sup>, el número de oxidación es +1 y para la especie F<sup>-</sup> es -1.

8. Si se tiene un ion poli atómico, la suma de todos los números de oxidación debe ser igual a la carga del ion.

Ejemplos:

*Na Cl si ponemos sus números de oxidación queda la formula así  
Na<sup>+1</sup>+Cl<sup>-1</sup> por lo que tenemos un 1-1=0*

Para una formula más compleja:

<b>De la formula</b> CO <sub>3</sub>	<table border="1" style="border-collapse: collapse; width: 100%;"> <tr> <td style="padding: 2px 5px;">C<sub>1</sub><sup>?</sup></td> <td style="padding: 2px 5px;">O<sub>3</sub><sup>-2</sup></td> <td></td> </tr> <tr> <td style="padding: 2px 5px;">1*?</td> <td style="padding: 2px 5px;">-2*3</td> <td></td> </tr> <tr> <td style="padding: 2px 5px;">+</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td style="padding: 2px 5px; color: red;">6</td> <td style="padding: 2px 5px;">-6</td> <td style="padding: 2px 5px;">=0</td> </tr> </table>	C <sub>1</sub> <sup>?</sup>	O <sub>3</sub> <sup>-2</sup>		1*?	-2*3		+			6	-6	=0	<b>La valencia del carbono fue 6</b>
C <sub>1</sub> <sup>?</sup>	O <sub>3</sub> <sup>-2</sup>													
1*?	-2*3													
+														
6	-6	=0												

  



Tiene que valer 6 porque el 6 \* 1 da 6