	INSTITUCIÓN EDUCATIVA “EL RECUERDO” Resolución de Aprobación de Carácter Oficial No. 0143 de 2017 en los niveles de Preescolar, Básica y Media Académica DANE. 123001800064 NIT. 901048820-9	2020
---	---	------

GUÍA 6 - PERIODO 2

Guía de trabajo del área: CN. Química		Grado: 7°
Nombre del docente: Johana Rodiño Camilo Gattás		email: jrodinoeelrecuerdo@gmail.com Celular 3148472694 e-mail: cgattasieelrecuerdo@gmail.com Celular 3002140177
TEMAS Y/O SABER	DBA (APRENDIZAJES)	
Números cuánticos – tabla periódica – propiedades periódicas.	Establezco relaciones entre las características macroscópicas y microscópicas de la materia y las propiedades físicas y químicas de las sustancias que la constituyen. Describo el desarrollo de modelos que explican la estructura de la materia. Explico el desarrollo de modelos de organización de los elementos químicos. Explico y utilizo la tabla periódica como herramienta para predecir procesos químicos.	

1. EXPLICACIÓN:

La siguiente es una guía de Química, relacionada con tabla periódica y conceptos asociados como distribución electrónica, números cuánticos y propiedades periódicas. Encontrarás problemas relacionados con conceptos que tienen que ver con esos temas y preguntas abiertas que resolverás con ayuda de guías anteriores, especialmente la guía número 2.

2. Asesoría: si tienes alguna duda o no entiendes algo, puedes comunicarte con tu profesor al celular o por el correo que aparecen en la guía.

3. Exploración de Saberes Previos:

Responde en tu cuaderno las preguntas de la actividad de cierre de la guía 2, a manera de repaso.

4. Explicación y presentación del Tema y/o Saber

1, Un ion es una especie química que ha ganado o perdido electrones y por lo tanto tiene carga; negativa, si ha ganado y positiva si ha perdido. La configuración electrónica para un átomo neutro de Br con $Z = 19$ es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$. De acuerdo con esto, la configuración electrónica más probable para el ion Br^{1-} es

- A. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$
- B. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
- C. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
- D. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$

2. Los isótopos son átomos de un mismo elemento, con diferente masa atómica, debido a la diferencia en el número de neutrones. La siguiente tabla muestra información sobre 4 tipos de átomos.

Átomos	No de Protones	No de Neutrones	No de electrones
a	15	16	18
d	12	14	10
e	15	14	15
g	12	14	12

3. Es válido afirmar que los átomos

A. d, e y g son isótopos.

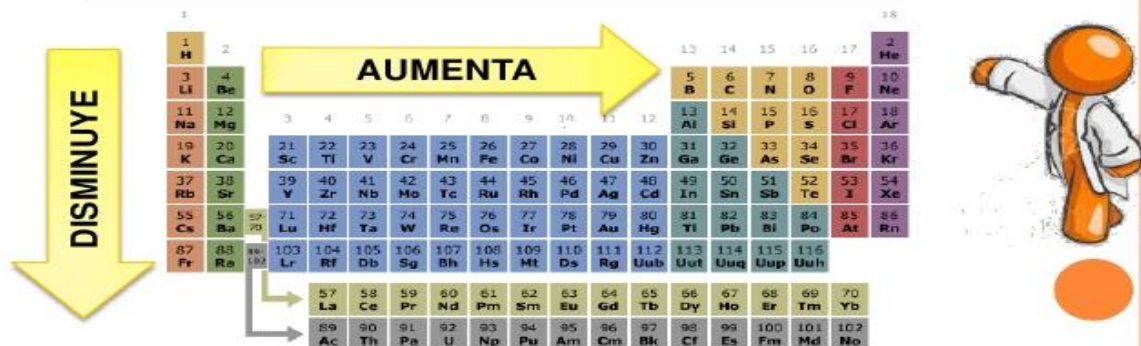
- B. d – g y a – e son isótopos.
- C. d y g son isótopos, pero a – e no lo son.
- D. a – e son isótopos, pero d – g no lo son.

Completa los siguientes enunciados de las preguntas de la 4 a la 7, con base en la tabla anterior.

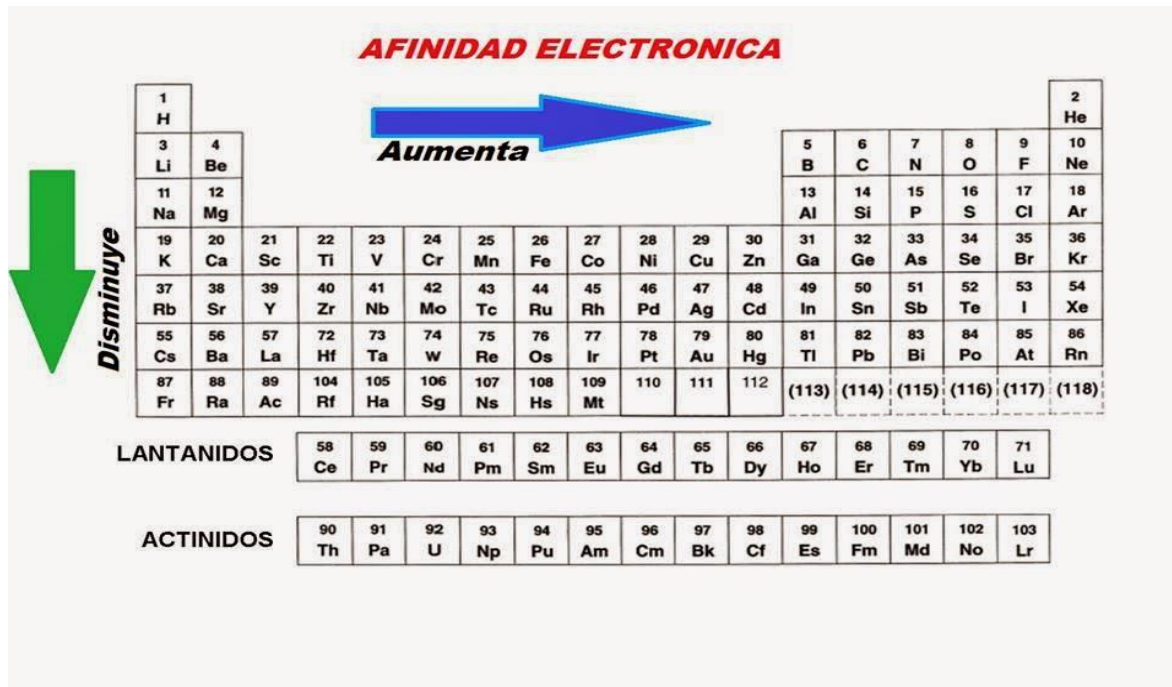
4. El átomo que representa un anión es ____ porque _____
 5. El átomo que representa un catión es ____ porque _____
 6. los átomos neutros son ____ y ____ porque _____
 7. El número de elementos en esa tabla es ____ porque _____
8. Escriba el símbolo que corresponda a cada uno de los siguientes enunciados:
- A. Un átomo de calcio ($Z = 20$) con 19 neutrones, que ha perdido 2 electrones.
 - B. Un átomo de oxígeno que ha ganado un electrón, inicialmente tenía 8 electrones y 7 neutrones.
 - C. un átomo neutro de berilio, que tiene 5 neutrones y 4 electrones.
9. Diga los cuatro números cuánticos para el último electrón de
- A. un átomo cuyo Z es 19. B. un átomo de $Z = 22$.
10. realiza el diagrama de orbitales para:
- A. $Z = 16$. B. $Z = 25$.
11. Diga el valor de Z para
- A. un átomo cuyo último electrón tiene $n = 4, l = 2, m = -1$ y $m_s = -1/2$.
 - B. un átomo cuyo último electrón tiene $n = 2, l = 0, m = 0$ y $m_s = -1/2$.
 - C. un átomo cuyo último electrón tiene $n = 3, l = 1, m = +1$ y $m_s = +1/2$.
 - D. un átomo cuyo último electrón tiene $n = 2, l = 1, m = -1$ y $m_s = -1/2$.
12. ¿Por qué el Hidrógeno se clasifica en el grupo IA, a pesar de que no es un metal alcalino?
13. ¿Por qué el Helio se clasifica en el grupo VIIIA a pesar de que su distribución electrónica no termina en p?
14. El último electrón de un átomo tiene $n = 4, l = 1, m = 0$ y $m_s = +1/2$. Diga el grupo y el periodo en el que se encuentra clasificado.
15. Un elemento está clasificado en el grupo VIA periodo 3, ¿cuál es su Z ? Determina los 4 números cuánticos para su último electrón.
16. Demuestra que el radio atómico (tamaño de los átomos) va aumentando de arriba hacia abajo en los grupos o columnas de la tabla periódica. Para ello, toma los primeros 3 elementos del grupo IIA y realiza la distribución electrónica. ¿Cuántos niveles ocupa el Be, Mg y Ca? ¿Quién tiene más niveles ocupados? ¿Quién tiene mayor valor de Z ?
17. Compara físicamente los metales con los no metales.
18. Compara químicamente los metales con los no metales.
19. Explica la siguiente figura, que muestra la variación de la energía de ionización de los elementos químicos en la tabla periódica. Utiliza las distribuciones electrónicas necesarias y los conceptos químicos pertinentes.

POTENCIAL O ENERGÍA DE IONIZACIÓN


Es la energía necesaria para retirar el electrón más débilmente retenido en un átomo gaseoso desde su estado fundamental.



20. ¿Por qué los metales tienen menor energía de ionización que los no metales?
21. ¿Por qué los no metales son más electronegativos que los metales?
22. Explica la siguiente figura, que muestra la variación de la afinidad electrónica de los elementos químicos en la tabla periódica. Utiliza las distribuciones electrónicas necesarias y los conceptos químicos pertinentes.



23. ¿Qué es una reducción química?
24. ¿Qué es una oxidación química?
- Diga falso (F) o verdadero (V), para cada uno de los siguientes enunciados, justifique.
25. Los metales son agentes reductores ()
26. El Litio (Li) tiene mayor energía de ionización que el potasio (K) ()
27. El oxígeno es de mayor tamaño que el Selenio (Se) ()
28. El bromo es más electronegativo que el potasio (K) ()
29. Entre el Boro (B), Aluminio (Al), Galio (Ga), Indio (In) y Talio (Tl) el más pequeño en radio atómico es el Talio. ()
30. Entre el sodio (Na), Magnesio (Mg), Aluminio (Al), Silicio (Si), Fósforo (P), Azufre (S) y Cloro (Cl) el átomo de mayor afinidad electrónica y menor tamaño atómico es el Cloro. ()

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA “EL RECUERDO” Resolución de Aprobación de Carácter Oficial No. 0143 de 2017 en los niveles de Preescolar, Básica y Media Académica DANE. 123001800064 NIT. 901048820-9	2020
---	---	------

GUÍA 7 - PERIODO 2

Guía de trabajo del área: CN. Química		Grado: 7°
Nombre del docente: Johana Rodiño Camilo Gattás		email: jrodinoieelrecuerdo@gmail.com Celular 3148472694 e-mail: cgattasieelrecuerdo@gmail.com Celular 3002140177
TEMAS Y/O SABER	DBA (APRENDIZAJES)	
Enlace Químico: iónico y covalente.	Establezco relaciones entre las características macroscópicas y microscópicas de la materia y las propiedades físicas y químicas de las sustancias que la constituyen. Describo el desarrollo de modelos que explican la estructura de la materia. Explico el desarrollo de modelos de organización de los elementos químicos. Explico y utilizo la tabla periódica como herramienta para predecir procesos químicos.	

1. EXPLICACIÓN:

La siguiente es una guía de Química, relacionada con el enlace químico y conceptos asociados como distribución electrónica, electrones de valencia, regla del octeto, símbolos de Lewis y propiedades periódicas. Encontrarás problemas relacionados con conceptos que tienen que ver con esos temas y preguntas abiertas que resolverás con ayuda de guías anteriores, especialmente la guía número 3 y 4.

2. Asesoría: si tienes alguna duda o no entiendes algo, puedes comunicarte con tu profesor al celular o por el correo que aparecen en la guía.

3. Exploración de Saberes Previos:

Responde en tu cuaderno ¿qué es un enlace químico? ¿Cuáles son las clases de enlace químico? ¿En qué consiste la regla del octeto? ¿Qué es un metal? ¿Qué es un no metal?

4. Explicación y presentación del Tema y/o Saber

Para explicar y modelar el enlace químico, la Química utiliza como fundamento teórico la Regla del Octeto, la cual plantea que cuando un átomo se va enlazar con otro, gana o pierde electrones con el fin de quedar isoelectrónico (tener el mismo número de electrones) con el gas noble más próximo. Recuerda que los gases nobles están en el grupo VIIIA. Ejemplo: el sodio (Na) tiene 11 electrones, su gas noble más próximo es el neón (Ne) que tiene 10, entonces cuando un átomo de sodio se enlace con otro átomo perderá 1 electrón y de esta manera quedará isoelectrónico con el neón.

- Explica el octeto para los siguientes átomos metálicos: Calcio (Ca), Potasio (K) y Aluminio (Al). Recuerda que los metales pierden electrones, es decir se oxidan y son agentes reductores.
- Explica el octeto para los siguientes átomos no metálicos: Flúor (F), Nitrógeno (N) y Oxígeno (O). Recuerda que los no metales ganan electrones, es decir se reducen y son agentes oxidantes.

Con base en lo anterior, explica los siguientes enlaces:

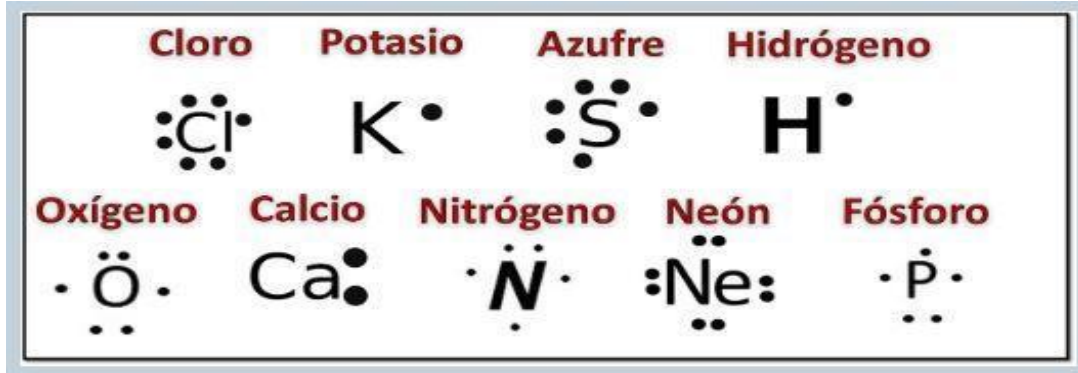
- Calcio con Oxígeno.
- Aluminio con Nitrógeno.
- Flúor con Potasio.
- Aluminio con Flúor.
- Nitrógeno con Potasio.

Indica en cada caso quién es el metal, el no metal, el agente oxidante, el agente reductor, el átomo de mayor electronegatividad, el átomo de mayor tamaño atómico y la carga negativa o positiva que cada átomo adquiere al ganar o perder electrones.

Todos los anteriores ejercicios realizados corresponden al enlace iónico; con base en ellos, 8. ¿qué es el enlace iónico? ¿Cómo se forma?

El enlace covalente es diferente al iónico; en este enlace, se unen 2 átomos no metales. Recuerda que los no metales necesitan ganar electrones, entonces ante este caso entre ellos sucede un **compartimiento de electrones**, según la necesidad de octeto, los electrones que se comparten son los del último nivel de energía (electrones de valencia), para formar una molécula de 2 o más átomos unidos entre sí, en la que cada átomo se parece a su gas noble más cercano.

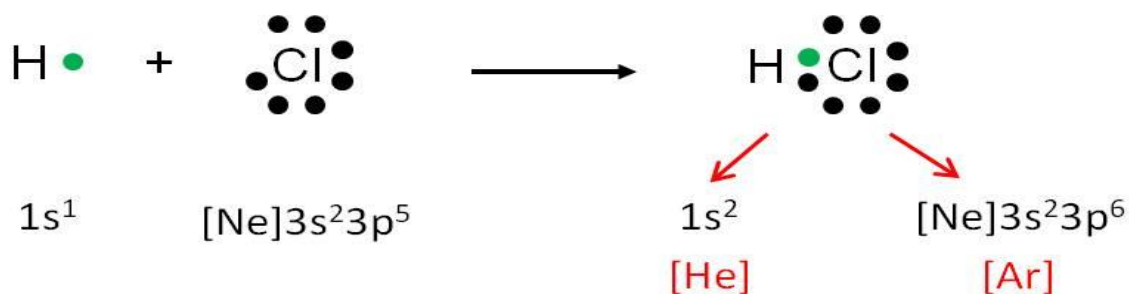
Para entender el enlace covalente, es necesario hacer las estructuras de Lewis para los átomos que se van a unir, estas estructuras se arman escribiendo el símbolo químico del elemento y a su alrededor se indican el número de electrones de valencia con equis (x) o puntos (.). A continuación, se muestran símbolos de Lewis para 9 átomos, los puntos que están rodeando al símbolo indican el número de electrones de valencia, los cuales coinciden con el grupo al que pertenece en la tabla periódica.



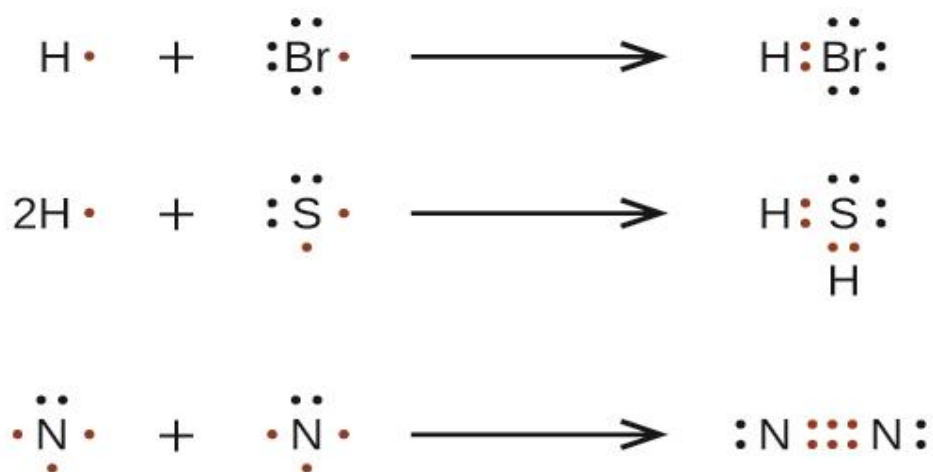
Esto facilita saber cuántos electrones necesita el no metal para completar su octeto. Por ejemplo, el cloro necesitaría 1 electrón (para parecerse al argón), el hidrógeno 1 (para parecerse al helio).

9. ¿A qué grupo pertenecen los elementos Fósforo, Nitrógeno, Cloro (Cl) y Azufre (S)?
10. ¿Cuáles elementos son del mismo grupo o familia? ¿Por qué?
11. Explica el octeto para el Nitrógeno y para el Azufre.


Para ilustrar el enlace covalente, consideremos el caso entre el cloro (Cl) y el hidrógeno (H), ambos son no metales. El H está en el grupo IA (1 electrón de valencia) y el cloro en el grupo VIIA (7 electrones de valencia). Sus distribuciones electrónicas son: H: $1s^1$, en su último nivel tiene un electrón que es el de valencia. Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, tiene 7 electrones de valencia (cuenta los electrones que están en el nivel 3: 3s y 3p). cada uno necesita ganar 1 electrón, el hidrógeno para parecerse al gas noble helio (2 electrones) y el cloro para parecerse al argón (18 electrones). El símbolo Lewis del hidrógeno es Hx y para el cloro $\cdot\ddot{\text{Cl}}\cdot$. Entonces, el H y el Cl necesitan un electrón, pero ninguno de ellos puede perder electrones porque son no metales. ¿Qué pasará entonces en este enlace? Que estos 2 átomos comparten 2 electrones, 1 que proviene de cada uno de ellos. El siguiente esquema resume lo anterior.



La siguiente imagen muestra 3 ejemplos de enlaces covalentes. H y Br; H y S; N y N.



12. Explica uno de los 3 enlaces anteriores, utilizando los conceptos y la terminología adecuada.
13. Explica el enlace entre el oxígeno ($Z=8$, 6 electrones de valencia) y el flúor ($Z=9$, 7 electrones de valencia). Usa los símbolos de Lewis, ¿a cuál gas noble se parecerá cada uno de ellos? ¿Cuántos electrones necesita cada uno? ¿Cuántos átomos de flúor participan de este proceso? ¿Cuántos átomos de oxígeno participan de este proceso?
14. Con base en lo anterior, ¿qué es el enlace covalente?
15. ¿Cuándo se forma un enlace covalente polar? Explica con un ejemplo.
16. ¿Cuándo se forma un enlace covalente apolar? Explica con un ejemplo.
17. ¿Cuándo se forma un enlace covalente sencillo o simple? Explica con un ejemplo.
18. ¿Cuándo se forma un enlace covalente doble? Explica con un ejemplo.
19. ¿Cuándo se forma un enlace covalente triple? Explica con un ejemplo.
20. ¿Cuándo se forma un enlace covalente normal? Explica con un ejemplo.
21. ¿Cuándo se forma un enlace covalente dativo o coordinado? Explica con un ejemplo.

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA “EL RECUERDO” Resolución de Aprobación de Carácter Oficial No. 0143 de 2017 en los niveles de Preescolar, Básica y Media Académica DANE. 123001800064 NIT. 901048820-9	2020
---	---	------

GUÍA 8 - PERIODO 2

Guía de trabajo del área: CN. Química		Grado: 10°
Nombre del docente: Camilo Gattás		e-mail: cgattasieelrecuerdo@gmail.com Celular 3002140177
		:
TEMAS Y/O SABER	DBA (APRENDIZAJES)	
Número de oxidación y nomenclatura	Establezco relaciones entre las características macroscópicas y microscópicas de la materia y las propiedades físicas y químicas de las sustancias que la constituyen. Describo el desarrollo de modelos que explican la estructura de la materia. Explico el desarrollo de modelos de organización de los elementos químicos. Explico y utilizo la tabla periódica como herramienta para predecir procesos químicos.	

1. EXPLICACIÓN:

La siguiente es una guía de Química, relacionada con número de oxidación y nomenclatura. Encontrarás problemas relacionados con conceptos que tienen que ver con esos temas y preguntas abiertas que resolverás con ayuda de guías anteriores, especialmente la guía número 5.

2. Asesoría: si tienes alguna duda o no entiendes algo, puedes comunicarte con tu profesor al celular o por el correo que aparecen en la guía.

3. Exploración de Saberes Previos:

Responde en tu cuaderno ¿qué es una fórmula química? ¿Qué es una función química? ¿Cuáles son los sistemas de nomenclatura empleados en Química inorgánica? ¿Qué indica el número de oxidación?

4. Explicación y presentación del Tema y/o Saber

Para determinar el número de oxidación de los átomos en una expresión, se tienen en cuenta algunas pautas, como:

Si el átomo es de un elemento libre (H_2 , I_2 , Al , P_4 , S_8 ...), su número de oxidación es 0.

En un ion monoatómico (Cl^- , Na^+ , Al^{3+} , S^{2-} ...) su número de oxidación es igual a la carga del ion.

Los metales alcalinos cuando se unen a otros átomos, tienen como número de oxidación +1.

Los metales alcalinotérreos cuando se unen a otros átomos, tienen como número de oxidación +2.

Los halógenos en los haluros tienen como número de oxidación -1.

El hidrógeno en la mayoría de los compuestos (H_2O , $Ca(OH)_2$, H_2SO_4 ...) tiene como número de oxidación +1, excepto en los hidruros metálicos (NaH , CaH_2 ...), en los que es -1.

El oxígeno en la mayoría de los compuestos (H_2O , HNO_3 , CO_2 ...) tiene como número de oxidación -2, excepto en los peróxidos (H_2O_2), en los que es -1.

La suma algebraica de los números de oxidación de todos los elementos debe ser cero en un compuesto neutro (MnO_2 , HNO_2 , $K_2Cr_2O_7$...).

La suma algebraica de los números de oxidación de todos los elementos debe ser igual a la carga del ion en un ion poliatómico (SO_3^{2-} , NH_4^+ ...).

A continuación, se muestra la tabla periódica con los números de oxidación de los elementos químicos.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Periodo																		
1	H +1, -1																	He
2	Li +1	Be +2											B +3	C +4,-4	N -3, +2,+3,+4,+5	O -2,-1	F -1	Ne
3	Na +1	Mg +2											Al +3	Si +4,-4	P -3,+3,+5	S -2, +2,+4,+6	Cl -1, +1,+3,+5,+7	Ar
4	K +1	Ca +2	Sc +3	Ti +4	V +5	Cr +6	Mn +7	Fe +2,+3	Co +2,+3	Ni +2,+3	Cu +1,+2	Zn +2	Ga +3	Ge +4,-4	As -3,+3,+5	Se -2,+4,+6	Br -1,+1,+3,+5	Kr
5	Rb +1	Sr +2	Y +3	Zr +4	Nb +5	Mo +6	Tc +7	Ru +2	Rh +2	Pd +2,+4	Ag +1	Cd +2	In +3	Sn +4,+2	Sb -3,+3,+5	Te -2,+4,+6	I -1,+5,+7	Xe
6	Cs +1	Ba +2	La +3	Hf +4	Ta +5	W +6	Re +7	Os +2	Ir +2	Pt +2,+4	Au +1,+3	Hg +1,+2	Tl +1,+3	Pb +4,+2	Bi +3,+5	Po +2	At -1	Rn
7	Fr +1	Ra +2	Ac +3	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo

Determina el número de oxidación de cada elemento en las siguientes expresiones.

1. Na_2SO_4
2. $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{-2}$
3. $(\text{NH}_4)^+$
4. Cl_2O .
5. KMnO_4
6. $\text{Li}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
7. $\text{Fe}(\text{OH})_2$
8. HNO_3
9. $(\text{SO}_4)^{2-}$
10. S_8
11. Al_2Se_3
12. H_2SO_4
13. H_2SO_3
14. $(\text{MnO}_4)^-$
15. H_2S
16. $(\text{ClO}_3)^-$
17. CO_2
18. $(\text{NO}_3)^{1-}$
19. $(\text{CO}_3)^{2-}$
20. Pb

Los compuestos inorgánicos se clasifican en funciones químicas como: Óxidos, Hidróxidos, Ácidos y Sales.

21. ¿Qué es un óxido? ¿Cómo se forman? Ejemplos.
22. ¿Cómo se clasifican? Ejemplos en cada caso.
23. ¿Qué es un hidróxido? ¿Cómo se forman? Ejemplos.
24. ¿Qué es un ácido inorgánico? ¿Cómo se clasifican? Ejemplos en cada caso.
25. ¿Es lo mismo un oxácido que un óxido ácido? Explica con un ejemplo.
26. ¿Qué es una sal inorgánica? ¿Cómo se clasifican? Ejemplos en cada caso.

Para nombrar las fórmulas inorgánicas hay unos sistemas de nomenclatura, que se utilizan en la Química. Así tenemos, la nomenclatura STOCK, Sistemática y la común o tradicional.

27. ¿Cómo se elabora el nombre sistemático de un óxido? Ejemplos.
28. ¿Cómo se elabora el nombre Stock de un óxido? Ejemplos.
29. ¿Cómo se elabora el nombre común de un óxido? Ejemplos.

30. ¿Cómo se elabora el nombre sistemático de un hidróxido? Ejemplos.
31. ¿Cómo se elabora el nombre Stock de un hidróxido? Ejemplos.
32. ¿Cómo se elabora el nombre común de un hidróxido? Ejemplos.

Proponga una fórmula para cada uno de los siguientes nombres.

33. Sulfato ferroso o sulfato de hierro (II)
34. Ácido sulfhídrico
35. Óxido plumboso
36. Nitrato de aluminio
37. Hidróxido de cobre (II) o hidróxido cúprico
38. Hidróxido férrico o hidróxido de hierro (III)
39. Óxido de plata
40. Ácido sulfúrico