

GUIA 10: MOL Y NUMERO DE AVOGADRO

Competencia: Identificar el número de Avogadro como una constante. – Realizar ejercicios de conversión entre gr, mol, átomos y moléculas.

- **Contenido Temático:** Concepto de mol. - Fórmulas de conversión gr – mol – átomos (moléculas).
- **Tiempo:** 2 clases de dos horas cada una (1 julio al 31 julio)
- **Metodología:** lectura del taller, desarrollar los ejercicios propuestos. La retroalimentación y acompañamiento virtual será por el grupo de **WhatsApp** según horario.
- **Evaluación:** **70%** Lectura y desarrollo de los ejercicios propuestos y **30%** Participación y envío de avances de forma virtual
- **Observaciones y recomendaciones:** Leer concienzudamente la parte teórica de la guía, desarrollarla con letra legible y anexarla a una carpeta debidamente marcada.

MOL: Es una constante de masa con la que trabaja la química, podemos hablar de **mol** de un elemento o **mol** de una sustancia. **Un mol de un elemento químico es equivalente a su masa atómica y un mol de un compuesto es equivalente a su masa molecular, ambas expresadas en gramos. Ejemplo:**

un mol de **HIERRO (Fe)** es equivalente a su masa atómica 26 gr/mol, esos 26gr/mol de Fe contienen 6.023×10^{23} átomos de Fe

ELEMENTO		MASA ATOMICA		NUMERO DE AVOGADRO
1 mol Fe (hierro)	=	26 gr Fe	=	6.023×10^{23} átomos de Fe

un mol de **AGUA (H₂O)** es equivalente a su masa molecular 18 gr (gramos), esos 18 gr/mol de agua contienen 6.023×10^{23} moléculas de agua.

COMPUESTO		MASA MOLECULAR		NUMERO DE AVOGADRO
1 mol H ₂ O (agua)	=	18 gr H ₂ O	=	6.023×10^{23} moléculas de H ₂ O

Esto nos permite pasar de mol a gramos o a átomos y viceversa si hablamos de un elemento químico y de mol a gramos o a moléculas y viceversa si hablamos de un compuesto químico.

CONSTANTE		ELEMENTO (Z)		COMPUESTO (XY)	
NUMERO DE AVOGADRO		6.023×10^{23} átomos de Z		6.023×10^{23} moléculas de XY	
ELEMENTO (X)			COMPUESTO (XY)		
Nº de gramos (gr) de Z	X	1 mol Z	Nº de gramos (gr) de XY	X	1 mol XY
		Masa atómica de Z (gr)			Masa molecular de xy (gr)
Nº de moles de Z	X	Masa atómica de Z (gr)	Nº de moles de XY	X	Masa molecular de xy (gr)
		1 mol Z			1 mol XY
Nº de gramos (gr) de Z	X	6.023×10^{23} átomos de Z	Nº de gramos (gr) de XY	X	6.023×10^{23} moléculas XY
		Masa atómica de Z (gr)			Masa molecular de xy (gr)
Nº de átomos de Z	X	Masa atómica de Z (gr)	Nº de moléculas de XY		Masa molecular de xy (gr)
		6.023×10^{23} átomos de Z			6.023×10^{23} moléculas XY

Nº mol de Z	X	6.023 x 10 ²³ átomos de Z	Nº moles de XY	X	6.023 x 10 ²³ moléculas XY
		1 mol de Z			1 mol de XY
Nº de átomos de Z	X	1 mol de Z	Nº de moléculas de XY	X	1 mol de XY
		6.023 x 10 ²³ átomos de Z			6.023 x 10 ²³ moléculas XY
Masa atómica del carbono (C)	=	12 gr	Masa atómica del oxígeno (O)	=	16 gr
Masa atómica del azufre (S)	=	32 gr	Masa atómica del hidrógeno (H)	=	1 gr
Masa atómica del Nitrógeno (N)	=	14 gr	Masa atómica del sodio (Na)	=	23 gr
Masa atómica del Xenón (Xe)	=	131 gr			

EJEMPLO 1: ¿Cuántas moles (mol) de ácido sulfúrico (H₂SO₄) están contenidas en 294 gramos (gr) de ácido sulfúrico? RTA: 3 mol de H₂SO₄

- Lo primero que establecemos es que se trata de un compuesto químico, por lo tanto, debemos sacar su masa molecular

ELEMENTO	MASA ATOMICA	X	NUMERO DE ATOMOS	=	
HIDROGENO (H)	1 gr	X	2	=	2gr
AZUFRE (S)	32 gr	X	1	=	32gr
OXIGENO (O)	16 gr	X	4	=	64gr
					Masa Molecular = 98 gr

- Al leer el problema se pide pasar de gramos que nos dieron (294 gr) a mol. Por lo tanto, debemos utilizar la fórmula que haga la conversión de gramos a moles.

Nº de gramos (gr) de XY	X	1 mol XY
		Masa molecular de xy (gr)
294 gr H ₂ SO ₄	X	1 mol H ₂ SO ₄
		98 gr H ₂ SO ₄
	=	294 mol H ₂ SO ₄
		98
	=	3 mol H ₂ SO ₄

- Entonces decimos que en los 294 gr de H₂SO₄ están contenidos 3 mol de H₂SO₄

EJEMPLO 2: Cuantos gramos (gr) de hierro (Fe) están contenidos en 4.3 X 10²⁵ átomos de hierro (Fe). RTA: 1856.21 gr Fe

- Se establece que es un elemento
- Se tiene que pasar los átomos de hierro que nos dieron (4.3 X 10²⁵ átomos) a gramos.
- Buscamos en la tabla periódica la masa atómica del hierro y es de 26 gr
- Buscamos la fórmula que pasa de átomos a gramos

Nº de átomos de Z	X	Masa atómica de Z (gr)
		6.023 x 10 ²³ átomos de Z
4.3 X 10 ²⁵ átomos Fe	X	26 gr Fe
		6.023 x 10 ²³ átomos Fe

=	$1.118 \times 10^{27} \text{ gr Fe}$
	6.023×10^{23}

=	1856.21 gr Fe
---	---------------

5. Entonces decimos que en los 4.3×10^{25} átomos de hierro (Fe) están contenidos 1856.27 gr Fe

EJERCICIOS PROPUESTOS

1. Cuántos gramos (gr) de ácido nítrico (HNO_3) están contenidos en 3.7×10^{-3} moles (mol) de ácido nítrico?
RTA: 0.2331 gr HNO_3
2. Cuántas moléculas de dióxido de carbono (CO_2) están contenidas en 2.8×10^{-4} gramos (gr) de dióxido de carbono?
RTA: 3.832×10^{18} moléculas CO_2
3. Cuántos gramos (gr) de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) están contenidos en 3.2×10^{24} moléculas de glucosa ? RTA: 956.334 gr $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
4. Cuantos gramos (gr) de Sodio (Na) están contenidos en 0.25 moles de sodio? RTA: 5.75 gr Na
5. Cuantos átomos de azufre (S) están contenidos en 6.8×10^{-2} moles de azufre?
RTA: 4.236×10^{22} átomos de S.
6. Cuantos gramos (gr) de xenón (Xe) están contenidos en 1.5×10^{25} átomos de xenón?
RTA: 3262.49 gr Xe

Colegio Gustavo Uribe Ramírez. Granada Cundinamarca. Ciencias Naturales QUIMICA. **CICLO 5. GUIA TRABAJO VIRTUAL CIENCIAS NATURALES QUIMICA. CICLO 5. GUIA MES DE JULIO**
Docente Francisco Delgadillo. **GUIA 11**

GUIA 11: CLASES DE FORMULAS Y NUMERO DE OXIDACION

Competencia: Identificar las diferentes clases de fórmulas químicas. – Realizar ejercicios de números de oxidación en las diferentes funciones químicas.

• **Contenido Temático:** Clases de fórmulas químicas. – Número de oxidación. – Iones.

• **Tiempo:** 2 clases de dos horas cada una (1 julio al 31 julio)

• **Metodología:** lectura del taller, desarrollar los ejercicios propuestos. La retroalimentación y acompañamiento virtual será por el grupo de **WhatsApp** según horario.

• **Evaluación:** **70%** Lectura y desarrollo de los ejercicios propuestos y **30%** Participación y envío de avances de forma virtual

• **Observaciones y recomendaciones:** Leer concienzudamente la parte teórica de la guía, desarrollarla con letra legible y anexarla a una carpeta debidamente marcada.

CLASES DE FORMULAS QUIMICAS: La fórmula química de un compuesto (sustancia) se puede representar de modo muy abreviado o más desarrollado, si es necesario. De allí que existan varios tipos de fórmulas, como se observa en el siguiente cuadro.

TIPO	CARACTERISTICAS	EJEMPLO CLORURO DE SODIO	EJEMPLO AMONIACO
Fórmula molecular	Indica el número de átomos de cada elemento que forman la molécula del compuesto.	NaCl	NH ₃
Fórmula empírica o mínima	Es la manera más sencilla de representar un compuesto. Indica solamente los átomos de los elementos que conforman a la molécula del compuesto	NaCl	NH
Fórmula estructural	Muestra gráficamente como están unidos (enlaces químicos) los átomos.	Na – Cl	$\begin{array}{c} \text{H} - \text{N} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
Formula de Lewis	Permite apreciar cómo se ubican los electrones de valencia de cada elemento	$\begin{array}{c} \bullet\bullet \\ \text{Na} + \bullet\bullet \text{Cl} \bullet\bullet \\ \bullet\bullet \end{array}$	$\begin{array}{c} \bullet\bullet \\ \text{H} + \bullet\bullet \text{N} + \bullet\bullet \text{H} \\ + \bullet\bullet \\ \text{H} \end{array}$

NÚMERO DE OXIDACIÓN: Los átomos se combinan para formar compuestos, cumpliendo con la **LEY DEL OCTETO**, que significa que los átomos tienden a perder o recibir electrones para completar **OCHO** en su último nivel de energía, ya que de esta forma adquieren una configuración más estable.

El **número de oxidación** representa el número de **electrones** que un átomo **recibe** o **cede** cuando forma un compuesto. Si el número de **oxidación es positivo** quiere decir que el átomo **cedió** electrones y si es **negativo**, es porque el átomo **recibió** electrones.

La combinación de átomos para formar compuestos inorgánicos es un proceso de **transferencia de electrones** entre dichos átomos. Esta transferencia puede ser **TOTAL**, como en el caso de los **COMPUESTOS IONICOS**, y **PARCIAL** como en el caso de los **COMPUESTOS COVALENTES POLARES**.

En los **COMPUESTOS COVALENTES POLARES**, el número de oxidación corresponde a la **diferencia** que resulta de la **sumatoria algebraica de electronegatividades** de los elementos que conforman a la molécula de un compuesto.

En los **compuestos iónicos**, el **número de oxidación** es la carga real de los iones. Al formular los compuestos, se aplicarán las siguientes reglas.

REGLA	EJEMPLO	APLICANDO LA REGLA
1. Un elemento en estado natural y no combinado tiene un número de oxidación de cero .	H ₂ , O ₂ , Na, Cl ₂etc	$\begin{array}{cccc} 0 & 0 & 0 & 0 \\ \text{H}_2, \text{O}_2, \text{Na}, \text{Cl}_2 \end{array}$
2. El átomo de hidrógeno trabaja con número de oxidación de +1 , cuando forma ácidos , excepto cuando trabaja con metales y forma hidruros su número de oxidación es de -1	Ácido clorhídrico. Hidruro de potasio	$\text{H}^{+1} + \text{F}^{-1} \rightarrow \text{HCl}$ $\text{K}^{+1} + \text{H}^{-1} \rightarrow \text{KH}$
3. El átomo de oxígeno trabaja con número de oxidación de -2 , cuando forma óxidos , excepto cuando forma peróxidos su número de oxidación es de -1	Oxido férrico Peróxido de Magnesio.	$\text{Fe}^{+3} + \text{O}^{-2} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ $\text{Mg}^{+2} + \text{O}^{-1} \rightarrow \text{MgO}_2$
4. En toda la molécula , la suma algebraica de los números	Ácido sulfúrico H₂SO₄	$\begin{array}{cccc} +1 & +6 & -2 & \text{números de oxidación} \\ \text{H}_2 & \text{S} & \text{O}_4 & \text{subíndices} \end{array}$

<p>oxidación afectados por los subíndices correspondientes debe dar cero.</p>		<p>Como hay dos átomos de hidrógeno con carga +1, al multiplicarlos por el subíndice, el número de oxidación del hidrógeno es de +2. Un átomo de azufre (S) con +6. Cuatro átomos de oxígeno con carga -2, queda con número de oxidación -8. Entonces al hacer la suma algebraica queda de la siguiente manera: +2 +6 + (- 8) = 0</p>
<p>5. La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos de un ion debe ser igual a la carga del ion.</p>	<p>Ion bicarbonato ⁻¹ [HCO₃]</p>	<p>⁺¹ ⁺⁴ ⁻² números de oxidación H C O₃ subíndices En este caso, el hidrógeno tiene número de oxidación +1, el carbono +4 y el oxígeno -2 (como son tres átomos de oxígeno al multiplicar por el subíndice queda -6), por lo tanto: +1+4 + (-6) = - 1</p>
<p>6. El número de oxidación de los elementos de los grupos I, II y III es igual al número correspondiente del grupo con carga positiva +1 +2 y +3, puesto que estos elementos tienden a ceder sus electrones.</p>	<p>Litio : grupo IA Magnesio: grupo IIA Aluminio: grupo IIIA</p>	<p>⁺¹ ⁺² ⁺³ Li , Mg ,Al</p>

ACTIVIDAD: REGLA 2. Escriba los números de oxidación a las siguientes fórmulas químicas de ácidos e hidruros.

Nombre del compuesto	Fórmula química	Números de oxidación
Hidruro férrico	FeH₃	⁺³ ⁻¹ Fe H₃
Acido bromhídrico	HBr	⁺¹ ⁻¹ H Br
Acido perclórico	HClO₄	⁺¹ ⁺⁷ ⁻² H Cl O₄
Hidruro ferroso	FeH₂	Fe H₂
Ácido clorhídrico	HCl	H Cl
Acido clórico	HClO₃	H Cl O₃
Hidruro de aluminio	AlH₃	Al H₃
Acido selenhídrico	H₂Se	H₂ Se
Acido cloroso	HClO₂	H Cl O₂

Hidruro de oro	AuH	Au H
Ácido sulfhídrico	H ₂ S	H ₂ S
Acido hipocloroso	HCIO	H Cl O
Hidruro de germanio	GeH ₄	Ge H ₄

ACTIVIDAD: REGLA 3. Compruebe que la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos que conforman a la molécula del compuesto de como resultado cero. De óxidos y peróxidos.

Nombre del compuesto	Fórmula química	Números de oxidación
Óxido áurico	Au ₂ O ₃	⁺³ Au ₂ ⁻² O ₃
Peróxido de litio	Li ₂ O ₂	⁺¹ Li ₂ ⁻¹ O ₂
Óxido cúprico	CuO	⁺² Cu ⁻² O
Peróxido cuproso	Cu ₂ O ₂	⁺¹ Cu ₂ ⁻¹ O ₂
Óxido auroso	Au ₂ O	Au ₂ O
Peróxido cúprico	CuO ₂	Cu O ₂
Óxido de titanio	TiO ₂	Ti O ₂
Peróxido níqueloso	NiO ₂	Ni O ₂
Óxido níquelico	Ni ₂ O ₃	Ni ₂ O ₃
Peróxido de plata	Ag ₂ O ₂	Ag ₂ O ₂
Óxido ferroso	FeO	Fe O
Peróxido de hidrógeno	H ₂ O ₂	H ₂ O ₂
Óxido férrico	Fe ₂ O ₃	Fe ₂ O ₃

ACTIVIDAD: REGLA 4. Compruebe que la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos que conforman a la molécula del compuesto de como resultado cero.

Nombre del compuesto	Fórmula química	Números de oxidación
Glucosa	⁺¹ C ₆ ⁺¹ H ₁₂ ⁻² O ₆	(+1x6) + (+1x12) + (-2x6) = +6+6 + (-12) = 0
Acido periódico	⁺¹ H ⁺⁷ I ⁻² O ₄	(+1x1) + (+7x1) + (-2x4) = +1+7 + (-8) = 0
Carbonato de calcio	⁺¹ Na ₂ ⁺⁴ C ⁻² O ₃	(+1x2) + (+4x1) + (-2x3) = +2+4 + (-6) = 0
Ácido fosfórico	⁺¹ H ₃ ⁺⁵ P ⁻² O ₄	
	⁺¹ ⁺⁵ ⁻²	

Ácido nítrico	H N O ₃	
Fosfato de potasio y calcio	⁺¹ K ⁺² Ca ⁺⁵ P ⁻² O ₄	
Clorato de sodio	⁺¹ Na ⁺⁵ Cl ⁻² O ₃	
Sulfato de cobre	⁺² Cu ⁺⁶ S ⁻² O ₄	
Hidrogenocarbonato de sodio	⁺¹ Na ⁺¹ H ⁺⁴ C ⁻² O ₃	
Carbonato de magnesio	⁺² Mg ⁺⁴ C ⁻² O ₃	
Ácido disulfúrico	⁺¹ H ₂ ⁺⁶ S ₂ ⁻² O ₇	
Ácido trifosfórico	⁺¹ H ₅ ⁺⁵ P ₃ ⁻² O ₁₀	
Dicromato de calcio	⁺² Ca ⁺⁶ Cr ₂ ⁻² O ₇	

ACTIVIDAD: REGLA 5. Compruebe que la suma algebraica de los números de oxidación de los elementos que conforman a la molécula del compuesto sea igual al número de oxidación del ion.

Nombre del compuesto	Fórmula química	Números de oxidación
Ion nitrito	⁺³ N ⁻² O ₂] ⁻¹	(+3x1) + (-2x2) = +3 + (-4) = - 1
Ion sulfato	⁺⁶ S ⁻² O ₄] ⁻²	(+6x1) + (- 2x4) = +6 + (- 8) = - 2
Ion hidrogenofosfato	⁺¹ H ₂ ⁺⁶ P ⁻² O ₄] ⁻²	(+1x2) + (+6x1) + (-2x4) = +2+6+ (-8) = - 2
Ion silicato	⁺⁴ Si ⁻² O ₃] ⁻²	
Ion clorato	⁺⁵ Cl ⁻² O ₃] ⁻¹	
Ion carbonato	⁺⁴ C ⁻² O ₃] ⁻²	
Ion fosfato	⁺⁵ P ⁻² O ₄] ⁻³	
Ion yodato	⁺⁵ I ⁻² O ₃] ⁻¹	
Ion sulfito	⁺⁴ S ⁻² O ₃] ⁻²	
Ion perclorato	⁺⁷ Cl ⁻² O ₄] ⁻¹	
Ion fosfito	⁺³ P ⁻² O ₃] ⁻³	
Ion bromato	⁺⁵ Br ⁻² O ₃] ⁻¹	
Ion clorito	⁺³ Cl ⁻² O ₂] ⁻¹	

ACTIVIDAD: REGLA 6. Escriba los números de oxidación a las siguientes fórmulas químicas de diferentes compuestos.

Nombre del compuesto	Fórmula química	Números de oxidación
Óxido de litio	Li_2O	$\overset{+1}{\text{Li}}_2 \overset{-2}{\text{O}}$
Sulfuro de magnesio	MgO	$\overset{+2}{\text{Mg}} \overset{-2}{\text{O}}$
Hidróxido de aluminio	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$\overset{+3}{\text{Al}} (\overset{-1}{\text{O}}\overset{-1}{\text{H}})_3$
Óxido de boro	B_2O_3	$\text{B}_2 \overset{-3}{\text{O}}_3$
Óxido de calcio	CaO	$\text{Ca} \overset{-2}{\text{O}}$
Cloruro de sodio	NaCl	$\text{Na} \overset{-1}{\text{Cl}}$
Óxido de galio	Ga_2O_3	$\text{Ga}_2 \overset{-3}{\text{O}}_3$
Sulfuro de berilio	BeS	$\text{Be} \overset{-2}{\text{S}}$
Yoduro de potasio	KI	$\text{K} \overset{-1}{\text{I}}$
Óxido de talio	Tl_2O_3	$\text{Tl}_2 \overset{-3}{\text{O}}_3$
Bromuro de rubidio	RbBr	$\text{Rb} \overset{-1}{\text{Br}}$
Selenuro de bario	BaSe	$\text{Ba} \overset{-2}{\text{Se}}$
Fluoruro de cesio	CsF	$\text{Cs} \overset{-1}{\text{F}}$