

UNIDADE 3. ENLACE QUÍMICO. FORMULACIÓN INORGÁNICA

ÍNDICE

1. GASES NOBRES. REGRA DO OCTETO
2. O ENLACE QUÍMICO
 - 2.1. Diferentes tipos de enlace
3. ENLACE IÓNICO
 - 3.1. Formación do enlace iónico
 - 3.2. Propiedades características do enlace iónico
4. ENLACE COVALENTE
 - 4.1. Teoría de Lewis
 - 4.2. Formación dalgunhas substancias
 - 4.3. Polaridade
 - 4.4. Forzas intermoleculares
 - 4.5. Tipos de substancias covalentes
 - 4.6. Propiedades das substancias covalentes
5. ENLACE METÁLICO
 - 5.1. Modelo da nube de electróns
 - 5.2. Propiedades das substancias con enlace metálico
6. FORMULACIÓN INORGÁNICA
 - 6.1. Concepto de valencia e estado de oxidación
 - 6.2. Símbolos e estados de oxidación dos elementos máis comúns.
 - 6.3. Hidruros
 - 6.4. Óxidos
 - 6.5. Hidróxidos
 - 6.6. Oxácidos
 - 6.7. Sales

1. GASES NOBRES. REGRA DO OCTETO

No tema anterior xa vimos que os elementos do grupo 8 A, os gases nobres, son uns elementos tan estables que non reaccionan, é dicir, os seus átomos non se combinan con outros átomos. Isto atribúese a que a configuración electrónica externa é moi estable, de maneira que, segundo Lewis, o resto dos átomos se combinan co fin de conseguir unha configuración electrónica máis estable e a máxima estabilidade alcánzase cando un átomo consegue oito electróns na súa última capa, como teñen os gases nobres. Isto coñécese como regra do octeto. Por este motivo, para o estudo dos enlaces, tan só nos interesan os electróns de valencia, os electróns da última capa.

Os átomos entón, para conseguir a súa máxima estabilidade (oito electróns na última capa), poden gañar electróns, perder electróns, mesmo compartir electróns. Estes tres supostos vanse dar nos diferentes tipos de enlace que imos estudar.

2. O ENLACE QUÍMICO

Enténdese por enlace a unión que se dá entre dous ou máis átomos. Nesta unión intervén, fundamentalmente a capa externa dos átomos. Por este motivo, o estudo dos enlaces tivo un grande impulso co desenvolvemento da Táboa Periódica e o coñecemento das configuracións electrónicas dos distintos átomos.

Debemos ter en conta que un enlace se forma se se pasa a unha situación de maior estabilidade. A formación do enlace irá sempre acompañada dun desprendemento de enerxía. A mesma cantidade de enerxía que se desprende na súa formación é a que se deberá achegar para romper o devandito enlace e coñécese co nome de enerxía de enlace.

2.1. Diferentes tipos de enlace

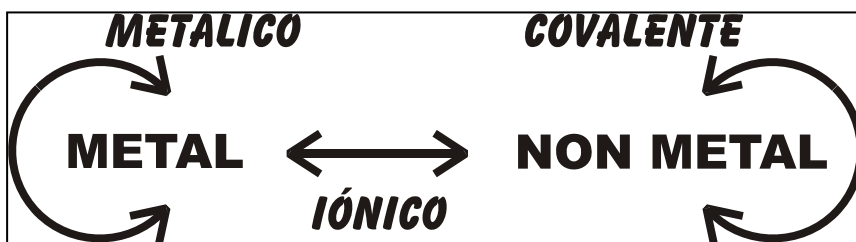


Figura 1. Tipos de enlace

Basicamente considéranse tres tipos de enlace, aínda que, ás veces, se dan enlaces con características intermedias entre dous destes tipos de enlace. Estes enlaces son: enlace iónico, enlace covalente e enlace metálico.

Recorda que na Unidade anterior clasificamos os elementos segundo a súa electronegatividade, en electropositivos ou metais e electronegativos ou non metais. En función desta clasificación:

- Se se unen átomos dun elemento electropositivo con átomos dun elemento electronegativo formarase enlace iónico.
- Se se unen átomos de elementos electronegativos formarase enlace covalente.
- Se se unen átomos de elementos electropositivos formarase enlace metálico.

Segundo este criterio imos predicir o tipo de enlace que presentarán as seguintes substancias: KF, SO₂, H₂, cobre.

En primeiro lugar, clasificamos os elementos en metais e non metais, e logo deducimos o tipo de enlace que unirá estes átomos. Así teremos:

- K é electropositivo e F electronegativo. Uniranse mediante enlace iónico.
- S é electronegativo e O electronegativo. Uniranse mediante enlace covalente.
- H é electronegativo. Os átomos de hidróxeno únense mediante enlace covalente.
- Cu é electropositivo. Os átomos de Cu únense mediante enlace metálico.

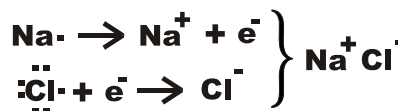
3. ENLACE IÓNICO

Prodúcese entre átomos de moi diferente electronegatividade que para conseguir a estrutura de gas nobre intercambian os seus electróns..

3.1. Formación do enlace iónico

Imos ver como se forma este enlace tomando como exemplo o cloruro sódico NaCl que é unha substancia por todos coñecida como sal de cocíña.

Como o sodio é un metal, tende a perder o electrón que ten na última capa, converténdose no ión Na⁺ que ten a mesma estrutura que o gas nobre anterior:neon. O cloro é un non metal con 7 electróns na última capa, e tende a gañar 1 electrón para converterse no ión Cl⁻ coa estrutura do gas nobre seguinte: argon.



Os ións formados atraense e únense. Esta unión electrostática de ións de distinto signo é o que chamamos enlace iónico, precisamente porque son ións os que forman o enlace.

Este tipo de enlace non forma moléculas senón redes cristalinas, porque a forza de atracción entre ións actúa en todas direccións, de maneira que cada ión positivo atrae

aos ións negativos próximos e viceversa. Cada ión rodéase do máximo número posible de ións de distinto signo, ordenándose e formando así as redes cristalinas.

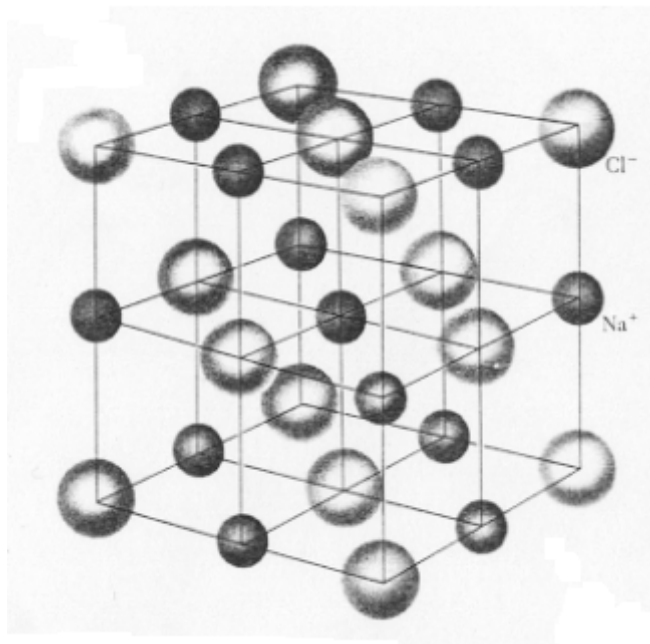


Figura 2. Rede cristalina do NaCl

O número de ións de distinto signo que rodean a cada ión chámase índice de coordinación e vai depender entre outros factores do tamaño relativo dos ións positivos e negativos.

O número de ións positivos e negativos depende da carga destes. Hase de conservar no cristal a neutralidade eléctrica.

A fórmula NaCl non nos indica que se unirá un ión Na^+ e un ión Cl^- , senón que existe o mesmo número de ións Na^+ que de ións Cl^- .

3.2. Propiedades características do enlace iónico

Centrarémonos nalgúns propiedades físicas que estudaremos nos distintos enlaces. Estas propiedades son as seguintes:

Puntos de fusión:

As substancias iónicas a temperatura ambiente son sólidas, para pasar a estado líquido necesitan unha achega enerxética que permita separar os ións e que estes consigan unha maior mobilidade. En definitiva, hai que romper a rede cristalina, o enlace iónico. Posto que este é moi estable, xa que se produciu un gran desprendemento de enerxía na súa formación, será necesaria unha grande achega de enerxía para rompelo.

En xeral, os puntos de fusión serán elevados e están en relación directa coa enerxía reticular dos devanditos compostos.

Dureza:

A dureza dun sólido determínase raiando a súa superficie, é dicir rompendo enlaces na superficie. Posto que o enlace iónico é moi estable, será difícil raiar os sólidos iónicos. En xeral teñen dureza elevada (Escala de Mohs).

Solubilidade:

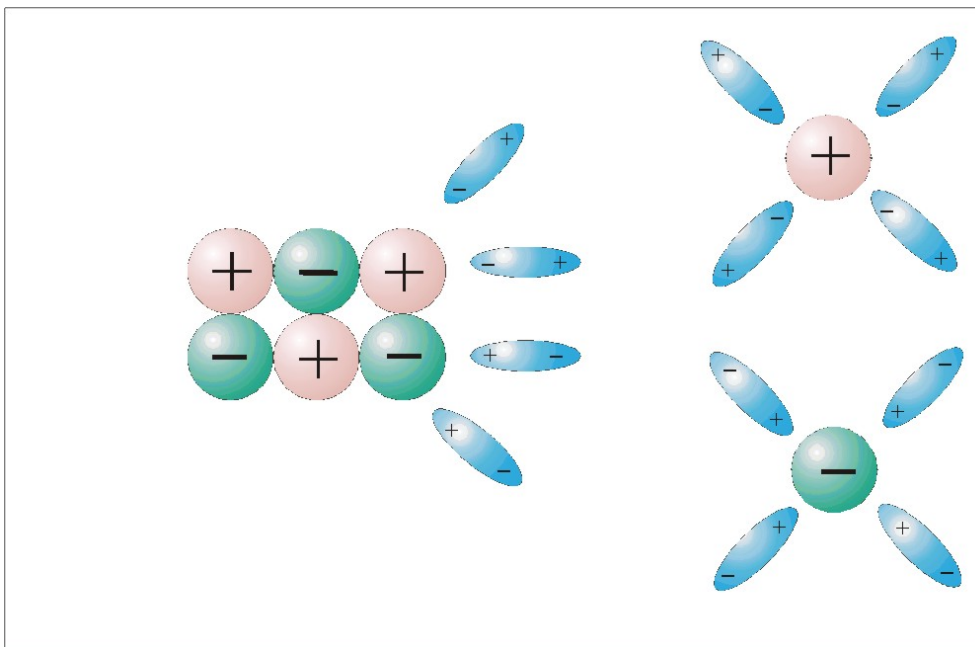


Figura 3. Solubilidade dunha substancia iónica

Cando unha substancia se dissolve noutra, o que acontece é que as partículas de cada unha delas se separan e a continuación se mesturan as partículas dunha substancia coas partículas da outra substancia. Este proceso é tanto máis favorable canto máis parecida sexa a natureza das forzas que unen as partículas das substancias que se han de mesturar. Nas substancias iónicas, as forzas que manteñen unidas as súas partículas (ións) son de tipo electrostático, estas substancias disolveranse doadamente nos denominados disolventes polares, como a auga, o alcohol... (neste mesmo tema estudarase a natureza das forzas que manteñen unidas entre si ás moléculas de auga). Non serán solubles nos denominados disolventes apolares como a gasolina, o aceite...

Ao disolverse unha substancia en auga esborrállase ou desfai o cristal iónico, pois os ións atraense con menos forza na auga que no aire (a constante dieléctrica da auga é 80) e ademais as moléculas de auga atraen aos ións, separándoos da rede cristalina.

Condutividade eléctrica:

Unha substancia é condutora da electricidade se contén cargas eléctricas que se poidan mover ao aplicar un campo eléctrico.

As substancias iónicas conteñen cargas eléctricas (ións positivos e negativos) pero estas atópanse fixas na rede cristalina, polo tanto, en estado sólido non son condutoras da electricidade. Non obstante, en estado líquido ou cando están disoltas, os ións teñen mobilidade e, neste caso, serán condutoras da electricidade. Ás substancias iónicas chámaselles condutores de segunda especie.

Fraxilidade:

A pesar da súa estabilidade as substancias iónicas rompen doadamente cando son golpeadas, é dicir, son fráxiles.

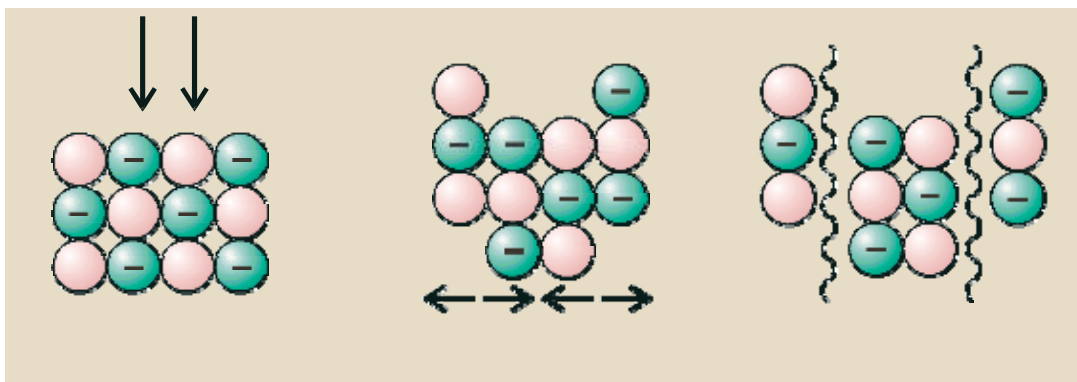


Figura 4. Xustificación da fraxilidade dunha substancia iónica

Vimos que cada ión positivo está rodeado de ións negativos e viceversa. A atracción eléctrica mantenos unidos. Cando se golpea o cristal poden desprazar os ións e quedar enfrontados ións do mesmo signo, aparecendo repulsión eléctrica onde antes había atracción. Por aí romperá o cristal.

4. ENLACE COVALENTE

O enlace covalente é o que une átomos de elementos electronegativos, é dicir, átomos que teñen tendencia a gañar electróns. Pero se os dous átomos que se unen mediante este enlace tenden a gañar electróns, que átomo lle quita os electróns ao outro?

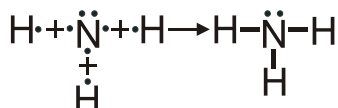
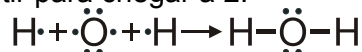
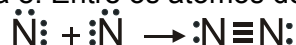
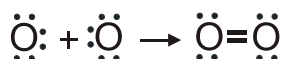
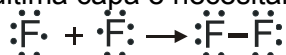
4.1. Teoría de Lewis

Se eses átomos que se unen son idénticos (H_2 , F_2 , O_2) non é lóxico pensar que un gañe electróns, pois o outro deberíaos perder. Lewis resolve estas cuestións formulando que neste enlace os átomos non gañan nin perden electróns, senón que comparten parellas de electróns conseguindo así a configuración estable de gas nobre. O H consegue ter dous electróns (estrutura do He) e o resto dos átomos conseguen ter oito electróns (o octeto). Cada parella de electróns compartida entre dous átomos constitúe un enlace covalente.

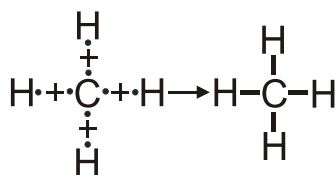
Un enlace covalente sinxelo é aquel en que dous átomos comparten unha parella de electróns e cada un deles achega un electrón ao enlace. Pero como veremos a continuación, pode haber dobres e triples enlaces.

4.2. Formación dalgunhas substancias

Para explicar a formación dalgúns enlaces covalentes imos utilizar os diagramas de Lewis, nos que cada átomo se representa polo seu símbolo químico rodeado de



7

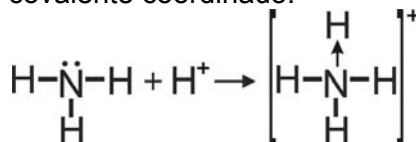


Anhídrido carbónico, CO₂: 1 átomo de carbono e 2 de osíxeno. O átomo de carbono ten 4 electróns, logo necesita compartir 4, 2 con cada O. O átomo de osíxeno ten 6 polo que necesita compartir 2.



Ademais, destes enlaces sinxelos ou múltiples, nos que os dous átomos que se unen achegan por igual os electróns que comparten, existe outro tipo de enlace denominado enlace covalente coordinado no que dous átomos comparten unha parella de electróns, pero estes dous electróns do enlace son achegados por un dos dous átomos que se enlazan. O átomo que achega os electróns chámase dador e o que os recibe aceptor. Este enlace represéntase por unha frecha e difire do enlace covalente normal, unicamente na súa formación, pois unha vez formado compórtase como un enlace covalente normal.

Por exemplo o ión amonio NH₄⁺, que se forma pola unión dun ión H⁺, que non ten electróns (o hidróxeno perdeu o seu electrón), cunha molécula de amoníaco NH₃ na que o nitróxeno dispón dunha parella de electróns sen compartir. O nitróxeno actúa de dador achegando esa parella de electróns e o ión hidróxeno de aceptor, entre ambos os dous fórmase un enlace covalente coordinado.



A teoría de Lewis non é capaz de explicar algúns aspectos do enlace covalente, como a formación dalgúns substancias que non cumpren a regra do octeto, p. ex. o PCl₅, onde o fósforo se une mediante cinco enlaces covalentes aos cinco átomos de cloro, de xeito que cada átomo de cloro consegue os oito electróns, pero o fósforo queda con dez electróns. Tampouco explica a xeometría das moléculas, a forma de orientarse os enlaces dentro da molécula.

Todo isto explícase a partir doutras teorías de enlace, posteriores á de Lewis, e que estudarás o próximo curso.

4.3. Polaridade

Entre as substancias que presentan enlace covalente atopamos algunhas con propiedades tan dispares como o diamante, a auga ou o nitróxeno. Esta diferenza tan grande entre substancias que teñen o mesmo enlace xustifícase porque algunhas delas como o diamante (constituído por átomos de C unidos mediante enlaces covalentes nas tres direccións do espazo) forman redes cristalinas onde todas as unións existentes son enlaces covalentes, mentres que outras forman moléculas nas que os átomos se unen por enlaces covalentes e estas moléculas únense entre si por

determinadas forzas intermoleculares que, en xeral son moito máis débiles que un enlace covalente.

Enlaces polares e apolares

Cando dous átomos iguais ou con igual electronegatividade comparten unha parella de electróns, atraen cara a si a parella de electróns con igual forza, de maneira que esta queda centrada entre os dous átomos. Este enlace covalente chámase apolar.

Se os dous átomos que se unen mediante enlace covalente teñen diferente electronegatividade, comparten a parella de electróns, pero o máis electronegativo tira máis deses electróns e achégao a si, de maneira que a parella de electróns non está centrada entre os dous átomos, senón que está máis próxima ao elemento máis electronegativo e máis afastada do menos electronegativo. É un enlace covalente polar.

Non chega a haber unha separación total de cargas, non son dous ións (un positivo e outro negativo), simplemente aparece unha disposición asimétrica de cargas. Diremos que se forma un dipolo: molécula neutra na que a carga negativa está desprazada cara a unha parte da molécula. O átomo cara onde se desprazan os electróns do enlace ten polaridade negativa e a outra parte do enlace positiva.

Ex: O H-F. O F é máis electronegativo, ten polaridade negativa e o H ten polaridade positiva.

4.4. Forzas intermoleculares

Son as forzas de unión que se producen entre moléculas nas que os átomos están unidos por enlaces covalentes. Existen diferentes tipos de forzas intermoleculares:

- Forzas de orientación. As moléculas polares únense mediante forzas de orientación. A parte positiva dunha molécula oríéntase, achégase á parte negativa doutra e aparece unha forza de tipo eléctrico. Estas forzas, aínda que da mesma natureza son moito máis débiles que un enlace iónico, posto que aquí non temos cargas netas senón dipolos.

Estas forzas de orientación son tanto máis intensas canto maior é a polaridade das moléculas, aínda que como xa se viu son moito máis débiles que un enlace químico.

- Enlaces por ponte de hidróxeno. Danse entre moléculas que conteñen enlaces entre un elemento moi electronegativo (O,F,N...) e o hidróxeno. Estes enlaces teñen unha polaridade moi acusada, de modo que este tipo de unión entre moléculas se pode considerar como forzas de orientación moi intensas.

O H unido por un enlace covalente polar a un átomo moi electronegativo forma a parte positiva dese enlace. Ese H con polaridade positiva achégase, únese por atracción eléctrica á parte negativa doutra molécula. Posto que o H actúa de nexo de unión entre dúas moléculas, a esta unión chamóuselle "ponte de hidróxeno".

- Forzas de dispersión. Prodúcese entre moléculas apolares. Son máis débiles que as forzas de orientación e a súa intensidade está en relación directa coa masa das moléculas.

4.5. Tipos de substancias covalentes

Ímonos atopar con diferentes tipos de substancias covalentes:

- Sólidos covalentes. Substancias nas que todas as unións son enlaces covalentes. Ex: o diamante, a sílice... Forman redes cristalinas.
- Moleculares. As unións dentro da molécula son enlaces covalentes. As moléculas únense entre si por forzas intermoleculares. As moléculas polares únense por forzas de orientación e as moléculas apolares únense por forzas de dispersión.

4.6. Propiedades das substancias covalentes

Puntos de fusión

Sólidos covalentes. Para pasalos a estado líquido hai que romper enlaces covalentes, moi estables, polo tanto os puntos de fusión serán moi elevados.

Moleculares. Aquí referirémonos aos puntos de fusión ou de ebulición, posto que algunhas a temperatura ambiente son líquidos e mesmo gases. Para cambiar de estado deben romper forzas intermoleculares, moito máis débiles que un enlace, polo tanto os puntos de fusión ou de ebulición son en xeral baixos, debido á debilidade das forzas que hai que romper para separar as moléculas. Estes puntos de cambio de estado serán maiores canto maior sexa a intensidade das forzas que han de romper.

Solubilidad

Temos dous tipos de disolventes: os polares e os apolares.

Os disolventes polares están formados por moléculas polares unidas entre si por forzas de orientación (auga, alcohol), mentres que os disolventes apolares están formados por moléculas apolares unidas entre si por forzas de dispersión (gasolina, benceno, tetracloruro de carbono).

- Sólidos covalentes. As súas unións son moito máis intensas que as das partículas de calquera disolvente, polo tanto, non a disolverán en ningún tipo de disolvente. Son insolubles.
- Moleculares. As polares disólvense en disolventes polares e as apolares en disolventes apolares.

Conductividade eléctrica

As substancias covalentes non teñen cargas con mobilidade, polo que non conducen a electricidade. Son illantes.

Existen algunhas excepcións que verás con detalle o próximo curso.

5. ENLACE METÁLICO

Segundo vimos no tema anterior, a maior parte dos elementos químicos son metais. Estes metais teñen unha serie de propiedades características que, dende moi antigo, permitiu diferenciarlos do resto de substancias químicas. O enlace que se produce entre os átomos dos metais chámase enlace metálico.

5.1. Modelo da nube de electróns

Xa vimos que todos os elementos metálicos teñen na última capa moi poucos electróns e que os perden con certa facilidade. Estes son os electróns de valencia.

Ao resto do átomo, é dicir, o núcleo e os electróns das capas internas, chamáremoslle resto positivo. Chámaselle resto positivo e non ión positivo posto que non chega a separarse dos electróns de valencia.

Os restos positivos distribúense ordenadamente en redes cristalinas compactas e os electróns de valencia quedan arredor destes restos positivos formando unha especie de nube ou gas de electróns. Os restos positivos están fixos e os electróns de valencia teñen mobilidade. O enlace metálico é debido á atracción exercido entre o gas electrónico e os restos positivos.

Como os átomos do metal están próximos entre si, os electróns de valencia non pertencen a ningún átomo en concreto, senón que son compartidos por todos os átomos. O enlace metálico é un enlace non dirixido, a diferencia do covalente. A unión non se dá entre dous átomos determinados, senón entre todos os restos positivos co gas de electróns.

As redes cristalinas dos metais son moi compactas e adoitan ter índices de coordinación moi elevados (oito, doce).

5.2. Propiedades das substancias con enlace metálico

Punto de fusión

Todos os metais, agás o mercurio, son sólidos a temperatura ambiente. En xeral, o enlace metálico é moi estable, polo tanto, hai que comunicar moita enerxía para separar os átomos e os puntos de fusión adoitan ser altos. Aínda que dado o elevado número de metais esta propiedade é variable e atoparemos algúns metais que funden doadamente (sodio, estaño).

Dureza

A dureza dun sólido xa vimos que se determina raiando a súa superficie, é dicir, rompendo enlaces na superficie. Posto que se trata de romper enlaces, ao igual que no paso de sólido a líquido, esta propiedade varía da mesma forma que os puntos de

fusión. En xeral será elevada pois a maioría dos enlaces metálicos son moi estables e difíciles de romper, pero tamén nos atoparemos con algúns metais brandos.

Solubilidad

Non hai disolventes que teñan unha natureza parecida aos metais. Os metais son insolubles en calquera tipo de disolvente, tan só serán solubles noutros metais. As disolucións entre metais chámanse aliaxes e para preparalas é necesario que os metais (polo menos un) se atope en estado líquido, logo solidifícanse. Como xa se viu o mercurio é líquido a temperatura ambiente, con este metal pódense preparar doadamente aliaxes. As aliaxes con mercurio chámanse amálgamas.

Conductividade eléctrica

Os metais son os condutores por excelencia. Mesmo en estado sólido teñen cargas con mobilidade, os electróns do gas electrónico. Tanto en estado sólido como en estado líquido son bos condutores da electricidade.

Outras propiedades

Os metais teñen outras propiedades características que permiten diferenciarlos das demais substancias:

Densidade

Ao ser as redes cristalinas moi compactas hai moitos átomos por unidade de volume e a densidade dos metais adoita ser elevada. Ao igual que se viu no punto de fusión e na dureza esta propiedade varía moito e incluso podemos atopar algúns metais lixeiros (sodio, magnesio, aluminio)

Conductividade térmica

A mobilidade dos electróns dentro da rede favorece a transmisión das vibracións térmicas e os metais son bos condutores da calor.

Ductilidade e maleabilidade

Pódense estirar en forma de fíos, son dúctiles, e estender en forma de láminas, son maleables. Pódense deformar doadamente sen romper, isto débese ao seu enlace non dirixido. A atracción entre o gas de electróns e os restos positivos non desaparece, o enlace metálico non rompe, aínda que os restos positivos se deslicen uns sobre outros e cambien de posición a causa dunha forza.

Brillo metálico

Case todos os metais son de cor gris brillante agás o ouro e o cobre, de maneira que a simple vista somos capaces de recoñecer un metal. Isto débese á reflexión que ten lugar cando a luz incide sobre a nube de electróns, que é similar en todos os metais.

6. FORMULACIÓN INORGÁNICA

Ó estudar o enlace xustificamos a existencia de compostos como HCl, H₂O, NH₃, CH₄, CCl₄, CO₂, SO... Aquí imos a comprender como se poden formular ou nomear os compostos químicos inorgánicos.

Para formular e nomear hai profesores que prefiren usar a valencia dos elementos e outros o estado de oxidación dos elementos. Tamén veremos que ambos conceptos son equivalentes e que non importa como cho explicaran por primeira vez.

6.1. Concepto de valencia e estado de oxidación

Se nos fixamos nos 4 primeiros compostos indicados no apartado anterior, vemos que hai elementos que necesitan 1, 2, 3 ou 4 átomos de hidróxeno para formar un composto estable. A este número de átomos de hidróxeno que se combinan cun átomo dun elemento chámasele valencia. Neses exemplos, a valencia do cloro é 1, a do osíxeno é 2, a do nitróxeno 3 e a do carbono 4. Cando se combina o cloro (valencia 1) co carbono (valencia 4) vemos que necesitamos 4 átomos de cloro por cada un de carbono (5º composto) e cando se combina o osíxeno (valencia 2) co carbono (valencia 4) vemos que necesitamos 2 átomos de osíxeno por cada un de carbono (6º composto). Logo, a valencia dun elemento tamén mide a súa capacidade de combinación con outros elementos.

O estado de oxidación dun átomo nun composto químico é o número de cargas, positivas ou negativas, que tería ese átomo se os electróns de cada enlace do composto fosen transferidos totalmente ao átomo máis electronegativo. P. ex. no primeiro composto antes citado (HCl), que presenta enlace covalente, como o cloro é máis electronegativo, atraería o electrón e “tería” carga -1 e o hidróxeno +1; no segundo caso (H₂O), o osíxeno, máis electronegativo, atraería un electrón de cada hidróxeno e “tería” carga -2 e cada hidróxeno +1. (Indico “tería” porque os dous exemplos son de compostos covalentes e en ningún caso se ionizarían os elementos)

Como ves, o cloro, de valencia 1, tería estado de oxidación -1 e o osíxeno de valencia 2, tería estado de oxidación -2, e igual poderíamos razoar para os demais elementos. Polo tanto quen coñece as valencias dun elemento coñece os seus estados de oxidación.

Actualmente prefírese usar o concepto de estado de oxidación e non o de valencia

6.2. Símbolos e estados de oxidación dos elementos máis comúns

Para formular e nomear hai que memorizar os símbolos e estados de oxidación dos elementos, os distintos tipos de substancias (hidruros, óxidos...) e os ácidos representativos. Estes últimos poden razoarse a partir dos óxidos engadindo auga, pero iso faríanos formular ou nomear moi lentamente; propóñoche memorizar catro ácidos representativos e a quen representan e así formularás rapidamente os oxácidos e os oxisales.

Na táboa que tes a continuación, e que debes memorizar, aparecen os símbolos e estados de oxidación dos elementos máis habituais nun laboratorio.

METAIS				NON METAIS	
+1	+2	+3	+2 e +3	-1*(+1, 3, 5, 7)	-3*(+1, 3, 5)
H: Hidróxeno	Be: Berilio	B: Boro	Fe: Ferro	F: Fluor	N: Nitróxeno
Li: Litio	Mg: Magnesio	Al: Aluminio	Co: Cobalto	Cl: Cloro	P: Fósforo
Na: Sodio	Ca: Calcio	Bi: Bismuto	Ni: Níquel	Br: Bromo	As: Arsénico
K: Potasio	Sr: Estroncio	+1 e +2	Cr: Cromo	I: Iodo	Sb: Antimonio
Rb: Rubidio	Ba: Bario	Cu: Cobre	Mn: Manganeso	-2* (+2, 4, 6)	± 4
Cs: Cesio	Ra: Radio	Hg: mercurio	+2 e +4	O: Osíxeno	C: Carbono
Ag: Prata	Zn: Zinc	+1 e +3	Pb: Chumbo	S: Xofre	Si: Silicio
	Cd: Cadmio	Au: Ouro	Sn: Estaño	Se: Selenio	
			Pt: Platino	Te: Teluro	

* No caso dos non metais, o primeiro estado de oxidación é o que presentan cando se combinan con metais ou hidróxeno.

(Compara esta táboa coa Táboa Periódica. Serache máis fácil de memorizar e coñecerás de paso a Táboa Periódica.)

6.3. Hidruros

Son as combinacións dos distintos elementos co hidróxeno. Distinguiremos dous tipos:

6.3.a. Hidruros metálicos

Formúlanse escribindo o símbolo do metal e o do hidróxeno intercambiando estados de oxidación, é dicir, o estado de oxidación do metal pasa como subíndice ó hidróxeno e o do hidróxeno pasa como subíndice ó metal. Ex.: AlH_3

Poden nomearse de tres maneiras diferentes:

Na **Nomenclatura Sistemática** chámaselles hidruro do nome do metal correspondente, se ben a palabra hidruro leva os prefixos mono-, di-, tri- ou tetra- segundo o número de átomos de hidróxeno. O prefixo non é obrigatorio se o metal ten só un estado de oxidación. Ex.: trihidruro de aluminio ou hidruro de aluminio.

Na **Nomenclatura de Stock** chámaselles hidruro do nome do metal correspondente e a continuación do nome do metal indícase o seu estado de oxidación en números romanos colocados entre parénteses. O estado de oxidación non é obrigatorio indicalo se o metal ten só un estado de oxidación. Ex.: hidruro de aluminio (III) ou hidruro de aluminio.

Na **Nomenclatura Tradicional** chámaselles hidruro e ó nome do metal colócanse os sufixos -oso ou -ico, segundo o metal estea, respectivamente, co estado de oxidación menor ou maior. Se o metal é de estado de oxidación único,

úsase o sufixo -ico ou simplemente hidruro do nome do metal correspondente. Ex.: hidruro aluminico ou hidruro de aluminio.

Completa a seguinte táboa con exemplos:

FÓRMULA	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura Tradicional
LiH	(Mono)hidruro de litio*	Hidruro de litio <u>(I)</u> *	Hidruro lítico ou de litio
FeH ₂	Dihidruro de ferro	Hidruro de ferro <u>(II)</u>	Hidruro ferroso
FeH ₃	Trihidruro de ferro	Hidruro de ferro <u>(III)</u>	Hidruro férrico
CuH			
	Tetrahidruro de chumbo		
		Hidruro de ouro (III)	
			Hidruro cincico ou de zinc

*Cando un prefixo vai entre paréntese e un estado de oxidación tachado, quere dicir que pode suprimirse, respectivamente, o prefixo ou o estado de oxidación. É dicir é tan correcto hidruro de litio como monohidruro de litio ou hidruro de litio (I).

6.3.b. Hidruros de non metais

Distinguiremos dous tipos:

6.3.b.1. Hidruros de nitroxenoideos e carbonoideos: Formúlanse e noméanse como os hidruros metálicos, aínda que na nomenclatura tradicional tamén teñen nome propio.

Completa a seguinte táboa con exemplos:

FÓRMULA	Tres nomenclaturas	Nomenclatura tradicional
NH ₃	Hidruro de nitróxeno	Amoníaco
PH ₃		Fosfamina ou fosfina
AsH ₃	Hidruro de arsénico	Arsenamina ou arsina
SbH ₃		Estibamina ou estibina
CH ₄	Hidruro de carbono	Metano
SiH ₄		Silano
BH ₃		Borano

6.3.b.2. Hidruros de halóxenos e anfíxenos (HIDRÁCIDOS):

Formúlanse escribindo o símbolo do hidróxeno e o do non-metal intercambiando estados de oxidación.

Noméanse dándolle ó non-metal o sufixo -uro e dicindo a continuación de hidróxeno. Na nomenclatura tradicional tamén se lles pode chamar ácidos e ó non-metal pónselle o sufixo -hídrico.

Completa a seguinte táboa con exemplos:

FÓRMULA	Tres nomenclaturas	Nomenclatura tradicional
HF	Fluor <u>uro</u> de hidróxeno	<u>Ácido fluorhídrico</u>
HCl		Ácido clorhídrico
HBr	Bromuro de hidróxeno	
HI		Ácido iodhídrico
H ₂ S	Sulfuro de hidróxeno	
H ₂ Se		Ácido selenhídrico
H ₂ Te	Telururo de hidróxeno	
HCN	Cianuro de hidróxeno	Ácido cianhídrico

6.4. Óxidos

Son as combinacións dos distintos elementos co osíxeno. Distinguiremos tres tipos:

6.4.a. Óxidos metálicos

Formúlanse escribindo o símbolo do metal e o do osíxeno intercambiando números de oxidación. Se os subíndices teñen un denominador común deben simplificarse. Ex.: Al₂O₃.

Noméanse de xeito análogo ós hidruros metálicos, pero cambiando a palabra hidruro por óxido.

Completa a seguinte táboa con exemplos:

FÓRMULA	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura Tradicional
Na ₂ O	(Mon)óxido de (di)sodio	Óxido de sodio (<u>II</u>)	Óxido sódico ou de sodio
CoO	Monóxido de cobalto	Óxido de cobalto (II)	Óxido cobaltoso
Co ₂ O ₃	Trióxido de dicobalto	Óxido de cobalto (III)	Óxido cobáltico
HgO			
	Dióxido de estaño		
		Óxido de prata (I)	
			Óxido berílico

6.4.b. Óxidos de non-metals

Formúlanse e nómeanse de xeito análogo ós óxidos metálicos. Na nomenclatura tradicional chámaselles anhídridos e como pode haber ata catro compostos diferentes

dun elemento, utilízanse os seguintes prefixos e sufixos en orde crecente de estado de oxidación: hipo...oso, ...oso, ...ico e per...ico.

Completa a seguinte táboa con exemplos:

FÓRMULA	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura Tradicional
Cl ₂ O	Monóxido de (di)cloro	Óxido de cloro (I)	Anhídrido <u>hipocloroso</u>
Cl ₂ O ₃	Trióxido de (di)cloro	Óxido de cloro (III)	Anhídrido <u>cloroso</u>
Cl ₂ O ₅	Pentaóxido de (di)cloro	Óxido de cloro (V)	Anhídrido <u>clórico</u>
Cl ₂ O ₇	Heptaóxido de (di)cloro	Óxido de cloro (VII)	Anhídrido <u>perclórico</u>
SO			
	Dióxido de xofre		
		Óxido de xofre (VI)	
			Anhídrido hipoarsenioso
P ₂ O ₃			
	Trióxido de selenio		
		Óxido de bromo (I)	
			Anhídrido carbónico
			Monóxido de carbono

6.4.c. Peróxidos

Son combinacións duns poucos elementos co grupo PEROXO ou PERÓXIDO (O₂⁻²). Este grupo está formado por dous átomos de osíxeno unidos entre si, cada un deles con estado de oxidación -1, dando como resultado estado de oxidación -2 para este grupo (o subíndice 2 do grupo O₂⁻² non se pode simplificar).

Formúlanse e noméanse de xeito análogo aos óxidos metálicos.

Completa a seguinte táboa con exemplos:

FÓRMULA

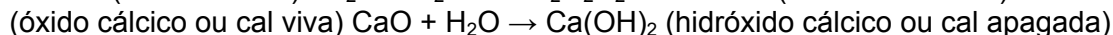
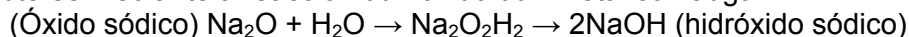
Na₂O₂
 Fe₂(O₂)₃=Fe₂O₆
 Ca₂(O₂)₂ = CaO₂

Nome

Peróxido sódico ou de sodio
 Peróxido férrico ou de ferro (III)
 Peróxido de hidróxeno (auga oxixenada).

6.5. Hidróxidos

Poden obterse mediante a reacción dun óxido dun metal con auga. Ex.:



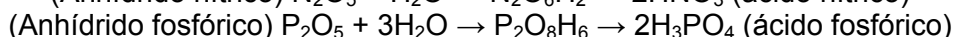
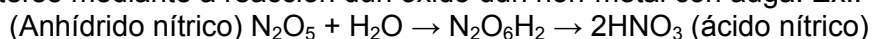
Formúlanse escribindo o símbolo do metal e tantos grupos (OH) como estado de oxidación ten o metal. Noméanse de xeito análogo ós hidruros metálicos, pero cambiando a palabra hidruro por hidróxido.

Completa a seguinte táboa con exemplos:

FÓRMULA	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura Tradicional
KOH	(Mono)hidróxido de potasio	Hidróxido de potasio <u>(II)</u>	Hidróxido potásico ou de potasio
Ni(OH) ₂	Dihidróxido de níquel	Hidróxido de níquel (II)	Hidróxido níqueloso
Ni(OH) ₃	Trihidróxido de níquel	Hidróxido de níquel (III)	Hidróxido níquelico
Pt(OH) ₄			
	Dihidróxido de magnesio		
		Hidróxido de aluminio(III)	
			Hidróxido amónico

6.6 Oxácidos

Poden obterse mediante a reacción dun óxido dun non-metal con auga. Ex.:



Para formulalos e nomealos, na nomenclatura tradicional, memorizaremos 4 ácidos representativos e a partir deles razoaremos os demais, tendo en conta que nun grupo unicamente cambia o número de átomos de osíxeno, que aumenta de 1 en 1 dende o ácido hipo...oso ata o per...ico. Usaremos como representativos:

HNO_3	ácido nítrico	(=F, Cl, Br, I)
H_2SO_4	ácido sulfúrico	(=Se, Te)
H_3PO_4	ácido fosfórico	(=As, Sb)
H_2CO_3	ácido carbónico	(=Si)

Ademais da nomenclatura tradicional hai varias nomenclaturas sistemáticas e funcionais para estes compostos, que por ser longas non son utilizadas practicamente. Así para os exemplos mencionados, os nomes serían:

Fórmula	Nome sistemático (estequiométrico)	Nome sistemático (Stock)	Nome funcional (simplificado)	Nome funcional (Stock)
HNO ₃	Trioxonitrato de hidróxeno	Trioxonitrato(V) de hidróxeno	Ácido trioxonítrico	Ácido trioxonítrico(V)
H ₂ SO ₄	Tetraoxosulfato de dihidróxeno	Tetraoxosulfato (VI) de hidróxeno	Ácido tetraoxosulfúrico	Ácido tetraoxosulfúrico(VI)
H ₃ PO ₄	Tetraoxofosfato de trihidróxeno	Tetraoxofosfato(V) de hidróxeno	Ácido tetraoxofosfórico	Ácido tetraoxofosfórico(V)
H ₂ CO ₃	Trioxocarbonato de dihidróxeno	Trioxocarbonato (IV) de hidróxeno	Ácido trioxocarbónico	Ácido trioxocarbónico(IV)

Completa a seguinte táboa con exemplos:

FÓRMULA	NOME	FÓRMULA	NOME
HCIO	ácido hipocloroso	HIO ₄	
HCIO ₂	ácido cloroso		ácido sulfuroso
HCIO ₃	ácido clórico	H ₂ SeO ₄	
HCIO ₄	ácido perclórico		ácido hipoteluroso
H ₃ PO ₂	ácido hipofosforoso	H ₂ SO ₂	
H ₃ PO ₃	ácido fosforoso		ácido hipofosforoso
H ₃ PO ₄	ácido fosfórico	H ₃ AsO ₃	
	ácido hipobromoso		ácido antimónico
HNO ₂		H ₂ CO ₃	
	ácido fluórico		ácido (meta)silícico

6.7. Sales

Poden obterse mediante a reacción dun hidróxido cun ácido, proceso que da unha sal e auga. Ex.:

(Ácido clorhídrico) $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$ (cloruro sódico) (SAL BINARIA)

(Ácido sulfúrico) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{CaSO}_4$ (sulfato cálcico) (OXISAL)

Como vemos hai dous tipos de ácidos, hidrácidos (ver 6.3.b2.hidruros de non-metaís) e oxácidos (ver 6.6), e polo tanto tamén hai dous tipos de sales:

6.7.a. Sales binarias:

Formúlanse escribindo o símbolo do metal e o do non-metal intercambiando estados de oxidación. Noméanse de xeito análogo ós hidruros ou óxidos metálicos, dándolle ó non-metal o sufixo -uro.

Completa a seguinte táboa con exemplos:

FÓRMULA	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura de Stock	Nomenclatura Tradicional
RbBr	(Mono)bromuro de rubidio	Bromuro de rubidio (<u>II</u>)	Bromuro rubídico ou de rubidio
CrS	Monosulfuro de cromo	Sulfuro de cromo (II)	Sulfuro cromoso
Cr ₂ S ₃	Trisulfuro de dicromo	Sulfuro de cromo (III)	Sulfuro crómico
AuCN			
	Tetracloruro de carbono		
		Seleniuro de chumbo (IV)	
			Fluoruro cúprico

6.7.b. Oxisales

Formúlanse escribindo o símbolo do metal e a fórmula do anión intercambiando estados de oxidación. Noméanse dicindo o nome do anión e a continuación o do metal cos sufixos -oso ou -ico ou ben se indica o seu estado de oxidación en números romanos colocados entre paréntese.

O anión é o grupo de átomos que queda cando un oxácido perde os seus átomos de hidróxeno. O nome é igual ó nome do ácido mais cambiando os sufixos -oso e -ico por -ito e -ato, respectivamente. O estado de oxidación do anión é igual ó número de átomos de hidróxeno perdidos polo ácido.

Tomando como referencia os ácidos representativos, os aniões correspondentes serán:

HNO ₃	ácido nítrico	NO ₃ ⁻¹	nitrato	(=F, Cl, Br, I)
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico	SO ₄ ⁻²	sulfato	(=Se, Te)
H ₃ PO ₄	ácido fosfórico	PO ₄ ⁻³	fosfato	(=As, Sb)
H ₂ CO ₃	ácido carbónico	CO ₃ ⁻²	carbonato	(=Si)

Completa a seguinte táboa con exemplos:

FÓRMULA	NOME	FÓRMULA	NOME
AgClO	Hipoclorito arxéntico		Iodato bórico
Ca(ClO ₂) ₂	Clorito de calcio (II)	HgBrO ₄	
Sn(ClO ₃) ₄	Clorato estánnico		Sulfito de platino (II)
Bi(ClO ₄) ₃	Perclorato de bismuto (III)	Al ₂ (SO ₄) ₃	
CsFO			Seleniato sódico
	Nitrito de estroncio	MnTeO ₃	
Cd ₃ (PO ₄) ₂			Antimoniato cuproso
	Fosfito amónico	CaCO ₃	
K ₃ AsO ₃			Silicato de ferro (III)

Na nomenclatura sistemática, pouco usada, cóntanse os átomos de osíxeno do anión e indícase o estado de oxidación do non-metal ou ben se indican o número de aniós cos prefixos bis, tris ... Exemplos:

Fórmula	Nomes sistemáticos	
Fe(NO ₃) ₃	Tris(trioxonitrato) de ferro	Trixonitrato(V) de ferro(III)
Au ₂ (SO ₄) ₃	Tris(tetraoxosulfato) de diouro	Tetraoxosulfato(VI) de ouro(III)
Pb ₃ (PO ₄) ₂	Bis(tetraoxofosfato) de trichumbo	Tetraoxofosfato(V) de chumbo(II)

(Respostas aos exemplos de formulación):

6.3.a:	<i>Monohidruro de cobre</i>	<i>Hidruro de cobre (I)</i>	<i>Hidruro cuproso</i>
<i>PbH₄</i>		<i>Hidruro de chumbo (IV)</i>	<i>Hidruro plúmbico</i>
<i>AuH₃</i>	<i>Trihidruro de ouro</i>		<i>Hidruro áurico</i>
<i>ZnH₂</i>	<i>(Di)hidruro de zinc</i>	<i>Hidruro de zinc(II)</i>	
6.3.b1:	<i>Hidruro de fósforo</i>		
	<i>Hidruro de antimonio</i>		
	<i>Hidruro de silicio</i>		
6.3.b2:	<i>Cloruro de hidróxeno</i>		
		<i>Ácido bromhídrico</i>	
	<i>Ioduro de hidróxeno</i>		
		<i>Ácido sulfhídrico</i>	
	<i>Seleniuro de hidróxeno</i>		

		Ácido telurhídrico	
6.4.a:	Monóxido de mercurio	Óxido de mercurio (II)	Óxido mercúrico
SnO_2		Óxido de estaño (IV)	Óxido estánnico
Ag_2O	(Mon)óxido de (di)prata		Óxido arxéntico
BeO	(Mon)óxido de berilio	Óxido de berilio (II)	
6.4.b:	Monóxido de xofre	Óxido de xofre (II)	Anhídrido hiposulfuroso
SO_2		Óxido de xofre (IV)	Anhídrido sulfuroso
SO_3	Trióxido de xofre		Anhídrido sulfúrico
As_2O	Monóxido de (di)arsénico	Óxido de arsénico (I)	
	Trióxido de (di)fósforo	Óxido de fósforo (III)	Anhídrido fosforoso
SeO_3		Óxido de selenio (VI)	Anhídrido selénico
Br_2O	Monóxido de (di)bromo		Anhídrido hipobromoso
CO_2	Dióxido de carbono	Óxido de carbono (IV)	
CO	Monóxido de carbono	Óxido de carbono (II)	
6.4.c:			Peróxido de calcio
H_2O_2			
6.5:	Tetrahidróxido de platino	Hidróxido de platino (IV)	Hidróxido platínico
$\text{Mg}(\text{OH})_2$		Hidróxido de magnesio (II)	Hidróxido magnésico
$\text{Al}(\text{OH})_3$	(Tri)hidróxido de aluminio		Hidróxido alumínico
NH_4OH	(Mono)hidróxido de amonio	Hidróxido de amonio (I)	
6.6:			Ácido periódico
		H_2SO_3	
			Ácido selénico
		H_2TeO_2	
			Ácido hiposulfuroso
		H_3PO_2	
			Ácido arsenioso
HBrO		H_3SbO_4	
	Ácido nitroso		Ácido carbónico
HFO_3		H_2SiO_3	
6.7.a:	Monocianuro de ouro	Cianuro de ouro (I)	Cianuro auroso
CCl_4		Cloruro de carbono (IV)	Cloruro de carbono
PbSe_2	Diseleniuro de chumbo		Seleniuro plúmbico
CuF_2	Difluoruro de cobre	Fluoruro de cobre (II)	
6.7.b:		$\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$	
			Perbromato mercurioso
		PtSO_3	
			Sulfato de aluminio
	Hipofluorito de cesio	Na_2SeO_4	
$\text{Sr}(\text{NO}_2)_2$			Telurito de manganeso (II)
	Fosfato de cadmio	Cu_3SbO_4	
$(\text{NH}_4)_3\text{PO}_3$			Carbonato cálcico
	Antimonito potásico	$\text{Fe}_2(\text{SiO}_3)_3$	