



Ecuaciones Químicas:

Una ecuación química es la representación de una reacción química.

En toda ecuación química se verifica una igualdad entre el número de átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos:

* (Ley de conservación de la materia y del elemento).

Cambios Físicos: la identidad química de las sustancias permanece inalterada, las sustancias son las mismas.

Cambios Químicos: la identidad química de las sustancias es diferente antes y después del cambio, a partir de unas sustancias, se obtienen otras.

Para escribir una ecuación química es necesario conocer las fórmulas de los reactivos y de los productos. Una forma de deducir la fórmula de un compuesto, es a partir del número de oxidación de los átomos.



Nomenclatura de Compuestos Inorgánicos

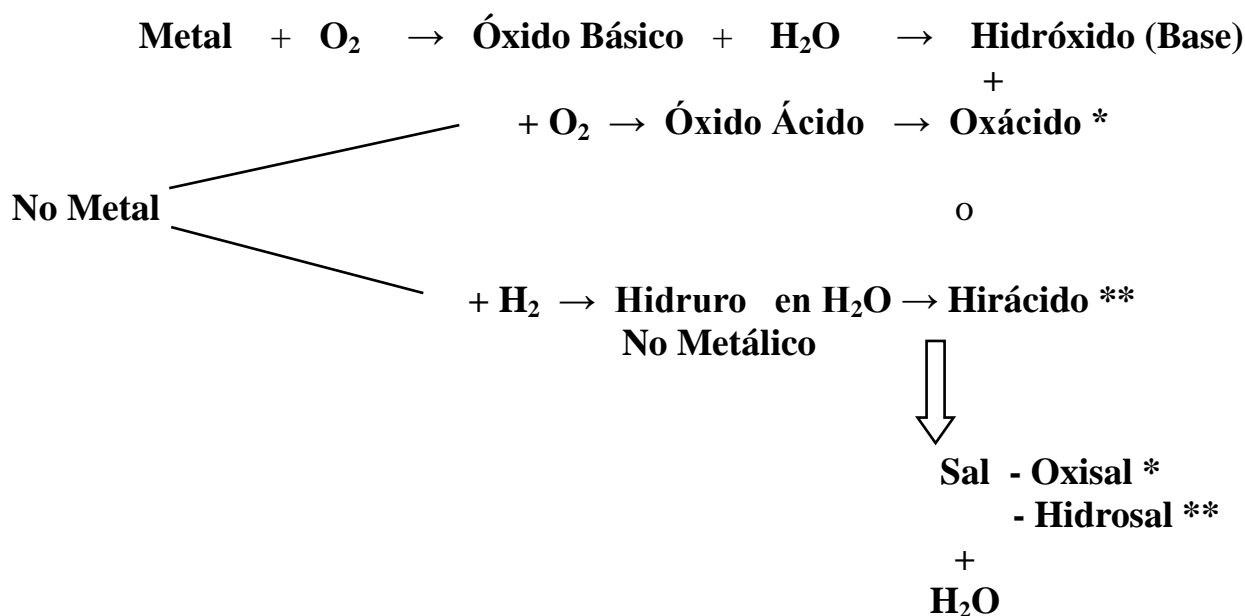
Definición Número de Oxidación: El número de oxidación es una carga real o aparente que se le adjunta a los átomos de los elementos, de acuerdo a determinadas reglas.

Es una herramienta que nos permite desarrollar la fórmula de una sustancia sin tener que desarrollar sus enlaces. El N° de oxidación se indica como supra índice (en la parte derecha del símbolo del elemento). Ej. H^{+1} .
La carga de un ion se indica como supra índice (en la parte derecha del símbolo del elemento). Ej. H^{1+} .

Reglas de número de oxidación:

- 1) La suma total de los N° de oxidación del compuesto debe ser cero.
- 2) Toda la sustancia simple tiene N° de oxidación cero. Ej. O_2 (O^0), Na (Na^0).
- 3) En un ión la suma de los N° de oxidación es igual a su carga.
- 4) El número de oxidación del **oxígeno** en la mayoría de sus compuestos es **-2**. Ej. H_2O (O^{-2}).
- 5) El número de oxidación del **hidrógeno** en la mayoría de sus compuestos es **+1**. Ej. H_2O (H^{+1}).

Esquema General:



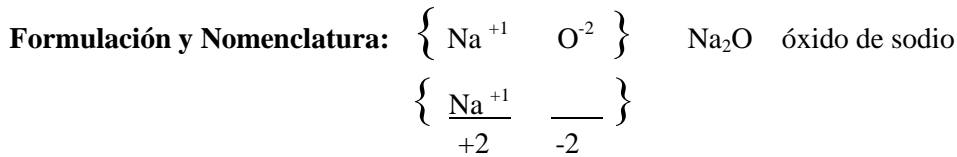
Nombres y fórmulas de algunos cationes y aniones inorgánicos comunes

Catión	Anión
Aluminio (Al^{3+})	Bromuro (Br^-)
Amonio (NH_4^+)	Carbonato (CO_3^{2-})
Bario (Ba^{2+})	Cianuro (CN^-)
Cadmio (Cd^{2+})	Clorato (ClO_3^-)
Calcio (Ca^{2+})	Cloruro (Cl^-)
Cesio (Cs^+)	Cromato (CrO_4^{2-})
Cobalto(II) o cobaltoso (Co^{2+})	Dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)
Cobre(I) o cuproso (Cu^+)	Fluoruro (F^-)
Cobre(II) o cúprico (Cu^{2+})	Fosfato (PO_4^{3-})
Cromo(III) o crómico (Cr^{3+})	Hidrógenocarbonato o bicarbonato (HCO_3^-)
Dihidrógeno fosfato (H_2PO_4^-)	Hidrógeno fosfato (HPO_4^{2-})
Estaño(II) o estannoso (Sn^{2+})	Hidrógeno sulfato o bisulfato (HSO_4^-)
Estroncio (Sr^{2+})	Hidróxido (OH^-)
Hidrógeno (H^+)	Hidruro (H^-)
Hierro(II) o ferroso (Fe^{2+})	Nitrato (NO_3^-)
Hierro(III) o férrico (Fe^{3+})	Nitrito (NO_2^-)
Litio (Li^+)	Nitruro (N^{3-})
Magnesio (Mg^{2+})	Óxido (O^{2-})
Manganeso(II) o manganoso (Mn^{2+})	Permanganato (MnO_4^-)
Mercurio(I) o mercuroso (Hg_2^{2+})*	Peróxido (O_2^{2-})
Mercurio(II) o mercúrico (Hg^{2+})	Sulfato (SO_4^{2-})
Plata (Ag^+)	Sulfito (SO_3^{2-})
Plomo(II) o plumboso (Pb^{2+})	Sulfuro (S^{2-})
Potasio (K^+)	Tiocianato (SCN^-)
Sodio (Na^+)	Yoduro (I^-)
Zinc (Zn^{2+})	

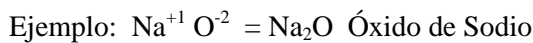
1-Óxidos:

Los óxidos son compuestos binarios, es decir, formados por la unión de dos elementos: oxígeno y otro elemento (metal o no metal). Dentro de los compuestos binarios son los más importantes por su abundancia natural.

1.1 Óxidos Básicos



○ **Formulación:** La fórmula global se puede obtener conociendo solamente los números de oxidación de los elementos involucrados. Se coloca el símbolo del metal y del oxígeno, cada uno con sus respectivos números de oxidación, la regla consiste en lograr que la suma total de los números de oxidación de la fórmula de cero (neutro).

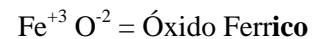
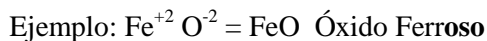


○ **Nombre:** Si el metal que forma el óxido tiene número de oxidación fijo, se le antepone la palabra **óxido** al nombre del metal. Ejemplo: Na_2O Óxido de Sodio.

* **Sistema de terminaciones:**

Si el metal que forma el óxido tiene números de oxidación variable (2), se le agrega al nombre del metal **sufijo** (terminación).

Nº Oxidación	Terminación
Menor	OSO
Mayor	ICO



El subíndice 2 en la fórmula Na_2O indica el número de átomos de sodio que deben combinarse con 1 átomo de oxígeno para que la suma algebraica de los números de oxidación sea cero.

En la fórmula del compuesto siempre se escribe primero el símbolo del elemento que **tiene menor electronegatividad**. Ej. CaO (óxido de calcio).

Cómo se nombran:

- ✓ Cuando el elemento combinado con el oxígeno tiene un solo número de oxidación, el nombre es: Óxido de... Ej. Óxido de sodio, Óxido de calcio.
- ✓ Cuando el elemento combinado con el oxígeno tiene varios números de oxidación (Ej. Nitrógeno, Azufre) las reglas de nomenclatura química de la I.U.P.A.C. establecen estas opciones:
 - ◆ **El sistema de proporciones**, en el cual se indica mediante los prefijos; mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octa, nona, deca, etc., el número de átomos de cada elemento que integran la fórmula del compuesto: N_2O_3 trióxido de dinitrógeno, SO_3 trióxido de azufre.
 - ◆ **El sistema de stock**, en el cual luego del nombre del metal o no metal, se indica el número de oxidación correspondiente, con números romanos y entre paréntesis: N_2O_3 óxido de nitrógeno (III), SO_3 óxido de azufre (VI).

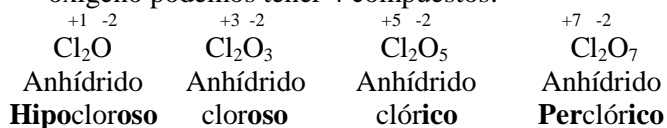
1.2 Óxidos Ácidos o Anhídridos:



- **Formulación:** se siguen las mismas reglas que para los óxidos básicos.
Ej.: $C^{+4} O^{-2} = CO_2$ **Dióxido** de carbono o **Anhídrido** carbónico.
- **Nombre:** se sigue las mismas reglas que para los óxidos básicos, pero usando la palabra anhídrido en lugar de óxido en la nomenclatura de terminaciones. Cuando los elementos presentan tres o cuatro números de oxidación se utilizan los siguientes prefijos y sufijos:

Nº Oxidación	Nombre del Anhídrido
Menor	Hipooso
↓oso
ico
Mayor	Per.....ico

Ejemplo: el elemento cloro (Cl) tiene cuatro números de oxidación +1, +3, +5, +7. Si se combina cloro con oxígeno podemos tener 4 compuestos:



Ejercicio: Complete el siguiente cuadro

Nº de Oxidación	Formula del óxido	Nombre del óxido	Tipo de óxido
Al ⁺³			
P ⁺⁵			
Cl ⁺¹			
N ⁺²			
Pb ⁺⁴			
Fe ⁺²			
Cu ⁺²			
Cu ⁺¹			

2-HIDRUIROS NO METÁLICOS:



Son compuestos binarios donde el hidrógeno actúa con número de oxidación +1. Los no metales más frecuentes que los forman son: F, Cl, Br, I y S. Los halógenos actúan con número de oxidación -1 y el azufre con -2.

- **Formulación:** se escribe primero el hidrógeno y luego el no metal:
Ejemplo: $H^{+1} Cl^{-1}$
- **Nombre:** se nombran con el nombre del no metal terminado en “**uro**” de hidrógeno.
Ejemplo: **Cloruro** de hidrógeno HCl.

3-HIDRÓXIDOS: los hidróxidos son compuestos ternarios formados por un metal, oxígeno e hidrógeno. En la fórmula de toso estos compuestos se encuentra presente el grupo característico que es el **OXHIDRILO O HIDRÓXIDO (OH⁻¹)**.

Este grupo se comporta como una "unidad" al presentar número de oxidación -1. NOTA: O⁻² H⁺¹ = OH⁻¹

- **Formulación:** se trabaja con ellos como si fueran compuestos binarios, sólo que los dos "elementos" son el METAL y el grupo **OXHIDRILO o HIDRÓXIDO**:

Ejemplo: Na⁺¹OH⁻¹ = NaOH

Ca⁺²OH⁻¹ = Ca(OH)₂

Es importante cuando tenga más de un OH se coloque paréntesis a efectos de indicar la atomicidad al grupo.

- **Nombre:** se nombran anteponiendo la palabra HIDRÓXIDO al nombre del metal:

Ejemplo: NaOH → Hidróxido de Sodio

Ca (OH) → Hidróxido de Calcio

Para metales con número de oxidación variables se aplican las mismas reglas que para los óxidos básicos.

Ejemplo: Fe(OH) → Hidróxido **Ferroso** o Hidróxido de Hierro (II)

Fe(OH)₃ → Hidróxido **Ferrico** o Hidróxido de Hierro (III)

- **Ecuación de formación:**

ÓXIDO BÁSICO + AGUA → HIDRÓXIDO

Ejemplo: óxido básico + agua → hidróxido de sodio



- **Ecuación de disociación:** los hidróxidos son **electrolitos**, es decir que en solución acuosa se disocian en iones. Generando el anión oxhidrilo (OH⁻) y el catión metálico correspondiente:

Ejemplo: NaOH → Na⁺_(ac) + OH⁻_(ac)

4-OXÁCIDOS: Los OXÁCIDOS son compuestos ternarios formados por H, No Metal y O.

Estos compuestos son **electrolitos**, o sea son capaces de generar en solución acuosa cationes hidrógeno (H⁺) y aniones a los cuales llamaremos **radical o anión** del ácido y poseen obviamente carga negativa.

Ejemplo:

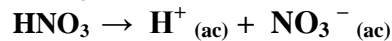
- Nombre:

Ácido Nítrico

- Fórmula:

HNO₃

- Ecuación de disociación:



- Radical

NO₃⁻_(ac) (Nitrato)

El Radical se nombra dependiendo de la terminación del ácido:

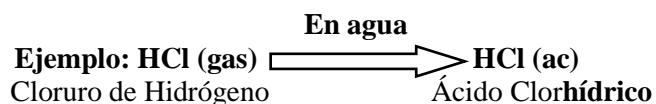
Terminación del ácido	Terminación del radical
ICO	ATO
OSO	ITO

Ejemplo 1: HNO_{3(ac)} → H⁺_(ac) + NO₃⁻_(ac)
 Ácido nítrico nitrato

Ejemplo 2: H₂SO_{4(ac)} → 2 H⁺_(ac) + SO₄²⁻_(ac)
 Ácido sulfúrico sulfato

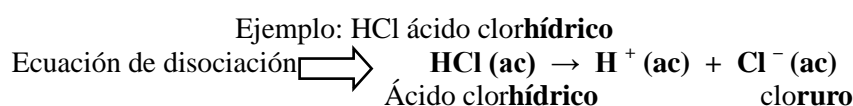
5-HIDRÁCIDOS: estos compuestos se forman a partir de la disolución en agua de los hidruros no metálicos.

HIDRURO NO METÁLICO → **disuelto en agua** → **HIRÁCIDO**



En el caso de los **HIDRÁCIDOS** las reglas son semejantes para el nombre de los radicales, sólo que cambian las terminaciones de los radicales de acuerdo a las terminaciones de los ácidos.

Terminación del ácido	Terminación del radical
HÍDRICO	URO



LISTA DE LOS PRINCIPALES ÁCIDOS Y SUS CORRESPONDIENTES ANIONES

FÓRMULA ÁCIDO	NOMBRE ÁCIDO	FÓRMULA DEL RADICAL	NOMBRE DEL RADICAL
HF	Ácido fluorhídrico	F ⁻	Fluoruro
HCl	Ácido clorhídrico	Cl ⁻	Cloruro
HBr	Ácido bromhídrico	Br ⁻	Bromuro
HI	Ácido yodhídrico	I ⁻	Yoduro
H ₂ S	Ácido sulfhídrico	S ²⁻	Sulfuro
HNO ₂	Ácido nitroso	NO ₂ ⁻	Nitrito
HNO ₃	Ácido nítrico	NO ₃ ⁻	Nitrate
HClO	Ácido hipocloroso	ClO ⁻	Hipoclorito
HClO ₂	Ácido cloroso	ClO ₂ ⁻	Clorito
HClO ₃	Ácido clórico	ClO ₃ ⁻	Clorato
HClO ₄	Ácido perclórico	ClO ₄ ⁻	Perclorato
H ₂ CO ₃	Ácido carbónico	CO ₃ ²⁻	Carbonato
H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso	SO ₃ ²⁻	Sulfito
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	SO ₄ ²⁻	Sulfato
H ₃ PO ₃	Ácido fosforoso	PO ₃ ³⁻	Fosfito
H ₃ PO ₄	Ácido fosfórico	PO ₄ ³⁻	Fosfato

Nota: los radicales como los ácidos en solución acuosa deben llevar la indicación (ac).

6-Sales: las sales pueden ser compuestos binarios (**hirosales**) o compuestos ternarios (**oxisales**). En forma sintética las sales están formadas por un **metal** y un **radical** del ácido.

- **Formulación:** se trabaja igual que un compuesto binario, por un lado el Metal (con su número de oxidación) y por otro lado el radical del ácido (el número de oxidación del radical coincide con el número de hidrógeno que posea el ácido original -ver cuadro-)

	Metal	Radical	Sal
Ejemplo 1:	Na ⁺¹	NO ₃ ⁻¹	NaNO ₃
Ejemplo 2:	Ca ⁺²	Cl ⁻¹	CaCl ₂
Ejemplo 3:	Fe ⁺³	SO ₄ ⁻²	Fe (SO ₄) ₃

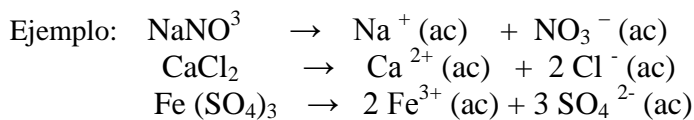
- **Nombre:** el nombre de una sal consta de dos partes: La primera corresponde al nombre del radical y la segunda al nombre del metal.

Ejemplo: NaNO₃ → Nitrate de sodio
Radical Metal

CaCl₂ → Cloruro de calcio

Fe (SO₄)₃ → Sulfato férrico o sulfato de hierro (III)

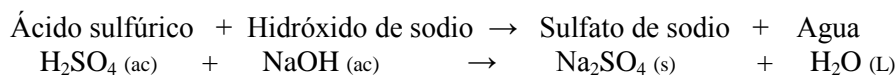
- **Ecuaciones de disociación:** las sales son **electrolitos** por lo tanto se disocian en iones en medio acuosos.



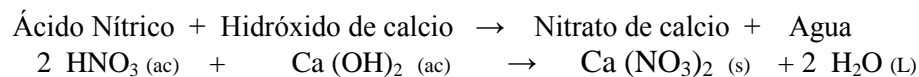
- **Ecuaciones de formación:** la sal es un compuesto que puede formarse a partir de la reacción entre un ácido (hidrácido u oxácido) con hidróxido.



Ejemplo 1: Formación del Sulfato de sodio = Na₂SO₄



Ejemplo 2: Formación del Nitrato de calcio = Ca (NO₃)₂



Revisión NOMENCALATURA

Ejercicios:

1. Completa el siguiente cuadro con los nombres y fórmulas correspondientes.

Nombre	Fórmula
Óxido níqueloso	
Anhídrido clórico	
Hidróxido cuproso	
Ácido fosfórico	
Nitrato férrico	
Bromuro de níquel (II)	
	KClO ₃
	Pb(OH) ₂
	MgO
	CuS
	Na ₃ PO ₄
	SO ₂

2. **Escribe e iguale** las ecuaciones de formación de las siguientes sales:

- Cloruro de calcio
- Sulfato ferroso
- Nitrato de cobre (II)

3. **Disociar** en iones los siguientes electrolitos:

- Hidróxido de magnesio
- Ácido sulfhídrico
- Ioduro férrico
- Fosfato de cinc

4. Completa e iguala las siguientes ecuaciones químicas:

- + O₂ → N₂O₃
- + ----- → Fe₂O₃
- + ----- → Ba(OH)₂
- Cl₂O₇ + H₂O → -----
- K₂O + H₂O → -----

Material preparado por la Profesora en Química Cristina Bianco y Javier Ponce.

TABLA PERIODICA DE ELEMENTOS

<p>1 H</p> <p>1.00797</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>1</p> <p>1.00797</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>2.1</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>H</p> <p>HIDROGENO</p> <p>1,-1</p> <p>NUMERO DE OXIDACION</p> <p>1</p> <p>1.00797</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>2.1</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>		<p>2 He</p> <p>4.0026</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>2</p> <p>4.0026</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>2.0</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>
<p>3 Li</p> <p>6.938</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>3</p> <p>6.938</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>1.0</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>4 Be</p> <p>9.0122</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>4</p> <p>9.0122</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>2.0</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>5 B</p> <p>10.811</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>5</p> <p>10.811</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>2.0</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>6 C</p> <p>12.011</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>6</p> <p>12.011</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>2.5</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>
<p>11 Na</p> <p>22.989</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>11</p> <p>22.989</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>0.9</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>12 Mg</p> <p>24.312</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>12</p> <p>24.312</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>1.2</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>13 Al</p> <p>26.981</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>13</p> <p>26.981</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>1.5</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>14 Si</p> <p>28.085</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>14</p> <p>28.085</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>1.8</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>
<p>19 K</p> <p>39.102</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>19</p> <p>39.102</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>0.8</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>20 Ca</p> <p>40.08</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>20</p> <p>40.08</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>1.0</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>21 Sc</p> <p>44.956</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>21</p> <p>44.956</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>1.3</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>22 Ti</p> <p>47.90</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>22</p> <p>47.90</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>1.5</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>
<p>37 Rb</p> <p>85.47</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>37</p> <p>85.47</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>0.8</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>38 Sr</p> <p>87.62</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>38</p> <p>87.62</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>1.0</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>39 Y</p> <p>88.905</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>39</p> <p>88.905</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>1.3</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>40 Zr</p> <p>91.224</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>40</p> <p>91.224</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>1.4</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>
<p>55 Cs</p> <p>132.905</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>55</p> <p>132.905</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>0.7</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>56 Ba</p> <p>137.34</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>56</p> <p>137.34</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>0.8</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>57 La</p> <p>138.91</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>57</p> <p>138.91</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>1.1</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>72 Hf</p> <p>178.49</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>72</p> <p>178.49</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>1.3</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>
<p>87 Fr</p> <p>223</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>87</p> <p>223</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>0.7</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>88 Ra</p> <p>226</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>88</p> <p>226</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>0.9</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>89 Ac</p> <p>227</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>89</p> <p>227</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>1.1</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>104 Rf</p> <p>261</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>104</p> <p>261</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>1.1</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>
<p>105 Ha</p> <p>282</p> <p>NUMERO ATOMICO</p> <p>105</p> <p>282</p> <p>PESO ATOMICO</p> <p>2.2</p> <p>ELECTRONEGATIVIDAD</p>	<p>LANTANIDOS</p> <p>58 Ce 140.12 59 Pr 140.907 60 Nd 144.24 61 Pm 147 62 Sm 150.36 63 Eu 151.96 64 Gd 157.25 65 Tb 158.92 66 Dy 162.50 67 Ho 164.93 68 Er 167.26 69 Tm 168.93 70 Yb 173.04 71 Lu 174.97</p>		<p>ACTINIDOS</p> <p>90 Th 232.03 91 Pa 231 92 U 238.03 93 Np 237 94 Pu 242 95 Am 243 96 Cm 247 97 Bk 247 98 Cf 249 99 Es 251 100 Fm 253 101 Md 258 102 No 259 103 Lr 260</p>